

QUÍMICA EN MICROESCALA PARA SECUNDARIAS

Manual de Experimentos de Química

Marta Elena Ibargüengoitia Cervantes

Jorge Guillermo Ibáñez Cornejo

Elizabeth García Pintor

UNIVERSIDAD IBEROAMERICANA
BIBLIOTECA FRANCISCO XAVIER CLAVIGERO

Ibargüengoitia Cervantes, Martha Elena
Química en microescala para secundarias

1. Química — Estudio y enseñanza (Secundaria) —
Problemas, ejercicios, etc. I.t.

QD42I.23.2004

1a. edición, 2004

PROVITEC
Juan Hernández
Deportivo Internacional Mz. 417 L. 3959
Col. Lázaro Cárdenas
54180 Tlanepantla, Edo. de México

D.R. © Universidad Iberoamericana, A.C.
Prol. Paseo de la Reforma 880
Col. Lomas de Santa Fe
0210 México, D.F.

ISBN: 968-859-499-7

Impreso y hecho en México
Printed and made in México

ÍNDICE:

Introducción	7
Medidas de seguridad en el laboratorio	9
Experimento 1. Medición. ¡Hay que tomar medidas precisas!	13
Experimento 2. Densidad. La corona del rey	21
Experimento 3. Empuje y flotabilidad. ¿Por qué no se hunden los barcos?	25
Experimento 4. Reconocimiento de las sustancias en base a sus propiedades físicas y químicas. Dime cómo te comportas y te diré quién eres	29
Experimento 5. Transformaciones de energía. El baile de la naftalina	33
Experimento 6. Factores que influyen en la velocidad de las reacciones. Un reloj químico	37
Experimento 7. Estados de la materia. Nubes envasadas	43
Experimento 8. Destilación. Agua pura y pura agua	47
Experimento 9. Difusión de gases. ¡A toda velocidad!	53
Experimento 10. Obtención de hidrógeno. Burbujas explosivas	57
Experimento 11. Obtención de cloro. El enemigo del color	63
Experimento 12. Obtención de oxígeno. Lo mejor del aire que respiro	67
Experimento 13. Obtención de bióxido de carbono. Un gas de invernadero	73
Experimento 14. Efectos de la contaminación. Lluvia ácida	81
Experimento 15. Mezclas homogéneas y heterogéneas. Aguas frescas	85
Experimento 16. Cromatografía en papel. Los colores escondidos	91
Experimento 17. Suspensiones, coloides y soluciones. ¿Transparente o translúcido?	95
Experimento 18. Disoluciones acuosas. Concentración en porcentaje (%). ¡Limonada para todos!	99
Experimento 19. Cristalización. Gemas de sal	103
Experimento 20. Grupos de la tabla periódica. Todo queda en familia	109
Experimento 21. Enlaces químicos. ¿Unidos para siempre?	113
Experimento 22. Electrolitos y no electrolitos. Un interruptor líquido	117
Experimento 23. Ácidos, bases, pH. Arco iris de ácidos y bases	121
Experimento 24. Óxidos ácidos y óxidos básicos. Ser o no ser	127
Experimento 25. Titulación por neutralización. Ácido vs. Base	131
Experimento 26. Efecto de la variación del pH sobre las proteínas. Huevos cocidos en frío	135
Experimento 27. Números de oxidación. Manganeseo disfrazado	139
Experimento 28. Oxidación-reducción. Metales al ataque	143

Experimento 29.	Electrólisis del agua. ¡A romper el agua!	147
Experimento 30.	Limpieza de aguas residuales simuladas por electrocoagulación. Limpiando el agua con electricidad ...	153
Experimento 31.	Recubrimiento electrolítico. Las apariencias engañan	159
Experimento 32.	Hidrocarburos. Más caliente que un horno	163
Experimento 33.	Sustancias orgánicas como combustibles. Alcohol sólido	167
Experimento 34.	Polímeros. ¡Diviértete con la supergoma!	171
Experimento 35.	Contenido de vitamina C. ¿Quién da más?	175
Experimento 36.	Carbohidratos. Almacenes de energía	179
Experimento 37.	Obtención de jabón. ¡Rechinando de limpio!	183
Experimento 38.	Dureza del agua. Agua dura ¡y no es hielo!	187
Experimento 39.	Separación de aspirina de una tableta efervescente. ¡Todos saben que sí alivia!	191
Experimento 40.	Fotoquímica. ¡El que se mueva no sale en la foto!	195
Apéndice.	Obtención de gases en jeringas	199
Tabla de reactivos	205
Bibliografía	209

INTRODUCCIÓN

De acuerdo con la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés), el 80% de los estudiantes de nivel secundaria en el mundo no tiene acceso a la realización de experimentos educativos. Es por ello que en el Centro Mexicano de Química en Microescala nos propusimos la elaboración de este manual, con el objeto de poner al alcance de todos la química experimental.

Aquí proponemos el uso de técnicas en microescala, que utilizan cantidades muy pequeñas de sustancias y solventes, y que permiten observar los fenómenos con la misma claridad que las técnicas convencionales. El uso de cantidades tan pequeñas de reactivos reporta, entre otras, las siguientes ventajas:

- disminución notable en el gasto de reactivos y en la generación de residuos, lo que incide en el cuidado de nuestro medio ambiente;
- disminución a la exposición a sustancias potencialmente dañinas;
- incremento en la seguridad tanto de estudiantes como maestros en el trabajo de laboratorio mediante la reducción de los riesgos en caso de un accidente;
- reducción de los espacios para almacenar reactivos y equipos;
- disminución importante en los costos de laboratorio; y
- reducción del tiempo que se emplea en la realización de los experimentos.

Considerando también la dificultad que pudiera existir para poder contar con los equipos, los materiales y los reactivos, se proponen experimentos sencillos, en su mayoría con materiales de bajo costo y fácil adquisición.

Se ofrecen 40 experimentos, los cuales abarcan temas que se tratan a lo largo de los tres años de la instrucción media básica. En estos experimentos el conocimiento se va construyendo en forma gradual y activa, permitiéndonos descubrir algunos de los miles de fenómenos sorprendentes y maravillosos que nos rodean y que muchas veces pueden pasarnos inadvertidos. Invitamos a nuestros lectores a revisar cada uno de ellos, ya que en muchos casos el mismo experimento se puede aprovechar para estudiar fenómenos incluidos en distintos temas del programa de estudios, por lo que podrán utilizarse en la forma en que el lector considere más adecuado.

Se incluye también una tabla de reactivos en la que se indica el nombre comercial del producto y el establecimiento donde podrá obtenerse. Así mismo, se incluye una sección con una serie de medidas de seguridad para el comportamiento en

el laboratorio. Esto permite a los estudiantes saber qué hacer en caso de que ocurra una situación inesperada durante el desarrollo de los experimentos.

En tus manos, estimado lector, estudiante, maestro, hemos querido poner una herramienta para iniciar la exploración del fascinante mundo de la química. Confiamos en tu buena voluntad e intuición para superar cualquier obstáculo, en tu creatividad para hacer que esta obra sea sólo un disparador de tu potencial para disfrutar la enseñanza o el aprendizaje de la química a través de la experimentación.

Agradecemos a todos los que con su valioso apoyo han permitido que este manual sea hoy una realidad: Rodrigo Mena Brito Sánchez, Sebastián Terrazas Moreno y Rosa María Mainero Mancera, por el diseño de algunos experimentos; de María Teresa Morán Morán, Guadalupe Castañeda Ramos y José Antonio Correa Etchegaray, por la revisión del manuscrito; de Alejandro Correa Ibargüengoitia por la realización de los dibujos que acompañan los experimentos; de Magdalena Correa Etchegaray, por la corrección de estilo. Nuestro agradecimiento a María del Carmen Doria Serrano, Arturo Fregoso Infante y Andrea Silva Beard por su constante motivación y apoyo administrativo, y a Juan Pérez Hernández (PROVITEC) por su visión y apoyo ininterrumpido.

Marta Elena Ibargüengoitia Cervantes
Jorge Guillermo Ibáñez Cornejo
Elizabeth García Pintor

Centro Mexicano de Química en Microescala
Departamento de Ingeniería y Ciencias Químicas
Universidad Iberoamericana - Cd. de México

MEDIDAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO DE QUÍMICA

Las medidas que se presentan a continuación, como podrás observar, son sólo para ayudarte y cuidarte a ti, y para permitir que todo el grupo pueda disfrutar las experiencias dentro del laboratorio.

COMPORTAMIENTO PERSONAL EN EL LABORATORIO

1. Es importante usar bata en el laboratorio. Deberá estar abotonada. Con esto se protegerá tu ropa de salpicaduras de sustancias que puedan dañarla.
2. Utiliza gafas de protección, especialmente cuando exista algún peligro de recibir salpicaduras en los ojos.
3. Procura no llevar al laboratorio mochilas, portafolios o bolsas, ya que si se ponen sobre las mesas dificultan el trabajo, y si se dejan por el suelo dificultan el paso, pudiendo ocasionar tropezones o caídas.
4. Está prohibido comer o beber en el laboratorio, así como utilizar el material de éste para preparar o consumir alimentos, ya que puede estar contaminado con sustancias tóxicas, irritantes o corrosivas.
5. Mantén en todo momento una actitud de seriedad y de colaboración con tu equipo para que todos puedan disfrutar el experimento y obtener conclusiones.
6. Mantén en todo momento en orden y limpia el área de trabajo. Antes de salir del laboratorio deberemos lavar los equipos que hayamos utilizado, a fin de dejar todo perfectamente limpio y en su lugar. La mesa de trabajo deberá también quedar limpia, y las llaves de agua y gas perfectamente cerradas.
7. Lávate las manos al terminar la sesión de laboratorio.
8. En caso de que llegara a ocurrir un accidente, avisa inmediatamente a la persona responsable del laboratorio SIN GRITAR o ESCANDALIZAR, y sigue las instrucciones que se te den.

MANEJO DE SUSTANCIAS

1. Antes de realizar un experimento estudia lo que se pretende hacer y cómo se va a lograr, así como la forma de evitar algún peligro, hasta que te quede todo perfectamente claro.
2. Los reactivos deberán manejarse SIEMPRE con mucha precaución. Sigue exactamente las indicaciones de tu instructor, ya que podrá resultar peligroso hacer cualquier tipo de cambio: alterar el orden en el uso de los reactivos,

mezclarlos equivocadamente o realizar diferentes experimentos sin contar previamente con la autorización para ello.

3. Comprueba los rótulos de los frascos de los reactivos antes de hacer uso de ellos, y etiqueta correctamente los recipientes en los que se van a colocar.
4. Utiliza propipetas o bulbos de hule para tomar reactivos con pipeta (NUNCA utilices la boca).
5. Utiliza una espátula para tomar las sustancias sólidas, cuidando siempre de utilizar una espátula limpia al introducirla en el frasco de las distintas sustancias, a fin de no contaminar nada.
6. NUNCA se deberán ingerir o probar reactivos o productos obtenidos en el laboratorio.
7. No manejes sustancias o material inflamable, volátil o explosivo en lugares cercanos a donde haya flama.
8. Evita la exposición prolongada a gases irritantes o tóxicos, trabajando en un área con suficiente ventilación.
9. Para percibir un olor, no acerques el recipiente que contiene el producto a tu nariz. Coloca el recipiente a una distancia de 15 ó 20 cm. de tu nariz y agita el aire por encima de él hacia ti. Las pruebas olfativas solamente deberás realizarlas cuando así te lo indiquen.

MANEJO DEL MATERIAL DE LABORATORIO

1. Trata el material de vidrio con cuidado, evitando golpearlo o someterlo a cambios bruscos de temperatura.
2. No utilices material estrellado o en malas condiciones, ya que podría ocasionarse un accidente.
3. Para introducir las mangueras en las llaves de gas o en los tubos de vidrio, así como los tubos de vidrio o termómetros en los tapones perforados, humedécelos y después insértalos, girando y ejerciendo una ligera presión.
4. Para encender los mecheros de gas, acerca un cerillo encendido a la boca del mechero y, después, abre lentamente la llave del gas hasta que se logre una flama de dimensiones adecuadas. Enseguida gira el anillo inferior que regula la entrada de aire, hasta que consigas una flama de color azul.
5. Para calentar una sustancia en un tubo de ensaye en la flama del mechero, cuida lo siguiente:
 - a. Que la cantidad de reactivos no exceda de aproximadamente la tercera parte de la capacidad del tubo.
 - b. Que la flama quede en la base del tubo, manteniendo éste en un ángulo de 45° con respecto a la mesa.

- c. Que el extremo abierto del tubo esté orientado en una dirección en la que no haya ninguna persona, de modo que si llegara a salpicar, nadie sea alcanzado (empezando por ti mismo).
6. En caso de contacto de alguna sustancia corrosiva o tóxica con tu piel o con tus ojos, deberás lavar la parte afectada inmediatamente con abundante agua durante 5 minutos por lo menos, bajo el chorro del agua.
7. Muchas veces el efecto de una sustancia no es inmediato, por lo que si te cayó algo, mantén en observación por un par de días la parte afectada.

Experimento 1

Medición

¡HAY QUE TOMAR MEDIDAS PRECISAS!

Objetivos

- Utilizar correctamente la balanza granataria en la medición de masa.
- Medir correctamente el volumen de los líquidos, empleando pipetas y probetas, así como el volumen de los sólidos por el desplazamiento de líquidos.
- Apreciar la importancia de medir correctamente.

Introducción

Las ciencias experimentales, como la química y la física, adquieren la mayor parte de sus conocimientos, como habrás podido deducirlo, por medio de la experimentación. Es decir que, después de haber observado los fenómenos en la naturaleza, dentro de un laboratorio se tratan de repetir los hechos que nos han llamado la atención. En el laboratorio se controlan las condiciones de los experimentos, con el fin de que podamos llegar a conclusiones que nos permitan explicar las causas o el funcionamiento de los fenómenos. Con esto, se puede aplicar lo aprendido para resolver problemas o para satisfacer necesidades.

Medir es comparar las características de lo que quiero estudiar contra una unidad o patrón establecido arbitrariamente. Si las medidas se manejan correctamente, se puede llegar a idénticos resultados, sin importar dónde, cuándo o quién lleve a cabo el experimento, pues al conocerse las medidas de las condiciones en las que se llevó a cabo el experimento, éste puede repetirse, obteniéndose el mismo resultado en el proceso.

Entre las **propiedades** más útiles de medir al realizar experimentos de química, están la masa y el volumen.

El **volumen (V)** es el espacio que ocupa un cuerpo. La **masa (m)** es la cantidad de materia que contiene un cuerpo. El **peso (W)** es la fuerza con la que la Tierra (u otro astro) atrae a un cuerpo. En el lenguaje de la vida diaria, se suelen usar indistinta-

mente los términos de masa y peso; sin embargo, son diferentes y no se les debe confundir aunque al hecho de determinar la masa se le conozca como pesar.

El peso de un cuerpo es proporcional a su masa ($W = m g$)

(g = aceleración de la gravedad = 9.8 m/s^2 al nivel del mar). La masa de un cuerpo se mantiene constante en cualquier lugar, pero su peso puede variar, dependiendo del valor de la gravedad del lugar en que se encuentre. Como ejemplo, hoy sabemos que en la Luna la gravedad es de aproximadamente la sexta parte de lo que es en la Tierra, por lo que el peso de los cuerpos es también aproximadamente la sexta parte, aunque su masa siga siendo la misma. Por eso hemos podido ver cómo los astronautas saltan y levantan cosas en la Luna con mucho mayor facilidad que lo que podrían hacerlo en la Tierra.

En el siguiente experimento se practicarán las manipulaciones necesarias para medir correctamente la masa y el volumen, utilizando algunos instrumentos que se pueden encontrar en los laboratorios: la balanza, que nos permite medir la masa, y la pipeta y la probeta que se utilizan para medir el volumen de los líquidos.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad

- Las sustancias utilizadas en este experimento no requieren de ninguna medida de protección en particular pero, como siempre, en el laboratorio de química es importante trabajar con bata.

PARTE A. USO DE LA BALANZA

Materiales

- 1 balanza de tres escalas (granataria)
- 1 espátula
- 1 hoja de papel tamaño carta
- 2 vasos de precipitados de 20 mL
- 3 objetos pequeños para pesar

Reactivos

- agua (H_2O)
- sal de mesa (cloruro de sodio, NaCl)

Procedimiento

1. Pesa tres objetos distintos de acuerdo con el siguiente procedimiento:
 - 1.1 Coloca todas las pesas de la balanza en la marca de cero.
 - 1.2 Verifica que la balanza marque cero cuando no tiene nada encima. Si no lo logras, pide a tu instructor que te indique cuál es el mecanismo para ajustar en cero la balanza que estás utilizando.
 - 1.3 Coloca el objeto que vas a pesar.
 - 1.4 Corre las pesas hasta que la balanza se equilibre, para lo cual:
 - a. Mueve la de mayor peso hasta que el indicador (parte que marca cuando la balanza está equilibrada) señale que el peso se ha pasado. Entonces, regrésala al número anterior.
 - b. Procede de igual manera con todas las escalas, de la mayor a la menor, hasta que con la de menor masa consigas que la balanza quede equilibrada.
 - c. Suma las masas que indica cada escala.
2. Pesa 8.5 g de agua y 1.4 g de sal, de acuerdo con el siguiente procedimiento:

Para medir una cantidad exacta de una sustancia:

 - 2.1 Pesa el recipiente en el que se va a poner la sustancia; a esta operación se le llama "tarar". Para líquidos, se pueden utilizar los vasos de precipitados; para pequeñas cantidades de sólidos, se puede utilizar un cuadrado de papel de aproximadamente 3 cm x 3 cm, doblado en las esquinas (Figura 1).

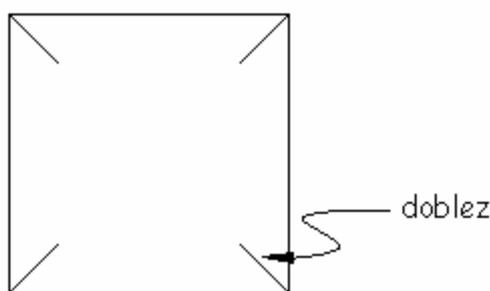


Figura 1

- 2.2 A la masa obtenida para el recipiente, súmala la masa que se requiere de la sustancia. Mueve las pesas hasta que la cantidad que registran las marcas sea igual a la suma de la masa del recipiente más la masa requerida de la sustancia.
- 2.3 Agrega la sustancia poco a poco, hasta que la balanza se encuentre equilibrada.

- Sal. Toma una pequeña cantidad con la espátula, y con ligeros golpecitos, deja caer poco a poco la sal sobre el papel, hasta que la balanza quede equilibrada.
- Agua. Utiliza un vaso de precipitados y agrega el agua lentamente, hasta que la balanza quede equilibrada.

2.4 Al terminar de utilizar la balanza, pide a tu instructor que te indique la posición en que debes dejar las pesas, con el fin de evitar que la balanza se desequilibre.

Cuestionario

1. ¿Para qué se utiliza la balanza?
2. ¿Cuál es la diferencia entre la masa y el peso?
3. ¿Qué diferencia encuentras en el procedimiento para pesar un objeto cualquiera y pesar determinada cantidad de una sustancia?
4. ¿Qué sucedería si al pesar un objeto, en lugar de empezar por ajustar las escalas de mayor peso, empezaras por las más pequeñas?
5. Escribe la unidad básica del Sistema Internacional (SI) para la masa, sus múltiplos y submúltiplos.
6. Realiza las siguientes conversiones:
 - a. 3.678 kg = _____ g
 - b. 0.023 g = _____ mg
 - c. 5.67 hg = _____ g
 - d. 434 cg = _____ g
 - e. 4.562 mg = _____ dg

PARTE B. MEDICIÓN DE VOLUMEN

Materiales

- 1 probeta graduada de 10 mL
- 1 pipeta de 2 mL
- 1 jeringa, sin aguja, con un trozo de manguera de hule en la punta
- 2 vasos de precipitados de 20 mL
- 1 canica pequeña, de diámetro menor que el de la probeta
- 1 cadena u otro objeto sólido, de forma irregular

Reactivos

agua (H₂O)

Procedimiento

Llena con agua uno de los vasos de precipitados. Esta es el agua que utilizarás para las mediciones que se llevarán a cabo.

Dependiendo de la cantidad de líquido que deseas medir, se pueden utilizar diferentes instrumentos:

1. Uso de la probeta
 - 1.1 Mide con la probeta 5 mL de agua. Para medir correctamente el volumen de un líquido, la lectura se hace en la parte inferior del menisco (Figura 2).

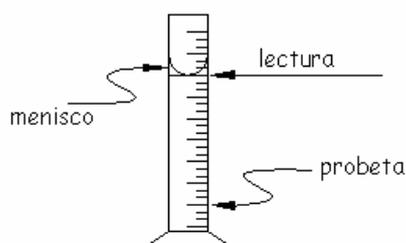


Figura 2

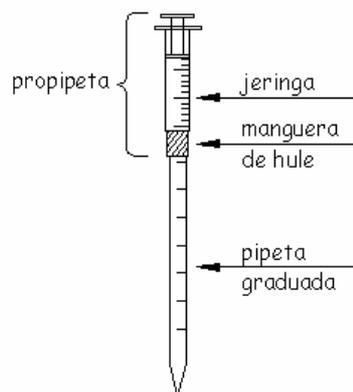


Figura 3

- 1.2 Vierte el agua en el vaso de precipitados vacío. Registra la medida del agua con la graduación del vaso. De acuerdo con lo que observas, ¿sería correcto utilizar un vaso de precipitados como instrumento para medir volúmenes con exactitud?

2. Uso de la pipeta

La pipeta se utiliza para medir cantidades pequeñas de líquidos. Se debe utilizar una propipeta (o un bulbo de succión) para llenar la pipeta con el líquido. La propipeta en este experimento consiste en una jeringa, sin aguja y con un trozo de manguera de hule colocado en la punta (Figura 3).

 - 2.1 Jala el émbolo de la jeringa hasta la marca de 0.5 mL. Este volumen de aire te permitirá vaciar completamente la pipeta cuando así lo desees.
 - 2.2 Coloca la jeringa en la parte superior de la pipeta y, jalando el émbolo, succiona 2 mL de agua, observando todo el tiempo el borde superior del agua dentro de la pipeta para evitar que el líquido llegue a la jeringa (Figura 3).

2.3 Jala o empuja el émbolo, según lo necesites, hasta lograr que la parte inferior del menisco del líquido quede exactamente en la marca de 2 mL. Repite la operación cuantas veces sea necesario para que adquieras práctica.

3. Medición del volumen de sólidos por desplazamiento de líquidos

3.1 Llena la probeta con agua hasta la marca de 3 mL, y anota este volumen como V_1 .

3.2 Coloca la canica dentro de la probeta y anota como V_2 el volumen que marca ahora la parte inferior del menisco.

3.3 Calcula el volumen de la canica restando $V_2 - V_1$.

3.4 Repite el procedimiento con algún objeto que tenga forma irregular (por ejemplo: una cadena).

Cuestionario

1. ¿Qué es el menisco de un líquido?
2. Los vasos de precipitados tienen marcas que indican el volumen. De acuerdo con lo que observaste en el experimento, ¿crees que se deban usar cuando se requiera medir volúmenes con exactitud?
3. Para que las siguientes mediciones resulten precisas y correctas, ¿cuál de los instrumentos que empleaste en esta práctica utilizarías?

- a. 13 mL de agua
- b. 0.75 mL de ácido sulfúrico
- c. 2.5 mL de jugo de manzana
- d. el volumen de un clavo
- e. 7.5 cm³ de vinagre

4. Escribe la unidad que se utiliza en el Sistema Internacional (SI) para medir el volumen, sus múltiplos y submúltiplos.

5. Escribe las equivalencias del litro y el mililitro en las unidades del SI.

6. Realiza las siguientes conversiones:

- a. 587.3 mL = _____ dm³
- b. 0.128 cm³ = _____ mL
- c. 3.45 m³ = _____ cm³
- d. 456.1 L = _____ mL
- e. 0.098 mL = _____ dm³

PARTE C. IMPORTANCIA DE LA MEDICIÓN

Materiales

- 1 recipiente de plástico, con capacidad aproximada de 250 mL
- 1 balanza
- 1 probeta de 25 mL
- 1 pipeta graduada de 5 mL

Reactivos

agua (H₂O)
sal de mesa (cloruro de sodio, NaCl)
harina de trigo
color vegetal
glicerina o aceite para bebé

Procedimiento

1. **SIN UTILIZAR** los instrumentos de medición, prepara al tanteo una porción de pasta para moldear (similar a la que comercialmente se vende como "play-doh"), de acuerdo con el siguiente procedimiento:

Mezcla en un recipiente de plástico, en el orden en que se presentan, los materiales que se indican a continuación:

- 30 g de harina de trigo
 - 15 g de sal de mesa
 - 20 mL de agua
 - 0.1 g de color vegetal (si se quisiera colorear la pasta)
 - 3 mL de glicerina o aceite para bebé (para evitar que la pasta se reseque, y también para evitar que se pegue en las manos)
2. Aprovechando lo que has aprendido en esta práctica, ahora sí **UTILIZA** los instrumentos de medición para medir los volúmenes y pesar las cantidades indicadas arriba para cada sustancia, y prepara una segunda porción de pasta para moldear.
 3. Con cada una de las pastas que preparaste, moldea un objeto. ¿Cuál de las pastas te resulta mejor para moldear figuras?

Cuestionario

1. ¿Qué es medir?
2. ¿Qué importancia tiene medir correctamente?
3. ¿Qué diferencia observaste entre el producto realizado con las mediciones correctas y el que se hizo sin instrumentos de medición?
4. Con tu experiencia en los resultados obtenidos en este experimento, ¿qué importancia crees que tenga hacer mediciones correctas cuando se realiza un experimento?

Experimento 2

Densidad

LA CORONA DEL REY

Objetivos

- Reconocer la aplicación de los principios científicos en la resolución de problemas reales.
- Definir el concepto de densidad.
- Determinar experimentalmente si una sustancia es más o menos densa que otra.

Introducción

En el siglo III a. C., el Rey de Siracusa le confió al máximo científico de la época, Arquímedes, que determinara si la corona que le habían regalado era realmente de oro.

Hoy en día, Arquímedes hubiera tomado un instrumento analítico (por ejemplo: un espectrómetro de absorción atómica) para determinar el metal del que estaba hecha la corona, y hubiera sabido con gran exactitud la pureza del mismo, y si no era puro, hubiera podido saber incluso hasta de qué impureza se trataba. Pero como en la época en que vivió Arquímedes apenas se comenzaba a pensar en la idea del átomo, todavía no existía ninguna forma de determinar el material del cual estaban hechos los objetos. Fue por ello que una tarea tan difícil se la encargó el Rey al científico más importante de su época.

Cuenta la leyenda que un día en que Arquímedes entró a su tina para darse un baño, vio subir el agua de nivel e inmediatamente salió corriendo por las calles, completamente desnudo, gritando: "¡Eureka!", que significa: ¡lo encontré!, para contarle al Rey de su hallazgo.

Pero, ¿cuál fue el hallazgo que merecía hacerlo correr desnudo por toda la ciudad? Al entrar Arquímedes al agua y observar que ésta subía de nivel, se dio cuenta de que la cantidad de agua que se desplazaba al entrar a la tina, era equivalente al **volumen (V)** que ocupaba su cuerpo. Si además medía su peso o su **masa (m)**, compa-

rándolo con algo que tuviera un peso conocido, podía calcular la relación masa entre volumen. A esta relación le llamó **densidad**, y se representa con la letra griega ρ (rho).

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Para determinar si la corona era de oro puro, Arquímedes la pesó y midió su volumen. Ya con esos datos, pudo calcular la densidad. Comparó la densidad de la corona con la densidad de un objeto que él sabía que estaba fabricado de oro puro y el resultado fue diferente. ¿Qué habrá dicho el Rey al joyero al enterarse de que la corona no era de oro puro?

La densidad es una característica de los materiales que no depende de la cantidad que se tenga del mismo, es decir, es una **propiedad intensiva**, por lo que nos sirve para identificar sustancias, aun cuando la muestra que tengamos sea muy pequeña.

Un material flota en otro más denso que él. Si colocáramos dos capas (una sobre otra) de distintos materiales, se puede observar cómo la capa del material más denso siempre se encuentra por debajo del material que es menos denso. Tal vez Arquímedes ya había observado esto desde hace muchos siglos, porque esto se puede comprobar fácilmente desde en fenómenos muy simples, como arrojar una piedra al agua y observar que se hunde, hasta en la distribución de contaminantes en la atmósfera (por ejemplo: cuando se presenta una inversión térmica), o también en la forma en que se encuentran repartidos los diferentes minerales en la corteza terrestre.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- Utiliza una bata para protegerte.

Materiales

- 5 vasos de precipitados de 10 mL
- 1 probeta de 10 mL
- 4 pipetas de 5 mL, ó 4 pipetas de plástico graduadas
- cinta de cubrir (masking tape)

Reactivos

aceite de cocina
agua con una gota de colorante vegetal

glicerina ($\text{CH}_2\text{OHCHOHCH}_2\text{OH}$)
alcohol etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)

Procedimiento

1. Toma una pipeta diferente para cada una de las sustancias que utilizarás. Etiqueta cada una de las pipetas para que las sustancias no se confundan ni se contaminen. Prepara las siguientes mezclas en 5 vasos de precipitados distintos (previamente etiquetados para no confundir su contenido), vertiendo en cada uno de los vasos 2 mL de cada una de las sustancias indicadas:
 - a. aceite + agua
 - b. aceite + alcohol
 - c. aceite + glicerina
 - d. agua + glicerina
 - e. alcohol + glicerina
2. Observa cuál sustancia queda arriba y cuál queda abajo, y anota tus resultados.
3. De acuerdo con los resultados que obtuviste, elabora una lista, ordenando las sustancias de mayor a menor densidad.
4. Con la pipeta toma 2 mL de la sustancia que resultó ser la más densa, y deposítala en la probeta.
5. Con la pipeta toma 2 mL de la sustancia que le sigue en densidad y, **CON MUCHO CUIDADO**, introduce la pipeta lo más cerca posible de la superficie del líquido más denso. Resbala el líquido que tienes dentro de la pipeta por las paredes de la probeta, para verterlo sobre el de mayor densidad (Figura 1).

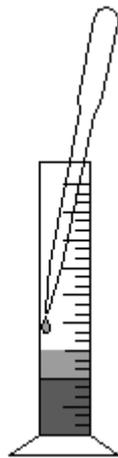


Figura 1

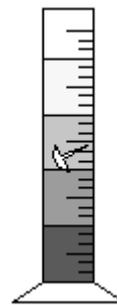


Figura 2

6. Repite el paso 5 utilizando el líquido que le sigue en densidad, y así con todos los líquidos, hasta que termines con el que tiene menor densidad.
7. Una vez que se encuentre la probeta llena de las cuatro sustancias, busca algunos objetos pequeños (por ejemplo: la tapa de una pluma, una goma pequeña, una tachuela, un botón, una moneda o una bolita de papel) e introdúcelos suavemente dentro de la probeta, para ver dónde se estacionan. Ten cuidado al meter los objetos dentro de la probeta, para evitar que se mezclen las sustancias (Figura 2).
8. Podrás observar que cada uno de los objetos llegará hasta la interfase entre dos sustancias y allí se detendrá, a menos que sea más denso que todas las sustancias, ya que entonces caerá al fondo de la probeta.

Cuestionario

1. Busca en la literatura los valores para la densidad de las sustancias que empleaste en el experimento. Compara sus valores, ordenándolos de mayor a menor. ¿Coinciden estos datos con las observaciones que realizaste durante el experimento?
2. ¿Qué crees que sucedería si no agregas las sustancias en orden de mayor a menor densidad?
3. ¿Por qué los objetos se estacionan en un lugar determinado y no siguen cayendo a otra sustancia o a otra interfase?

Experimento 3

Empuje y flotabilidad

¿POR QUÉ NO SE HUNDEN LOS BARCOS?

Objetivos

- Comprobar que la capacidad de un objeto para flotar en un líquido depende tanto del material del que está constituido como de la forma del mismo.
- Definir el concepto de fuerza de empuje.

Introducción

Los objetos flotan en sustancias más densas que ellos mismos.

La fuerza de empuje es la responsable de este fenómeno. También fue Arquímedes quien la descubrió (ver experimento 2). Se dio cuenta de que, además de desplazar el agua, su cuerpo parecía pesar menos dentro del agua. Arquímedes determinó cuál es la fuerza de empuje o flotación que un cuerpo experimenta al ser introducido en un líquido.

La **fuerza de gravedad** es la encargada de que los objetos se mantengan sobre la superficie de la Tierra, y en caso de que la superficie esté cubierta por un líquido, se encarga de que un objeto se hunda, a menos que experimente una fuerza en sentido contrario que lo haga flotar. La fuerza de empuje es la responsable de esto.

La **fuerza de empuje** es igual al peso del volumen de líquido que se desplaza. Si esta fuerza es igual o mayor a la fuerza de gravedad, el objeto flotará.

La fuerza de gravedad y el empuje se relacionan con la densidad por medio de la siguiente fórmula:

$$F_{\text{empuje}} = \frac{\rho_{\text{líquido}}}{\rho_{\text{objeto}}} \times F_{\text{gravedad}}$$

De esta ecuación se puede deducir que, mientras mayor sea la densidad del líquido y menor la del objeto, la fuerza de empuje será mayor. Esto permitirá al objeto flotar con facilidad.

Cuando se construyen objetos (como los barcos) con materiales más densos que el agua (como el acero), la forma de construirlos es muy importante, pues si se les da una forma tal que permita que el objeto desplace un volumen de líquido que pese lo mismo o más que su propia masa, entonces el objeto flotará.

Esta capacidad de un líquido para ejercer una fuerza de empuje que es contraria a la fuerza de la gravedad, permite a los astronautas entrenarse en una piscina que imita la falta de gravedad en el espacio y que se encuentra en los edificios de la NASA, en la ciudad de Houston, Texas.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- Utiliza tu bata.

Materiales

- 1 probeta graduada de 50 mL
- 1 balanza
- 1 recipiente de plástico de "tamaño sándwich"

Reactivos

plastilina
agua (H_2O)

Procedimiento

1. Toma un trozo de plastilina de aproximadamente unos 2 cm^3 y pésalo en la balanza. Anota el valor obtenido ($m_{\text{plastilina}}$).
2. Vierte agua en la probeta aproximadamente hasta la mitad, y anota el volumen de agua (V_1). Introduce el trozo de plastilina en la probeta y anota el volumen que marca ahora el nivel del agua (V_2). Calcula el volumen de la plastilina restando al segundo valor el primer valor ($V_{\text{plastilina}} = V_2 - V_1$).
3. Calcula la densidad de la plastilina ($\rho_{\text{plastilina}} = m_{\text{plastilina}} / V_{\text{plastilina}}$).

4. Asumiendo que la densidad del agua es de 1 g/mL, y con los resultados obtenidos en el paso 3, responde: ¿flotará la plastilina en el agua?
5. Con el trozo de plastilina modela una esfera y colócala en el recipiente de plástico lleno de agua. Anota tus observaciones.
6. Saca la plastilina del agua. Con ella modela un cubo y colócalo de nuevo en el agua. Anota tus observaciones.
7. Saca la plastilina del agua. Modela ahora con ella una media esfera hueca, de paredes delgadas, y colócala sobre el agua. Anota tus observaciones.

Cuestionario

1. ¿Qué sucede con los barcos que están hechos de acero, material que es mucho más denso que el agua, y que a pesar de ello flotan?
2. ¿Qué es la fuerza de empuje?
3. ¿Qué volumen debe tener un objeto hecho con 250 kg de material para que flote en el agua?
4. De acuerdo con los resultados que obtuviste para la densidad de la plastilina, responde para cada uno de los líquidos de la tabla que se presenta a continuación lo siguiente:
 - a. La plastilina, moldeada en forma de un cubo macizo, ¿en cuáles de los líquidos flotará y en cuáles se hundirá?
 - b. Para que un trozo de plastilina que tiene una masa de 1.8 g flote en el líquido, ¿qué volumen deberá ocupar en cada caso el objeto hecho con plastilina?

Sustancia	Densidad _{20°C}	¿Flotará?	Volumen (mL)
Alcohol etílico	0.789 g/mL		
glicerina	1.261 g/mL		
mercurio	13.593 g/mL		
acetona	0.791 g/mL		

Experimento 4

Reconocimiento de las sustancias en base a sus propiedades físicas y químicas

DIME CÓMO TE COMPORTAS Y TE DIRÉ QUIÉN ERES

Objetivos

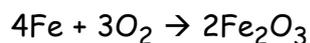
- Distinguir entre propiedades físicas y químicas.
- Identificar a una serie de sustancias caseras mediante sus propiedades físicas y químicas, por medio de análisis cualitativos sencillos.

Introducción

A las sustancias podemos reconocerlas y diferenciarlas una de otra gracias a sus propiedades. Las propiedades son las características que presenta cada sustancia, y pueden ser de dos tipos: propiedades físicas y propiedades químicas.

Propiedades físicas. Son las propiedades que tiene una sustancia mientras no cambie su composición, es decir, no cambia cómo y de qué está hecha. Ejemplos de propiedades físicas son: la densidad, la masa, la forma, el color, el punto de fusión, el punto de ebullición, etc.

Propiedades químicas. Son las propiedades que se refieren a la capacidad que tiene una sustancia de formar nuevas sustancias. Esto ocurre cuando se pone en contacto con otros materiales o con una fuente de energía (como el sol), de manera que se transforma en una nueva sustancia. Un ejemplo de una propiedad química del hierro es que, en presencia del oxígeno se combina con éste, formando óxido férrico. Esto se representa por medio de una ecuación química:



Otro ejemplo sería la característica que tiene el agua oxigenada de descomponerse con la luz del sol:



En ambos casos se obtienen sustancias diferentes de la sustancia original.

Para identificar materiales, se recurre al **análisis cualitativo**, que consiste en someter las muestras a pruebas específicas y descubrir sus propiedades, a fin de determinar de qué tipo de material se trata.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- Protégete con una bata.

Materiales

- 6 charolitas o tapas de plástico (por ejemplo: de botellas de agua)
- 1 espátula
- 3 goteros o pipetas de plástico
- 3 popotes
- 6 palillos de madera

Reactivos

harina de trigo
cemento blanco
sal de mesa (cloruro de sodio, NaCl)
detergente en polvo (blanco)
bicarbonato de sodio (NaHCO_3)
gis (compuesto principalmente de carbonato de calcio CaCO_3)
vinagre (solución de ácido acético CH_3COOH al 6%)
tintura de yodo (I_2)
agua (H_2O)

Procedimiento

El siguiente experimento consiste en identificar algunos polvos blancos caseros de aspecto semejante mediante el análisis de algunas de sus propiedades físicas y químicas.

A continuación se presenta una tabla que contiene algunas características de cada uno de los polvos, las cuales te permitirán su identificación:

¿Soluble en agua?	Producto	Propiedades
Sí	bicarbonato de sodio	Reacciona con ácidos (por ejemplo: vinagre), produciendo burbujas
Sí	sal	
Sí	detergente en polvo	Cuando está en solución y se le sopla con un popote, produce burbujas
No	harina de trigo	Al agregarle tintura de yodo, se pone de color azul-morado oscuro
No	cemento blanco	
No	gis molido	Reacciona con ácidos (por ejemplo: vinagre), produciendo burbujas

1. En 6 charolitas o tapas de plástico, etiquetadas (una para cada uno de los polvos blancos), coloca una pequeña cantidad (la que alcances a tomar entre la punta de dos dedos, lo que se llama una pizca, aproximadamente 0.01 g) de cada uno de los productos que se presentan a continuación:

A = harina de trigo
 B = cemento blanco
 C = detergente
 D = bicarbonato de sodio
 E = sal de mesa
 F = gis molido

2. Prueba la solubilidad en agua de cada uno de los productos, para lo cual:
 - a. Agrega 5 gotas de agua a cada polvo, y agitando con un palillo (uno distinto para cada muestra para evitar que se contaminen), trata de disolverlo.
 - b. Separa los polvos en dos grupos:

Solubles en agua	Insolubles en agua
bicarbonato de sodio	harina de trigo
sal	gis molido
detergente	cemento blanco

3. Con el grupo de materiales solubles en agua, realiza las siguientes pruebas:
 - a. Formación de burbujas. Con un popote sopla dentro de cada una de las soluciones, y observa si se forman burbujas. (Prueba positiva únicamente para el detergente.)
 - b. Reacción con ácidos. Agrega unas gotas de vinagre a las soluciones restantes, y observa la formación de burbujas. (Prueba positiva para carbonatos y bicarbonatos.)
 - c. El compuesto que sea soluble en agua, pero que no forme burbujas al soplarle a su solución, ni reaccione con el vinagre, será la sal.

4. Con el grupo de materiales insolubles en agua realiza las siguientes pruebas:
 - a. Reacción con yodo. Agrega a cada una de las muestras una gota de tintura de yodo y agítala. La aparición de un color azul o morado oscuro es prueba positiva para la harina (que contiene almidón, el cual reacciona con el yodo produciendo la coloración oscura).
 - b. Reacción con ácidos. Agrega unas gotas de vinagre a las muestras restantes y observa la formación de burbujas (prueba positiva para carbonatos y bicarbonatos). La muestra que burbujee será el gis (carbonato de calcio).
 - c. Si la muestra es insoluble en agua y no reacciona ni con yodo ni con ácidos, la sustancia es el cemento blanco.

5. Realiza las pruebas necesarias para identificar una muestra desconocida de uno de estos polvos blancos, aplicando las pruebas que se realizaron en los puntos 2 a 4 del experimento.

Cuestionario

1. Elabora un diagrama en el que muestres las pruebas que se pueden realizar para identificar los seis productos utilizados en el experimento.
2. Elabora un diagrama en el que muestres los resultados de las pruebas que realizaste a la muestra desconocida y que te permitieron su identificación.
3. ¿Qué otros polvos podrías utilizar en este experimento? ¿Con qué prueba o pruebas los identificarías?

Experimento 5

Transformaciones de energía

EL BAILE DE LA NAFTALINA

Objetivos

- Identificar que existen diferentes formas de energía.
- Comprobar que la energía puede transformarse de una forma a otra.

Introducción

La **energía** se define como la capacidad para realizar un trabajo. Desde el punto de vista de la mecánica, una rama de la física, hay dos tipos de energía:

- **Energía cinética.** Es la energía debida al movimiento.
- **Energía potencial.** Es la energía que tienen los cuerpos, debida a su posición o condición.

Entre otras formas de energía, encontramos:

- **El calor o energía térmica,** que se manifiesta en el cambio de temperatura de una sustancia.
- **Energía química,** que es la energía que se almacena en las sustancias químicas, como los combustibles.
- **Energía eléctrica,** debida a los electrones en movimiento.
- **Energía luminosa,** contenida en las radiaciones electromagnéticas.
- **Energía nuclear,** que es la que está almacenada en el núcleo de los átomos.

Las distintas formas de energía pueden convertirse de una forma a otra. De acuerdo con la **ley de la conservación de la energía**: "La energía no se crea ni se destruye, sólo se transforma". Es decir que, si un cuerpo pierde energía de algún tipo durante un proceso, el mismo cuerpo u otro gana una cantidad equivalente de energía, que puede ser del mismo tipo o de un tipo distinto.

Un peso suspendido de una cuerda, tiene energía potencial debido a su posición, puesto que puede realizar un trabajo al caer. Una batería eléctrica tiene energía química que se transforma en eléctrica, por ejemplo en una linterna, en la que al encenderse, la energía eléctrica a su vez se transforma en energía luminosa. Al dispararse un fusil, la energía química de la pólvora se transforma en la energía cinética (de movimiento) del proyectil. La energía cinética del rotor de un alternador se convierte en energía eléctrica.

Todas las formas de energía tienden a transformarse finalmente en calor, que es la forma más degradada de la energía.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- Procura no manipular directamente con las manos el hidróxido de calcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) o el óxido de calcio (CaO), pues las reseca. Si llegaras a tocar alguno de ellos, lávalas rápidamente.
- Protégete con una bata.

Materiales

- 2 frascos con tapa (del tipo de los de alimento para bebé)
- 10 cm de manguera de 1/2 cm de diámetro
- 1 frasco sin tapa (del tipo de los de alimento para bebé)
- 1 clavo grueso
- 1 cucharita de 5 mL (por ejemplo: de las que se utilizan en las medicinas)

Reactivos

bicarbonato de sodio (NaHCO_3)
vinagre (solución de ácido acético CH_3COOH al 6%)
bolitas de naftalina (naftaleno, C_{10}H_8)
cal apagada (hidróxido de calcio, $\text{Ca}(\text{OH})_2$)
ó
cal viva (óxido de calcio, CaO)
agua (H_2O)
plastilina o pistola para silicón caliente
indicador de col morada (para su preparación, puedes consultar el experimento 23)

Procedimiento

1. Prepara agua de cal. Llena uno de los frascos sin tapa con agua y agrega 1/4 de cucharadita de cal. Revuelve con la cuchara hasta que ya no se disuelva más. Deja reposar la mezcla hasta que el líquido quede totalmente claro. Pasa la solución con mucho cuidado al otro frasco, de manera que no pase ninguna partícula de sólido, y tápalo.
(El agua de cal también se puede preparar filtrando la mezcla de agua y cal con un papel filtro y un embudo, recogiendo el líquido transparente en uno de los frascos, al que se deberá tapar inmediatamente.)
2. Agrega unas gotas del indicador de col al agua de cal, e inmediatamente tapa de nuevo el frasco. Etiquétalo como "frasco 1".
3. Etiqueta el otro frasco con tapa como "frasco 2". En la tapa perfora un pequeño orificio, utilizando el clavo grueso, e inserta la manguera. Sella el espacio entre la manguera y la tapa con plastilina o con silicón (Figura 1). Es importante que, cuando cierres el frasco, el único lugar por donde pueda pasar el aire sea la manguera.

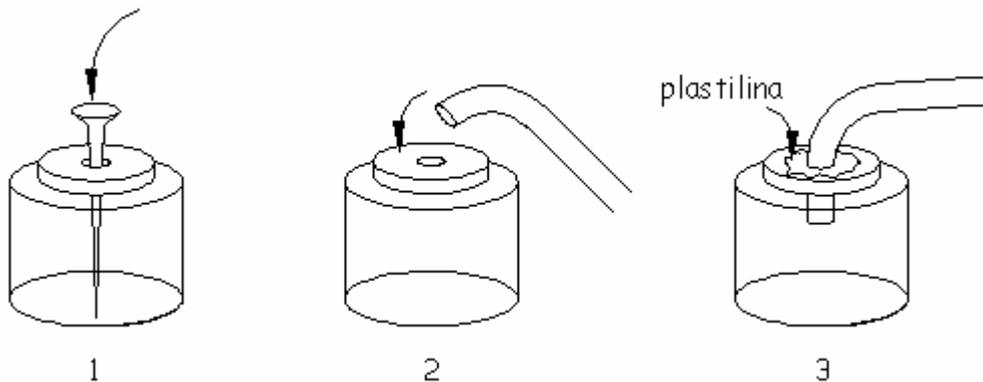


Figura 1

4. Vierte dentro del "frasco 2" una cucharadita de bicarbonato de sodio y cinco cucharaditas de agua para disolver el bicarbonato. Agrega unas gotas del indicador.
5. Agrega al "frasco 2" unas bolitas de naftalina, de manera que el fondo del frasco se cubra con éstas.
6. Destapa el "frasco 1", que contiene la solución de cal, e introduce en él la punta de la manguera que está colocada en la tapa del "frasco 2".
7. Vierte en el "frasco 2" una cucharadita de vinagre a la solución de bicarbonato, y ciérralo rápidamente (Figura 2).

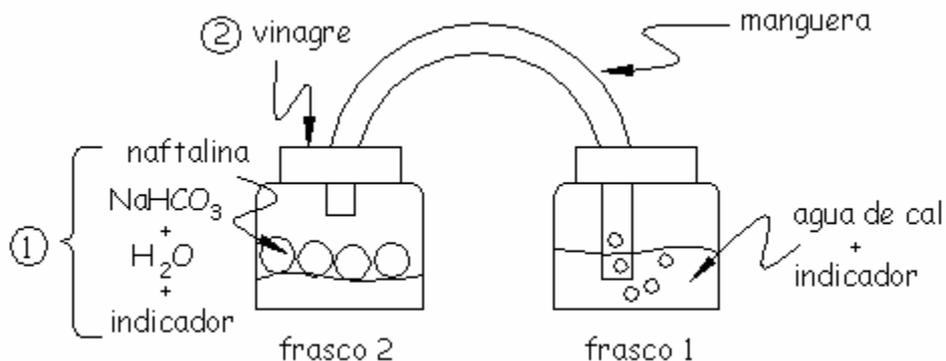


Figura 2

Cuestionario

1. ¿Qué reacción se lleva a cabo en el "frasco 1"? ¿Por qué se enturbia la solución?
2. ¿Qué reacción ocurre en el "frasco 2"? ¿Por qué "bailan" las bolitas de naftalina?
3. ¿Qué cambios de color observas en las soluciones contenidas en cada uno de los frascos? ¿A qué se deben esos cambios?
4. ¿Qué se observa en el "frasco 2" después de que se agrega el vinagre?
5. ¿Qué tipo de energía tienen los reactivos de la reacción que se lleva a cabo dentro del "frasco 2"?
6. ¿Qué tipo de energía adquieren las bolitas de naftalina?
7. ¿Qué cambios de energía ocurren dentro del frasco 2?

Experimento 6

Factores que influyen en la velocidad de las reacciones

UN RELOJ QUÍMICO

Objetivos

- Evaluar el efecto de la concentración de los reactivos en la velocidad de una reacción.
- Evaluar el efecto de la superficie de contacto entre los reactivos, y su influencia en la velocidad de reacción.
- Evaluar la importancia de controlar las condiciones en un experimento para que los resultados sean válidos.

Introducción

Una reacción química se define como el proceso por medio del cual una sustancia se transforma en otra.

Para que una reacción se lleve a cabo, es necesario que las sustancias se encuentren y choquen entre sí, a fin de que los átomos que las forman cambien sus uniones y formen las nuevas sustancias.

Cualquier factor que permita que las partículas entren en contacto más rápidamente, normalmente acelera la velocidad con la que se lleva a cabo la reacción.

Un tipo importante de reacción química es el que se conoce como **reacción redox** o **reacción de oxidación-reducción**. Este tipo de reacciones se caracteriza por que hay electrones que pasan de un átomo (o de un ion) a otro. Se dice que un átomo que pierde electrones **se oxida**, en tanto que uno que gana electrones se reduce.

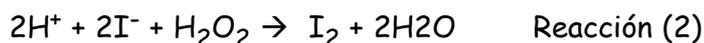
La vitamina C participa en numerosas reacciones de óxido-reducción dentro de nuestro organismo. Cuando reduce a otras moléculas, la vitamina C se oxida.

En este experimento se aprovechará la capacidad reductora de la vitamina C, que puede actuar sobre el yodo de acuerdo con la siguiente reacción:

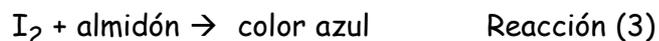


Cuando la vitamina C se pone en exceso, todo el yodo que se agrega se convertirá en ion I^- (yoduro), que es incoloro.

Al agregarse solución de agua oxigenada (H_2O_2) con almidón a la solución que se forma en la reacción (1), se lleva a cabo la siguiente reacción:



en la que nuevamente se obtiene el I_2 (yodo), el cual nuevamente se reduce por la vitamina C que había en exceso en la reacción (1), hasta que ésta se agota. Entonces se empieza a acumular el I_2 , que en presencia del almidón produce una coloración azul intensa.



A este conjunto de reacciones se le conoce como **reacción de reloj**, pues nos permite observar el efecto que tiene la concentración de los reactivos en el tiempo en que tarda en efectuarse una reacción, ya que al producirse un cambio brusco de color nos indica que la reacción de reloj se ha llevado a cabo. De esta forma, variando las concentraciones de los reactivos, se puede encontrar la relación que existe entre la concentración de los mismos y el tiempo de reacción.

Desarrollo Experimental

Medidas de seguridad:

- Procura no manipular el yodo directamente con las manos, pues la piel se mancha.
- Este experimento no representa mayor peligro, pero como en cualquier experimento de química, protégete con una bata y lentes.

PARTE A. EFECTO DE LA CONCENTRACIÓN DE LOS REACTIVOS EN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN

Materiales

- 2 vasos de precipitados de 10 ó 20 mL
- 2 matraces Erlenmeyer de 10 ó 20 mL
- 4 pipetas de plástico (también conocidas como pipetas Beral)
- 1 probeta de 10 mL
- 1 cronómetro o reloj con segundero

Reactivos

agua oxigenada de 11 volúmenes (peróxido de hidrógeno, H_2O_2 al 3%)
tintura de yodo (solución de I_2)
solución de almidón (disuelve 1/2 cucharadita de almidón en polvo en 100 mL de agua hirviendo)
solución de vitamina C (disuelve 100 mg en 6 mL de agua, o una pastilla efervescente de 1 g, por ejemplo: "Redoxón", en 60 mL de agua)

Prueba 1

1. Solución 1. En un vaso de precipitados vierte 1.5 mL de agua + 1 mL de solución de vitamina C + 1 mL de tintura de yodo. Anota los cambios que se observan al preparar esta solución.
2. Solución 2. En otro vaso de precipitados vierte 1.5 mL de agua + 1.5 mL de agua oxigenada + 15 gotas de solución de almidón.
3. Solución 3. En un matraz Erlenmeyer vierte las soluciones 1 y 2. Agita el matraz unos segundos y TOMA EL TIEMPO QUE TARDA EN APARECER EL COLOR AZUL OSCURO.

Prueba 2

Repite los pasos 1 a 3 de la prueba 1, utilizando ahora las siguientes cantidades de reactivos:

Solución 1. 3 mL de agua + 1 mL de vitamina C + 1 mL de tintura de yodo.

Solución 2. 3 mL de agua + 1.5 mL de agua oxigenada + 15 gotas de almidón.

Prueba 3

Repite los pasos 1 a 3 de la prueba 1, utilizando ahora las siguientes cantidades de reactivos:

Solución 1. 4.5 mL de agua + 1 mL de Vitamina C + 1 mL de yodo.

Solución 2. 4.5 mL de agua + 1.5 mL de agua oxigenada + 15 gotas de almidón.

La siguiente tabla es un resumen de las pruebas que vas a realizar.

	Solución 1			Solución 2		
	Agua	Vitamina C	Yodo	Agua	Agua oxigenada	Almidón
Prueba 1	1.5 mL	1 mL	1 mL	1.5 mL	1.5 mL	15 gotas
Prueba 2	3 mL	1 mL	1 mL	3 mL	1.5 mL	15 gotas
Prueba 3	4.5 mL	1 mL	1 mL	4.5 mL	1.5 mL	15 gotas

Tabla 1

Anota en la siguiente tabla el tiempo que tarda en aparecer el color oscuro:

	Tiempo
Prueba 1	
Prueba 2	
Prueba 3	

Tabla 2

**PARTE B. EFECTO DE LA SUPERFICIE DE CONTACTO
EN LA VELOCIDAD DE UNA REACCIÓN**

Materiales

- 1 regla
- 2 jeringas de 10 mL, sin aguja
- 2 vasos de precipitados de 20 mL
- 1 exacto (o cutter)
- 1 hoja de papel, de aproximadamente 10 cm x 10 cm
- 1 reloj con segundero o un cronómetro

Reactivos

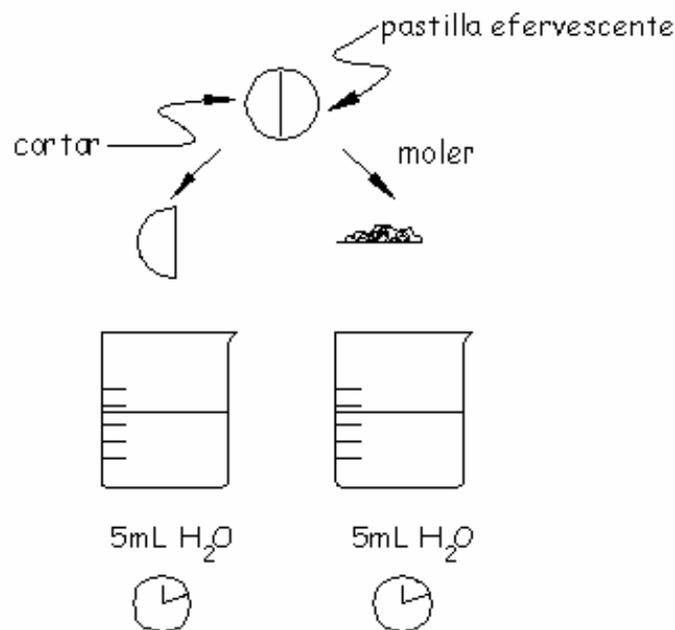
gis (carbonato de calcio, CaCO_3 , por ejemplo: gis compacto de marca "Crayola", porque es un cilindro uniforme y se corta fácilmente de modo uniforme)

vinagre (solución de ácido acético, CH_3COOH al 6%)

Pastilla efervescente (por ejemplo: Alka-Seltzer, que contiene bicarbonato de sodio, NaHCO_3)

Procedimiento

1. Sobre el papel, corta por la mitad con el exacto una pastilla efervescente, lo más preciso que puedas.
2. Coloca una de las mitades de la pastilla en un vaso de precipitados completamente seco.
3. Coloca la otra mitad de la pastilla dentro del papel, y doblándolo a la mitad, tríturla hasta que quede hecha polvo. Viértela en otro vaso igual, completamente seco.
4. Succiona 5 mL de agua en dos jeringas. Agrega al mismo tiempo estos 5 mL a cada una de las porciones de pastilla (Figura 1).
5. Con el cronómetro mide el tiempo en que tarda en desaparecer el sólido en cada uno de los casos. ¿Qué te indican tus mediciones?

**Figura 1**

Si no dispones de pastillas efervescentes, puedes realizar el experimento de la siguiente manera:

1. Mide con la regla y corta con el exacto dos trozos de gis del mismo tamaño (de aproximadamente 1/2 cm de largo) y del mismo ancho.
2. Coloca uno de los trozos de gis en medio de la hoja de papel y tritúralo hasta que quede hecho polvo. Vierte el polvo en uno de los vasos de precipitados.
3. Coloca el trozo entero de gis en otro vaso.
4. Agrega al mismo tiempo 5 mL de vinagre a cada uno de los vasos. ¿Qué observas?
5. Toma el tiempo que tardan en dejar de reaccionar las sustancias en cada uno de los vasos. ¿Qué te indican tus mediciones?

Cuestionario

1. ¿Qué relación encuentras entre la concentración de las sustancias en la parte A del experimento y el tiempo que tarda en aparecer el color azul oscuro en el medio de reacción?
2. ¿Cómo puedes explicar estos resultados?
3. ¿Crees que tu experimento sería válido si además de variar la cantidad de agua, cambiaras también las cantidades de solución de yodo y solución de vitamina C? ¿Por qué?
4. ¿Qué relación encuentras entre el tiempo de reacción y el grado de división de los reactivos en la parte B?
5. ¿Cómo puedes explicar estos resultados?
6. ¿Crees que tu experimento sería válido si los trozos de pastilla o de gis que cortaste no fueran del mismo tamaño? ¿Por qué?

Experimento 7

Estados de la materia

NUBES ENVASADAS

Objetivos

- Observar algunas características del agua en los tres estados físicos de la materia.
- Llevar a cabo algunos cambios de estado.
- Elaborar un modelo para el ciclo del agua.

Introducción

Todas las sustancias pueden presentarse en tres estados físicos: sólido, líquido y gaseoso.

En un sólido, las partículas están fuertemente unidas entre sí; prácticamente no hay espacio entre ellas y no tienen libertad de movimiento, por lo que los sólidos tienen forma y volumen definidos.

En los gases, las partículas están muy separadas unas de otras, con absoluta libertad de movimiento, por lo que un gas adopta tanto la forma como el volumen del recipiente que lo contiene.

En un líquido las partículas están muy juntas, pero no tienen una posición fija, por lo que pueden deslizarse unas sobre otras; de manera que los líquidos tienen volumen definido, pero adoptan la forma del recipiente que los contiene.

Todas las sustancias pueden cambiar de estado, simplemente calentándolas o enfriándolas. Y cada cambio de estado tiene un nombre:

CAMBIO DE ESTADO	NOMBRE
sólido a líquido	fusión
líquido a sólido	solidificación
líquido a gas	evaporación
gas a líquido	condensación
sólido a gas	sublimación
gas a sólido	deposición

La naturaleza se encarga de limpiar el agua por medio de cambios de estado. Por ejemplo: en un charco el sol evapora el agua, separándola así de la tierra y de todas las demás sustancias presentes en el charco. Al pasar el agua al estado gaseoso forma las nubes, que en determinadas condiciones, cuando baja la temperatura, se condensan y caen en forma de lluvia, regresando de nuevo al suelo como agua relativamente limpia.

Desarrollo Experimental

Medidas de seguridad:

- Utiliza tu bata.

Materiales

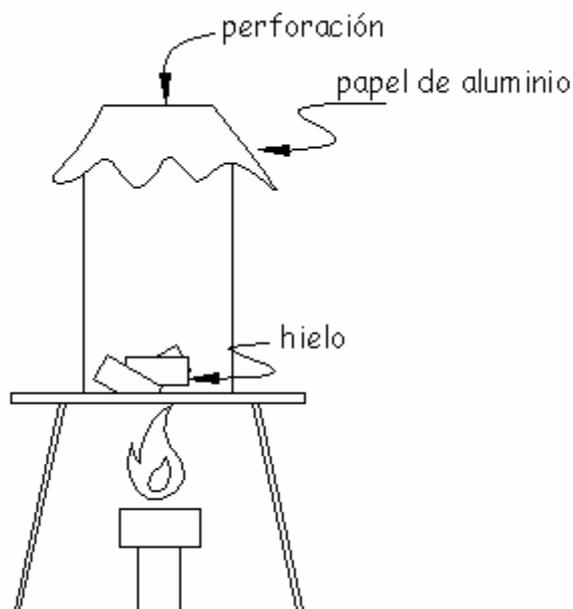
- 1 vasito de plástico con medidas de volumen (por ejemplo: de los que vienen en las medicinas, como en el jarabe para la tos)
- 1 vaso de precipitados de 100 mL o un frasco aproximadamente de ese tamaño
- 1 tripié
- 1 tela de alambre con asbesto
- 1 lámpara de alcohol o mechero de Bunsen
- 1 palillo de madera
- papel de aluminio

Reactivos

agua (H_2O)

Procedimiento

1. Llena el vasito de plástico con agua hasta la marca de 5 mL (el equivalente a 1 cucharadita), y mételo al congelador hasta que se solidifique. Ya solidificado, marca el volumen que ocupa ahora el hielo.
2. Permite que se derrita un poco el hielo, para que puedas sacarlo del vaso, y viértelo (junto con toda el agua en estado líquido que tenga) en el vaso de precipitados. Tápalo con un trozo de papel de aluminio.
3. Con un palillo realiza una pequeña perforación en el centro del papel aluminio (Figura 1).
4. Coloca el vaso sobre el tripié, con la tela de asbesto, y caliéntalo utilizando un mechero o una lámpara de alcohol, hasta que observes que por el agujero del papel sale un poco de vapor de agua.
5. ¿Qué observas? ¿Qué volumen ocupa el vapor de agua en el vaso?
6. Deja enfriar el vaso, y anota tus observaciones ¿Qué volumen ocupa ahora el agua en estado líquido en el vaso?

**Figura 1**

Cuestionario

1. ¿Qué diferencia existe en cuanto al volumen que ocupa el agua en los tres estados de la materia?
2. ¿Qué diferencia existe en cuanto a la forma que toma el agua en los tres estados de la materia?
3. ¿Qué cambios de estado realizaste?
4. ¿Cómo lograste que se llevaran a cabo esos cambios de estado?
5. En el caso del agua, ¿en qué estado físico ocupa el menor volumen?
6. ¿Cómo puedes comparar este experimento con el ciclo del agua en la naturaleza?

Experimento 8

Destilación

AGUA PURA Y PURA AGUA

Objetivos

- Aplicar el método de la destilación para separar sustancias de una mezcla líquida.
- Comparar algunas características del estado líquido con las del estado gaseoso.

Introducción:

La **destilación** es un método que sirve para separar las sustancias que se encuentran en una mezcla líquida. El **soluto** puede ser sólido, líquido o gas, y el **solvente** es un líquido.

La destilación consiste en **evaporar** una sustancia y luego **condensarla**; es decir, hacerla pasar primero al estado gaseoso para que así se separe de la mezcla líquida, y recuperarla posteriormente en forma líquida, colectándola en un recipiente distinto al de la mezcla original.

La primera sustancia que se separa de la mezcla en forma de gas, es aquella que tiene el punto de ebullición más bajo, es decir, la que a menor temperatura pasa al estado gaseoso.

Existen distintos tipos de destilación, que se aplican dependiendo de las características de las sustancias que se quieren separar de una mezcla. Entre ellos se encuentran: la **destilación simple**, que es la más sencilla de llevar a cabo, y la **destilación fraccionada**, que se aplica cuando se tiene una mezcla de sustancias volátiles, es decir, que se evaporan con facilidad, y en donde la destilación simple no funcionaría adecuadamente.

La destilación fraccionada consiste en agregar al equipo de destilación simple una columna rellena con algún material que provea una gran superficie de contacto,

para que al pasar por ella la mezcla caliente se lleven a cabo repetidas evaporaciones y condensaciones. De esta manera, la parte del destilado con menor punto de ebullición se condensa en la parte superior de la columna, en tanto que la de mayor punto de ebullición se concentra en la parte inferior. Este sistema se utiliza, por ejemplo, para separar el petróleo crudo en las distintas fracciones que lo forman: gasolina, queroseno, aceites combustibles, aceites lubricantes, etc. También se utiliza para obtener el oxígeno a partir del aire líquido.

Cuando la sustancia que se quiere purificar por destilación, es sensible al calor y se descompone antes de llegar a su punto de ebullición, se utiliza un sistema conocido como destilación a presión reducida. Esta forma de destilación consiste en disminuir la presión a fin de que el líquido se evapore a temperaturas más bajas. Este sistema se utiliza en la obtención comercial del peróxido de hidrógeno (H_2O_2) o agua oxigenada. En algunos barcos se obtiene el agua potable y el agua para las calderas destilando a presión reducida el agua de mar.

Desarrollo Experimental

Medidas de seguridad:

- En este experimento calentarás recipientes de vidrio. Antes de tocarlos, espera a que todo el material se enfríe.
- Como siempre, protégete con una bata.

Se proponen dos formas de realizar la destilación: una para cuando se cuente con material de laboratorio, y la otra, con materiales caseros.

PARTE A. DESTILACIÓN UTILIZANDO MATERIAL DE LABORATORIO

Materiales

- 1 matraz de bola de 10 mL
- 1 adaptador para termómetro
- 1 refrigerante
- 1 cabeza de destilación
- 1 probeta de 10 mL
- 1 soporte universal
- 2 mangueras de látex para agua
- 1 cápsula de porcelana chica
- 1 mechero con manguera
- 1 anillo de fierro

- 1 tela de asbesto
- 1 pinza de tres dedos
- 1 termómetro de -10°C a 110°C
- pedritas de ebullición

Reactivos

agua de jamaica o algún refresco con color
vaselina

Procedimiento

1. Coloca 5 mL de agua de jamaica en el matraz de bola, y agrega 3 ó 4 pedritas de ebullición.
2. Lubrica las juntas esmeriladas con un poco de vaselina, y arma el aparato como se muestra en la Figura 1.

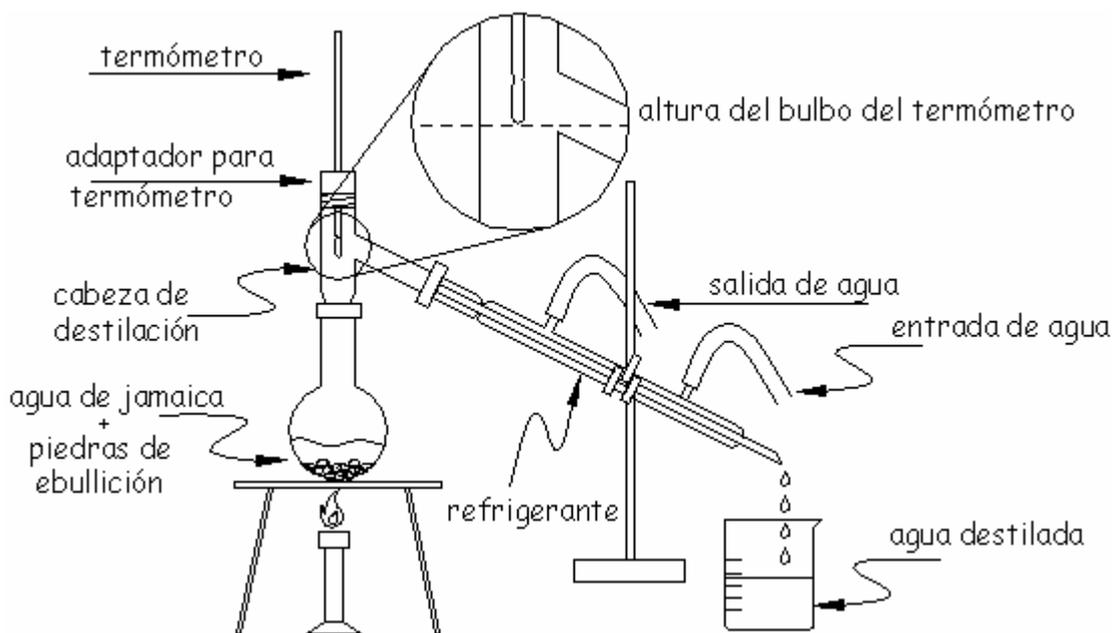


Figura 1

3. Conecta las mangueras del refrigerante con el agua del grifo, entrando por la parte de abajo y saliendo por la de arriba (como se indica en la Figura 1), y haz correr el agua con un flujo ligero.
4. Inicia el calentamiento y anota las temperaturas que marca el termómetro, empezando al caer la primera gota de destilado y después de cada tres gotas, hasta destilar aproximadamente 3 mL.

PARTE B. DESTILACIÓN CON ELEMENTOS CASEROS

Material

- 1 frasco mediano con tapa de rosca (de mermelada o mayonesa)
- 1 pija de 3/8"
- 1 martillo
- 1 trozo de 40 ó 50 cm de manguera de plástico transparente, de 1 cm de diámetro
- 10 cm de cinta de teflón
- 1 frasco pequeño de vidrio (por ejemplo: de alimento para bebé)
- 1 lata de alcohol sólido ("fuego envasado"), o una lámpara de alcohol
- 1 soporte para la lata
- 1 cuadrado de papel de aluminio de 7 cm x 7 cm
- 1 jeringa de 20 mL, sin aguja

Reactivos

agua de jamaica o algún refresco con color

Procedimiento

1. Prepara el frasco con tapa como se indica (Figura 2).
 - 1.1 Perfora la tapa del frasco con la pija.
 - 1.2 Inserta la manguera en el hueco, de modo que sólo traspase la tapa.
 - 1.3 Cubre la unión entre la manguera y la tapa, envolviendo la manguera con cinta de teflón por la parte de afuera de la tapa.

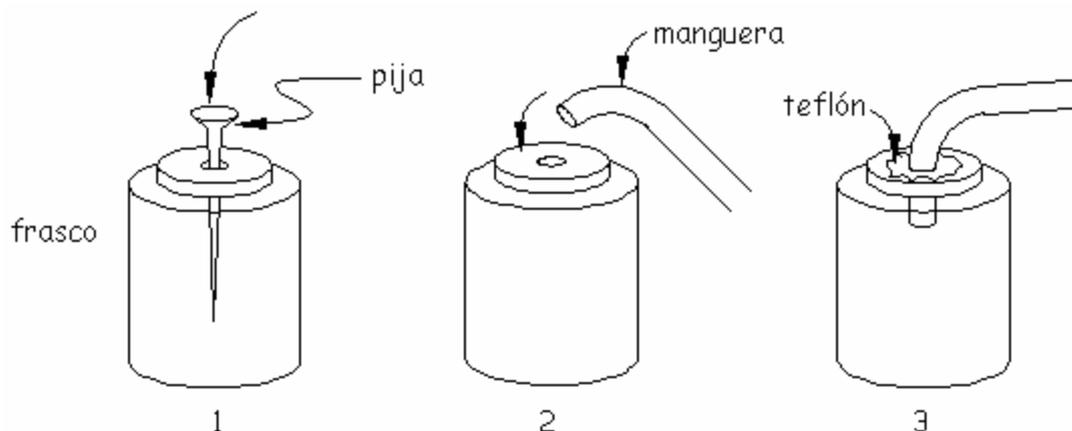


Figura 2

2. Mide con la jeringa 20 mL de agua de jamaica, viértelos en el destilador y tápalo (o vierte agua de jamaica en el destilador hasta una altura aproximada de 1 cm).
3. Coloca la lata de alcohol sólido ("fuego envasado") en el soporte, y sobre éste coloca el destilador con el agua de jamaica.
4. Perfora un hueco pequeño (de aproximadamente 1 cm de diámetro) en el centro del cuadrado de papel de aluminio, y haz pasar a través de éste el extremo libre de la manguera. Cubre la boca del frasco de alimento para bebé con el papel de aluminio, cuidando que el extremo de la manguera quede dentro del frasco; el papel es para cubrirlo para que el vapor no se escape (Figura 3). **No cierres el frasco**, pues no se debe calentar un sistema cerrado porque debido a la presión que se genera adentro podría explotar. (Esto puede suceder en las ollas de presión; por eso se les pone una válvula de escape.)

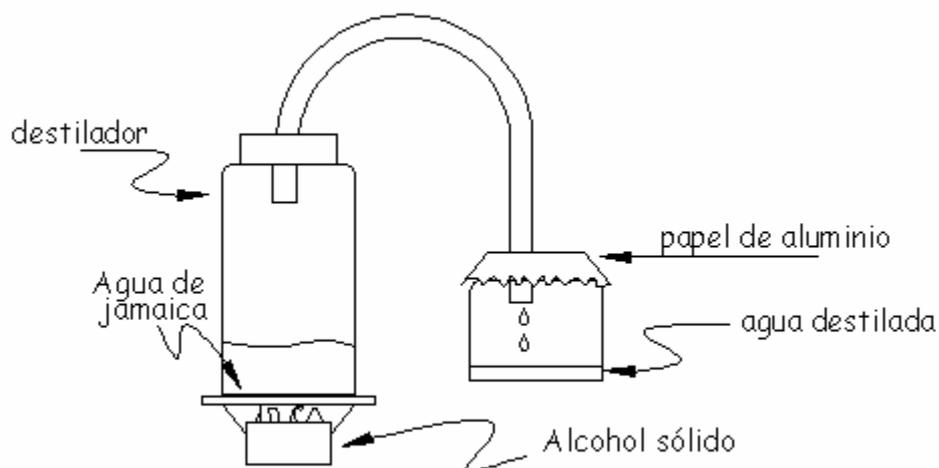


Figura 3

5. Enciende el alcohol sólido y calienta el destilador que contiene el agua de jamaica. Observarás que las paredes del frasco se empiezan a empañar, pues el agua empieza a transformarse en vapor, y como las paredes del frasco están un poco más frías, el vapor se condensa.
6. Continúa el calentamiento hasta que el agua de jamaica empieza a hervir. En este momento el vapor que se genera ocupa un volumen muy grande y llena todo el espacio disponible, por lo que tiende a escapar a través de la manguera. Aquí empezarás a ver cómo la manguera se llena de pequeñas gotitas de agua, provenientes del vapor que se está condensando en ella ya que al alejarse de la fuente de calor la temperatura disminuye, y en cualquier momento empezarán a caer gotas en el frasco que tienes cubierto con el papel de aluminio. ¿Qué observas con respecto al volumen que ocupa una determinada cantidad de

agua en estado líquido y en estado gaseoso? ¿Qué observas acerca de la movilidad del agua en estado líquido y en estado gaseoso?

7. Continúa el calentamiento, hasta que tengas entre 3 y 5 mL de agua destilada en el frasco recolector.
8. Apaga el fuego, poniéndole encima la tapa de la lata. Espera a que se enfríe todo el material y lávalo.

Cuestionario

1. ¿Qué diferencia observas entre el destilado (lo que se recogió en el recipiente recolector) y el residuo (lo que sobró en el recipiente original)?
2. ¿Qué diferencia encuentras entre el destilado, el residuo y la mezcla original?
3. ¿Qué cambios de estado se llevaron a cabo durante la destilación?
4. ¿Cuál es la utilidad de la destilación?
5. ¿Cómo puedes comparar la destilación con el ciclo del agua en la naturaleza?

Experimento 9

Difusión de gases

¡A TODA VELOCIDAD!

Objetivos

- Observar cómo se desplaza un gas hasta llenar el recipiente que lo contiene.
- Demostrar que los gases viajan de un lugar donde se encuentran en mayor concentración a un lugar donde están en menor concentración.

Introducción

Los gases son el estado más móvil y menos compacto de los tres estados de la materia.

Los sólidos tienen una estructura rígida y sus partículas están en posiciones prácticamente fijas, sin espacio entre ellas, por lo que tienen forma y volumen definidos. Cuando se calienta un sólido, éste se transforma en líquido, pues las moléculas rompen la estructura rígida y se deslizan unas sobre otras, lo que les permite fluir y tomar la forma del recipiente que las contiene; prácticamente no existe espacio entre ellas, por lo que los líquidos también tienen un volumen definido.

Si una sustancia en estado líquido se calienta, las partículas se separan mucho entre sí, se mueven a gran velocidad, y la sustancia pasa al estado gaseoso.

Debido a la gran velocidad de sus partículas, los gases se distribuyen uniformemente en todo el espacio disponible, llenándolo por completo. Por ello toman la forma y el volumen del recipiente que los contiene, o cuando no existe nada que lo impida, escapan del recipiente. Por otra parte, como existe una gran cantidad de espacio entre las partículas de los gases, éstos se pueden comprimir reduciendo el espacio intermolecular.

Debido al movimiento de sus partículas, los gases presentan la **propiedad de difusión**, que consiste en la capacidad que tienen de esparcirse en el espacio o a través de otra sustancia, mezclándose espontáneamente con otros gases hasta formar un

todo uniforme. Los gases más ligeros se difunden más rápido en un cierto espacio que los más pesados.

La difusión de los gases es un fenómeno que tiene aplicaciones prácticas. Por ejemplo: el gas que se utiliza como combustible en las casas es inodoro, y se le agregan pequeñas cantidades de un gas que contiene azufre y cuyo olor puede ser detectado aun en cantidades pequeñísimas, para que cuando haya un escape de este combustible podamos detectar oportunamente la fuga, gracias a la difusión del gas oloroso en el aire.

En el siguiente experimento se demostrará la propiedad de difusión de un gas, el amoníaco (NH_3), aprovechando que por ser una **sustancia básica (alcalina)**, su presencia puede detectarse por un cambio en el color de un indicador ácido-base.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- El amoníaco es corrosivo y tóxico. Utiliza una bata y mantenla abotonada. En caso de llegar a tener algún contacto con la piel o con los ojos, lávate inmediatamente por lo menos durante 5 minutos debajo del chorro del agua. En caso de llegar a ingerirlo, deberás beber lo más que puedas de agua o leche.
- **Realiza el experimento en un lugar bien ventilado y, por ningún motivo, inhales los gases que se desprenden.**
- Lava bien tus manos al terminar de trabajar.

Materiales

- 1 caja de Petri ó 2 rectángulos de lámina de acetato de 11 cm x 15 cm (Figura 1)
- 2 pipetas de plástico ó 2 goteros
- 1 vaso de precipitados de 10 mL
- 1 trozo de cinta adhesiva (10 cm)
- tijeras

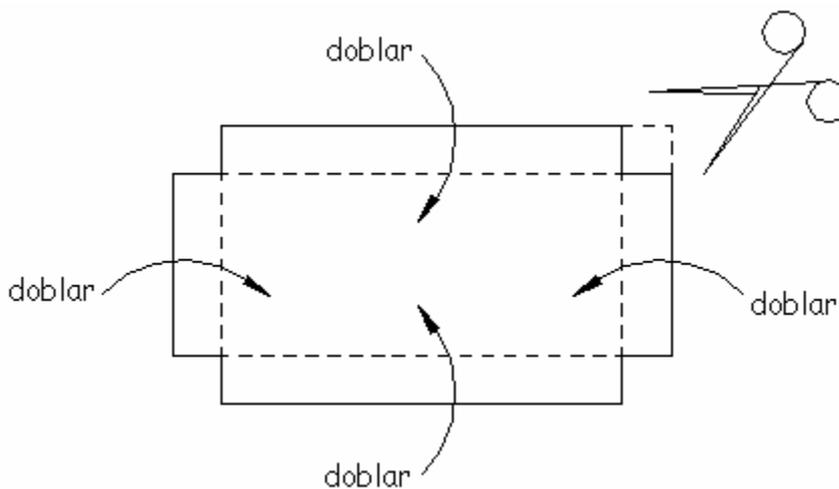
Reactivos

solución de amoníaco (NH_3)

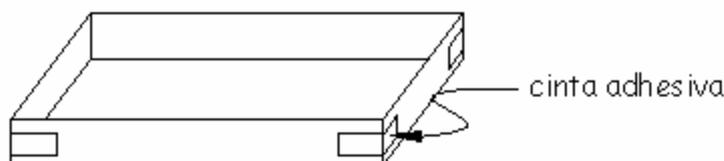
solución indicadora de col morada (para su preparación puedes consultar el experimento 23), o algún otro indicador ácido-base como fenolftaleína

Procedimiento

1. Si dispones de una caja de Petri, pasa directamente al punto 4.
2. Si dispones de láminas de acetato, recorta un cuadrado de 1 cm x 1 cm de cada una de las esquinas del rectángulo de lámina de acetato, y dobla los bordes hacia adentro (Figura 1).

**Figura 1**

3. Pega las partes dobladas con cinta adhesiva, para formar una caja (Figura 2).

**Figura 2**

4. Con un gotero o una pipeta de plástico, deposita 24 gotas de la solución de indicador de col morada (o cualquier otro indicador ácido-base) en el fondo de la caja de Petri o de la caja de acetato que se preparó en los pasos 1 a 3, de acuerdo con la distribución que se muestra en la Figura 3.
5. Deposita 2 gotas de solución de amoníaco en una de las esquinas de la caja (Figura 3). Tapa INMEDIATAMENTE la caja Petri con su tapa (o la caja preparada en los pasos 1 a 3, con la otra lámina de acetato).

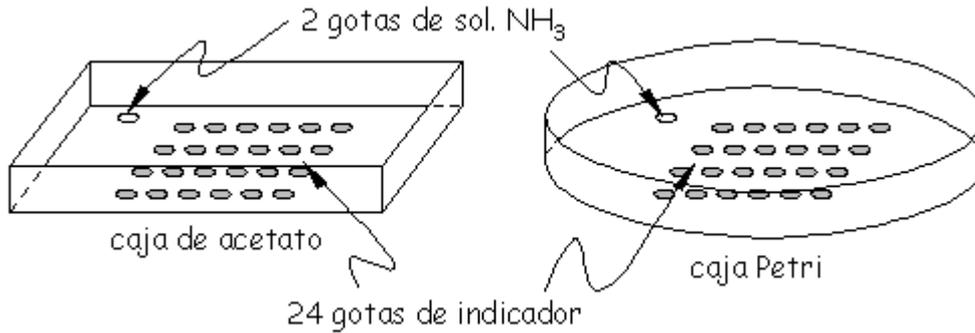


Figura 3

6. Coloca sobre la tapa dos gotas de indicador en las esquinas que no tienen sustancias. La presencia del amoniac (NH₃) se detectará por el cambio de color en la solución del indicador. Utiliza las gotas de la tapa para comparar y apreciar mejor los cambios de color del indicador (Figura 4).

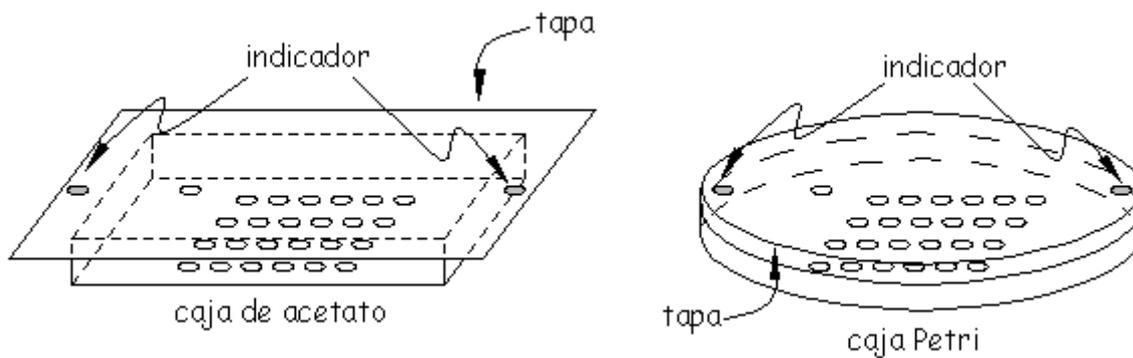


Figura 4

Cuestionario

1. ¿Por qué se difunden los gases?
2. ¿Qué color presenta el indicador antes de agregar el NH₃?
3. ¿Qué color se observa en las gotas del indicador después de agregar el NH₃?
4. ¿Qué significa el cambio de color que se observa en el indicador?
5. ¿A qué se debe este cambio de color?

Experimento 10

Obtención de hidrógeno

BURBUJAS EXPLOSIVAS

Objetivos

- Obtener hidrógeno por medio de una reacción de desplazamiento.
- Utilizar el método de recolección de gases por desplazamiento de agua.
- Realizar una reacción de síntesis.
- Comprobar la presencia del hidrógeno por medio de su combustión.
- Determinar la forma como se expresa por escrito una reacción química y reconocer algunos de los elementos que intervienen en ella.

Introducción

El hidrógeno es un gas incoloro, inodoro e inflamable, que cuando se quema produce agua; de ahí se deriva su nombre, que viene del griego y significa "formador de agua". Su símbolo es H y cuando se encuentra libre en la naturaleza está formado por moléculas diatómicas, por lo que su fórmula es H_2 . En la atmósfera terrestre su contenido es bajo, porque continuamente se escapa al espacio.

En la Tierra es el noveno elemento en abundancia, pero en el Universo es el más abundante. El 75% de toda la materia del Universo está formado por hidrógeno. En las estrellas, el hidrógeno se convierte en el elemento que le sigue en peso, el helio, por medio de un proceso que se conoce como fusión nuclear y en el que se genera la energía de las estrellas como el Sol.

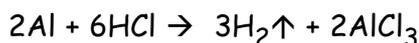
El hidrógeno se utiliza principalmente en la elaboración de diversos productos de la industria química, como el amoníaco y las grasas vegetales. También se usa como combustible para los cohetes espaciales. Antiguamente se usaba para inflar globos para que resultaran más ligeros que el aire, pero como era peligroso por ser inflamable, actualmente se utiliza helio en lugar de hidrógeno. Hay científicos que lo han llamado "el combustible del futuro".

Cuando el hidrógeno se encuentra combinado con otros elementos forma una gran variedad de compuestos; entre ellos están el agua, los ácidos y los hidrocarburos, como la gasolina, además de que es parte indispensable de todas las sustancias que forman a los seres vivos, como los carbohidratos y las proteínas.

El siguiente experimento consiste en preparar gas hidrógeno (H_2) separándolo de uno de sus compuestos, el ácido clorhídrico (HCl), por la acción del **aluminio**, un elemento cuyo símbolo es **Al**.

La reacción que se lleva a cabo se conoce como **reacción de desplazamiento simple**, pues el aluminio tomará el lugar del hidrógeno en el compuesto, "desplazándolo de su lugar". En este proceso se forma un nuevo compuesto, el cloruro de aluminio ($AlCl_3$), dejando libre al hidrógeno, que por ser un gas se desprende, y podremos observar la formación de burbujas en el medio de reacción.

A continuación se muestra una **ecuación química** que nos indica por medio de fórmulas cuáles son las sustancias que se mezclan (reactivos), del lado izquierdo de la flecha (\rightarrow) y cuáles son las que se forman (productos), del lado derecho de la flecha (\rightarrow). Una flecha hacia arriba (\uparrow) o el subíndice (g) escritos al lado de la fórmula de una sustancia indican que la sustancia que se forma es un gas que se desprende. Los números que están al lado de las fórmulas se conocen como **coeficientes estequiométricos** y nos indican la cantidad de partículas de cada sustancia que se necesitan para que la reacción se lleve a cabo sin que falte ni sobre ningún átomo:



Como ya ha sido mencionado, el hidrógeno es un gas muy ligero y menos denso que el aire, por lo que si lo dejamos en un recipiente destapado se escapará. Una buena manera de atraparlo es recogiéndolo por un sistema que se conoce como desplazamiento de agua.

Para comprobar que lo que hemos obtenido es realmente hidrógeno, se aprovecha la propiedad de inflamabilidad / explosividad que tiene.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- El ácido clorhídrico es sumamente corrosivo, por lo que deberás utilizar una bata de algodón completamente abotonada para que te proteja en caso de una salpicadura.

Si llegara a haber algún contacto con la piel o con los ojos, deberás enjuagar la parte afectada con una solución de carbonato o bicarbonato de sodio, y después lavarte inmediatamente por lo menos 5 minutos debajo del chorro del agua.

En caso de llegar a ingerirlo, se deberá beber lo más que se pueda de agua o leche.

- De ser posible utiliza lentes de protección, pues en caso de una salpicadura es muy importante cuidar tus ojos.
- Ten mucho cuidado al acercar el cerillo a tus recipientes con hidrógeno. Hazlo alejando tu mano y el recipiente lo más posible de tu cuerpo y de tus compañeros.
- La reacción que se lleva a cabo en el frasco desprende mucho calor; ten cuidado al tomar el frasco para lavarlo.
- Lava tus manos al terminar de trabajar.

Materiales

- 1 tubo de ensaye con tapón y con tubo de desprendimiento, o un tubo de ensaye con tubo lateral o tubo Barber, con tapón (de aproximadamente 10 mL)
- 1 trozo de manguera de hule de aproximadamente 25 cm
- 1 soporte universal
- 1 pinza de tres dedos
- 1 vaso de precipitados de 20 mL
- 2 tubos de ensaye
- 1 recipiente de plástico tamaño sándwich (tipo Tupperware)
- 1 jeringa de 10 mL, sin aguja
- cerillos

Reactivos

ácido clorhídrico (HCl) 6 M (se puede utilizar la presentación industrial, que se conoce como ácido muriático)

papel de aluminio

detergente líquido para lavar platos

bicarbonato de sodio (NaHCO_3)

Procedimiento

1. En el vaso de precipitados de 20 mL prepara una solución al 3% en volumen de detergente líquido para lavar platos (por ejemplo: mezcla 0.6 mL de detergente más 19.4 mL de agua).
2. Llena el recipiente de plástico con agua hasta el borde, e introduce en él los tubos de ensaye en posición horizontal (Figura 1 a). Levántalos con su boca

hacia abajo, de manera que queden llenos de agua e invertidos sobre el recipiente (Figura 1 b).

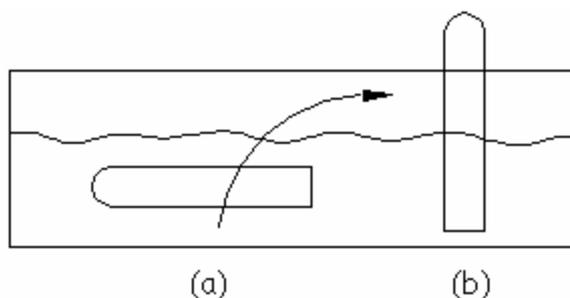


Figura 1

3. Por otro lado, coloca el trozo de manguera en el tubo de desprendimiento del tapón del tubo de ensaye o en lateral del tubo Barber. Sostén este dispositivo en el soporte universal, utilizando la pinza de tres dedos (Figura 2).

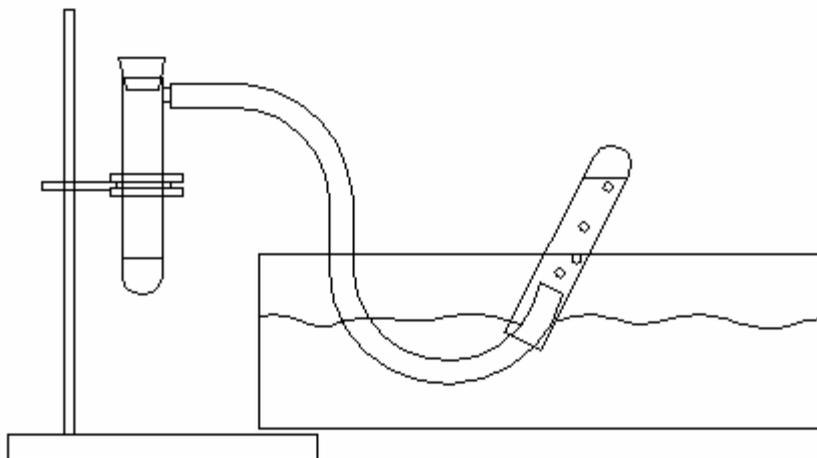
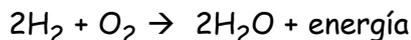


Figura 2

4. Toma 3 mL del ácido clorhídrico con la jeringa y viértelos en el tubo Barber o el tubo de ensaye con tapón con tubo de desprendimiento.
5. Corta una pieza de papel aluminio, de aproximadamente 2 cm x 2 cm, e introdúcela en el tubo que contiene el ácido. **COLOCA LA TAPA INMEDIATAMENTE.** Introduce la punta libre de la manguera en el recipiente con agua (Figura 2). (Cerciórate de que el dispositivo que acabas de preparar quede **perfectamente sellado**, para que el gas que se va desprender de la reacción burbujee en el agua del recipiente.)

6. En menos de un minuto notarás que se empieza a desprender un gas. Permite que burbujee en el agua por 3 segundos para garantizar que lo que vas a recibir es hidrógeno (y no el aire que había en el tubo), e introduce el extremo libre de la manguera dentro de cada uno de los tubos de ensaye que tienes llenos de agua e invertidos dentro del recipiente. Notarás que el agua empieza a salir y ahora el tubo está lleno de hidrógeno (H_2). Deja el tubo volteado boca abajo para que el gas no se escape. Repite la operación para el otro tubo.
7. Introduce ahora el extremo libre de la manguera en la solución de detergente para lavar platos, de manera que el gas que se desprende haga espuma con el detergente. Cuando tengas suficiente espuma retira la manguera y rápidamente acerca un cerillo encendido a la espuma. Si ocurren pequeñas explosiones es la prueba de que el gas obtenido es hidrógeno (H_2).
8. Gira boca arriba uno de los tubos que tienes en el agua e **inmediatamente** (ya que el hidrógeno se escapa muy fácilmente) acerca un cerillo encendido a la boca del tubo. Si escuchas una pequeña explosión es una prueba positiva de que se trata de hidrógeno. Observa las paredes del tubo. Notarás que quedan "empañadas" con gotitas de agua. Es el agua que se formó por la reacción del hidrógeno con el oxígeno del aire:



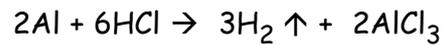
Lo que acabas de llevar a cabo es una **reacción de síntesis**; es decir, se formó un compuesto, el agua (H_2O), a partir de sus elementos: H_2 y O_2 . Repite la operación con el otro tubo que tienes lleno de hidrógeno.

9. El tubo donde reaccionan el Al y el HCl se calienta mucho, pues la reacción es **exotérmica**, es decir que desprende calor. Cuando **el tubo esté** suficientemente **frío**, destápalo y agrega un poco de bicarbonato de sodio para que reaccione con el ácido sobrante de la reacción, hasta que ya no se observe desprendimiento de burbujas. Así la mezcla ya no es corrosiva, por lo que puedes desecharla en el desagüe.
10. Lava el material que utilizaste.

Cuestionario

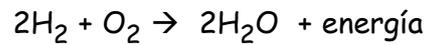
1. ¿Qué tipo de compuestos se pueden formar al combinar hidrógeno con otros elementos?
2. ¿Por qué explotan las burbujas de jabón al acercarles el cerillo encendido?
3. Investiga algunos de los usos del hidrógeno.
4. ¿Qué compuesto se produce y forma las burbujas que se observan al agregar bicarbonato al ácido sobrante?
5. ¿Qué significa que una reacción sea exotérmica?

6. En la reacción que se llevó a cabo para obtener el hidrógeno:



indica cuáles sustancias son los reactivos, cuáles son los productos, cuáles son elementos y cuáles son compuestos.

7. La reacción que se lleva a cabo cuando se comprueba la presencia de hidrógeno es:



- ¿Por qué se dice que es una reacción de síntesis?
- Indica cuáles sustancias son los reactivos, cuáles son los productos, cuáles son elementos y cuáles son compuestos.

Experimento 11

Obtención de cloro

EL ENEMIGO DEL COLOR

Objetivos

- Obtener el elemento cloro a partir de una solución de hipoclorito de sodio (blanqueador) y ácido clorhídrico.
- Comprobar que el cloro es un elemento gaseoso.
- Comprobar la capacidad del cloro para decolorar.

Introducción

El cloro, cuyo nombre se deriva del griego "cloros" (que significa "verde") es un elemento gaseoso, de color amarillo verdoso, que cuando se encuentra libre está formado por **moléculas diatómicas**, de fórmula Cl_2 . Forma parte de un grupo de elementos que se conocen como halógenos.

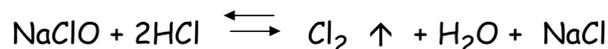
El cloro es una sustancia muy corrosiva y tóxica que irrita los ojos y el tracto respiratorio. Su olor característico y penetrante nos permite percibirlo en dosis mucho más pequeñas que aquellas en que puede ser peligroso.

Es un elemento que difícilmente se encuentra libre en la naturaleza (se encuentra en muy pequeña cantidad en los gases volcánicos), pues es muy reactivo y se combina prácticamente con todos los demás elementos para formar una gran variedad de compuestos, de los que el más conocido es el cloruro de sodio ($NaCl$), conocido como sal de mesa.

Entre los usos más importantes de algunos de sus compuestos, se encuentran: el blanqueo de fibras en las industrias textil y del papel; los blanqueadores caseros; la desinfección del agua, como germicida, y la fabricación de gran variedad de sustancias químicas.

En nuestro cuerpo los compuestos del cloro también tienen funciones importantes, ya que el ácido clorhídrico (HCl) forma parte de los jugos gástricos.

En el siguiente experimento se obtendrá el cloro en su forma gaseosa (Cl_2), haciendo reaccionar el hipoclorito de sodio (NaClO) presente en el blanqueador de ropa con ácido clorhídrico (HCl), de forma que se lleve a cabo la siguiente reacción:



La flecha hacia arriba en una ecuación química indica que la sustancia en cuestión es un gas.

Como el cloro es un **gas tóxico**, la reacción se llevará a cabo en un recipiente cubierto. **Realiza el experimento siguiendo en TODO MOMENTO las indicaciones de seguridad.**

Desarrollo Experimental

Medidas de seguridad:

- Las dos sustancias que estás utilizando (hipoclorito de sodio y ácido clorhídrico) son corrosivas y tóxicas. Utiliza una bata y mantenla abotonada. En caso de llegar a tener algún contacto con los ojos, deberás lavarlos inmediatamente, por lo menos 5 minutos debajo del chorro del agua. Si llegaras a tener contacto con la piel, deberás absorber lo más que puedas de la sustancia con una toalla de papel y lavarte inmediatamente con abundante agua, durante 5 minutos por lo menos, bajo el chorro del agua.
- En caso de llegar a ingerir alguna de estas sustancias, deberás beber la mayor cantidad posible de agua o leche.
- **Realiza el experimento en un lugar bien ventilado y, por ningún motivo, inhales los gases que se desprenden.**
- Lava tus manos al terminar de trabajar.

Materiales

- 1 vaso de precipitados de 20 mL
 - 1 cuadrado de tela de tul de 7 cm x 7 cm, o una gasa
 - 1 cuadrado de 7 cm x 7 cm de plástico de bolsa
 - 1 liga de hule
 - 1 popote delgado (agitador de café)
 - 2 jeringas de 3 mL (una de ellas con la aguja cortada para quitarle el filo)
- tijeras

Reactivos

blanqueador líquido (solución de hipoclorito de sodio, NaClO)

ácido clorhídrico 6 M (HCl) (se puede utilizar la presentación industrial, que se conoce como ácido muriático)

- 1 pétalo de una flor que no sea blanca
bicarbonato de sodio (NaHCO_3)

Procedimiento

1. Con una jeringa mide 2 mL de blanqueador y viértelos en el vaso de precipitados.
2. Cubre la boca del vaso de precipitados con el tul. Coloca sobre éste la mitad del pétalo de la flor, y guarda la otra mitad para comparar con el pétalo expuesto a la acción del cloro. Cubre con el plástico y asegura todo esto con la liga de hule alrededor de la boca del vaso (Figura 1).

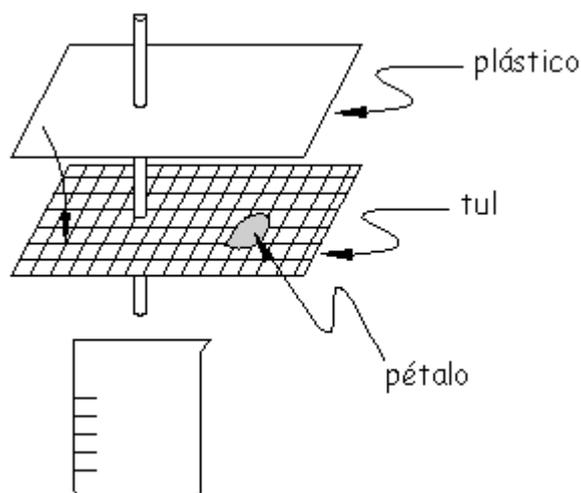


Figura 1

3. Con las tijeras realiza un corte muy pequeño en el tul y el plástico, sólo para que quepa el popote y no escape el cloro.
4. Inserta el popote en el plástico y el tul, evitando el pétalo y haciendo llegar el popote hasta el fondo del vaso.
5. **Coloca tu dispositivo al aire libre o cerca de una ventana abierta.**
6. Con otra jeringa (con aguja) toma 0.5 mL de ácido clorhídrico 6 M. Viértelo dentro del vaso a través del popote (Figura 2). Observarás que se desprende un gas, es el cloro.

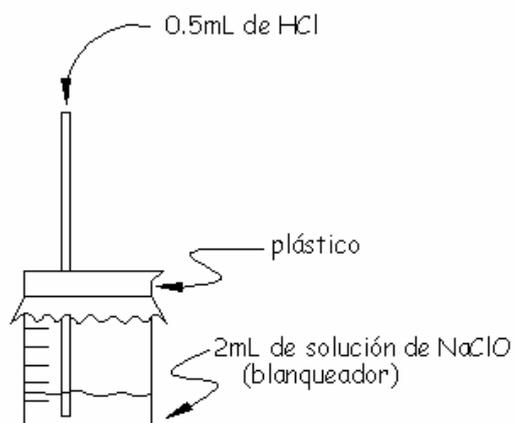


Figura 2

7. Deja reposar el dispositivo y observa durante cinco minutos los cambios que ocurren en la flor. Podrás observar que la flor queda decolorada por la acción del cloro.
8. Deja pasar 15 minutos antes de abrir el dispositivo y, cuando lo hagas, agrega bicarbonato de sodio para neutralizar el ácido que queda en el vaso y deséchalo en el desagüe.
9. Lava el material que utilizaste.

Cuestionario

1. ¿Qué son los halógenos?
2. ¿Cuáles son las características de los halógenos?
3. ¿Existe algún halógeno más reactivo que el cloro?
4. Investiga cuáles son los principales usos del cloro en la industria.
5. ¿Qué problemas presenta un exceso de cloro en el agua (y en todo el medio ambiente)?
6. ¿Qué función tiene el ácido clorhídrico en el estómago del ser humano?

Experimento 12

Obtención de oxígeno

LO MEJOR DEL AIRE QUE RESPIRO

Objetivos

- Obtener oxígeno por medio de una reacción de descomposición.
- Apreiciar el efecto de un catalizador en la velocidad de una reacción.
- Aplicar el método de la filtración para recuperar un catalizador, y comprobar que el catalizador sólo acelera la reacción sin consumirse en ella.
- Comprobar la presencia del oxígeno por su capacidad para mantener la combustión.
- Utilizar el método de recolección de gases por desplazamiento de agua.

Introducción

El oxígeno es un gas inodoro, incoloro e insípido. Fue descubierto en 1774 en Inglaterra por Joseph Priestley, quien lo llamó "aire desflogistado", pues no supo que había descubierto un nuevo elemento. Fue Antoine Lavoisier quien reconoció que se trataba de un nuevo elemento químico y lo llamó oxígeno, nombre que se deriva del griego y que quiere decir **generador de ácidos**.

El oxígeno es el elemento más abundante en la corteza terrestre. Se encuentra libre en la naturaleza como el segundo componente más abundante en la atmósfera (21%), después del nitrógeno (78%). Combinado con otros elementos forma infinidad de compuestos, de los cuales el más importante es el agua.

Los organismos durante la respiración toman el oxígeno de la atmósfera y devuelven bióxido de carbono, en tanto que las plantas verdes durante la fotosíntesis asimilan el bióxido de carbono y en presencia de la luz solar producen oxígeno. Por ello casi todo el oxígeno que se encuentra libre en la atmósfera proviene de la fotosíntesis.

El oxígeno gaseoso, que se encuentra en las partes bajas de la atmósfera, está formado casi en su totalidad por moléculas diatómicas O_2 , en tanto que en las partes altas de la atmósfera encontramos también una proporción importante de moléculas de

O₃, otra forma de oxígeno, que se conoce como **ozono** y que protege a la Tierra de los rayos ultravioleta del Sol.

A la combinación de sustancias con el oxígeno que conlleva el desprendimiento de luz y calor se le llama **combustión**. Al cuerpo que se quema o sufre la combustión, se le conoce como combustible.

El oxígeno se obtiene de la atmósfera por medio de la destilación fraccionada del aire líquido, a muy baja temperaturas, y tiene muchos usos. Por ejemplo: en la industria metalúrgica se utiliza en procesos como la fabricación de acero; en la medicina se usa en inhaladores e incubadoras para bebés, y en estado líquido es un componente del combustible para los cohetes espaciales.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- Este experimento no representa mayor peligro, pero como en cualquier experimento de química protégete con una bata.
- Lava tus manos al terminar de trabajar.

Materiales

- 1 tubo de ensaye (de aproximadamente 10 mL), con tapón con tubo de desprendimiento (puede sustituirse por un tubo de ensaye con brazo lateral o Barber, con tapón)
- 1 trozo de manguera de hule de aproximadamente 25 cm
- 1 soporte universal
- 1 pinza de tres dedos
- 2 tubos de ensaye (de aproximadamente 10mL)
- 1 recipiente de plástico "tamaño sándwich"
- 1 piseta
- 1 palillo de madera
- 1 espátula o un popote cortado en diagonal
- 1 jeringa de 10 mL, sin aguja
- 1 embudo pequeño
- papel filtro
- cerillos

Reactivos

agua oxigenada de 11 volúmenes (peróxido de hidrógeno, H₂O₂ al 3%)

dióxido de manganeso (MnO_2) (en caso de no disponer de éste, consulta el experimento 27 para su obtención)

Procedimiento

1. Llena el recipiente de plástico hasta el borde con agua e introduce en él los tubos de ensaye en posición horizontal. Levántalos con la boca hacia abajo, de manera que queden llenos de agua e invertidos sobre el recipiente (Figura 1).

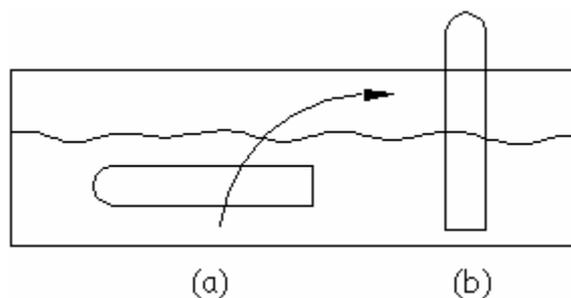


Figura 1

2. Por otro lado, coloca el trozo de manguera en el tubo de desprendimiento del tapón del tubo de ensaye (o en la salida del tubo Barber). Sostén este dispositivo en el soporte universal, utilizando la pinza de tres dedos (Figura 2).

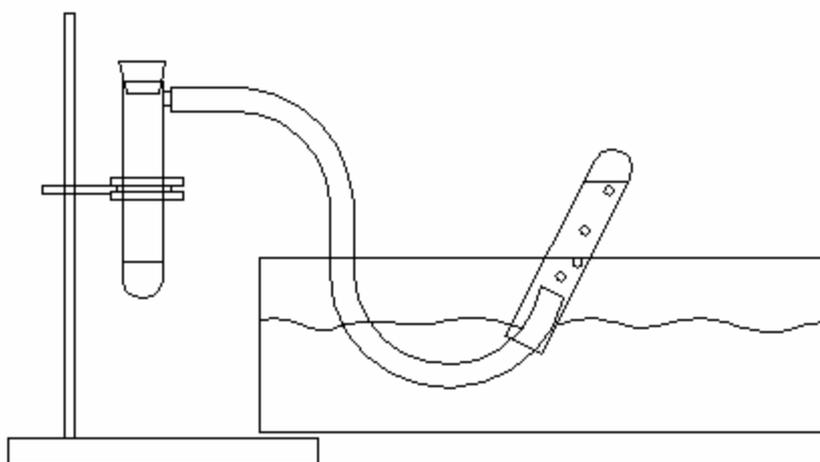


Figura 2

3. Utilizando una espátula, coloca una pequeña cantidad (la punta de la espátula) de dióxido de manganeso en el tubo de ensaye con tapón con tubo de desprendimiento (o en el tubo Barber).
4. Toma con la jeringa 3 mL de agua oxigenada, y viértelos en el tubo que contiene el dióxido de manganeso. **COLOCA LA TAPA INMEDIATAMENTE.** Introduce la punta libre de la manguera en el recipiente con agua. (Cerciórate de que el dispositivo que acabas de preparar quede **perfectamente sellado**, para que el gas que se va a desprender en la reacción burbujee en el agua del recipiente, y te asegures así de que se está produciendo un gas.)
5. Inmediatamente después de mezclar las sustancias notarás que se empieza a desprender un gas. Permite que burbujee en el agua por 3 segundos para garantizar que lo que vas a recibir es oxígeno (O_2), y no el aire que había en el tubo. Introduce el extremo libre de la manguera bajo cada uno de los tubos de ensaye invertidos y llenos de agua que tienes dentro del recipiente. Notarás que el agua empieza a salir, y ahora el primer tubo está lleno de oxígeno (O_2). Deja el tubo volteado boca abajo para que el gas no se escape. Repite la operación con el otro tubo de ensaye.
6. Enciende un palillo de madera y apágalo, de modo que quede un punto en ignición (al rojo vivo), e introdúcelo en el tubo lleno de oxígeno (O_2) que habrás sacado del agua. Cuida que las gotas de agua que caen del tubo no te apaguen el punto en ignición. Si el punto en ignición se aviva o incluso se enciende de nuevo es una prueba de que el gas obtenido es oxígeno, pues esta prueba demuestra su capacidad de mantener la combustión.
7. Para recuperar el catalizador (dióxido de manganeso), filtra el contenido del tubo en el que se llevó a cabo la reacción, para lo cual puedes utilizar el mismo procedimiento que en el experimento 15:
 - a. Coloca el embudo sobre la pinza de tres dedos.
 - b. Corta un círculo de papel filtro y dóblalo en cuatro.
 - c. Abre el filtro de manera que quede un cono y colócalo sobre el embudo.
 - d. Vierte todo el contenido del tubo, haciéndolo pasar a través del papel filtro. Lava con la piseta el tubo para recuperar todo el MnO_2 .
 - e. Extiende el papel filtro sobre un vidrio de reloj, déjalo secar y guárdalo para utilizar de nuevo el dióxido de manganeso, ya que puede reutilizarse.

Cuestionario

1. Menciona algunas propiedades físicas del oxígeno (O_2).
2. Menciona algunas propiedades químicas del oxígeno (O_2).
3. ¿Por qué baja el nivel del agua dentro del tubo de ensaye que está invertido? (Punto 5 del procedimiento.)

4. ¿Por qué se aviva el punto en ignición del palillo al introducirlo en el tubo de ensaye?
5. ¿Qué reacción se lleva a cabo con el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) al agregar el catalizador?
6. ¿Por qué se dice que en este caso se llevó a cabo una reacción de descomposición?
7. ¿Qué función tiene un catalizador?
8. ¿Qué función tiene el dióxido de manganeso (MnO_2) en la obtención de oxígeno (O_2) a partir del peróxido de hidrógeno (H_2O_2)?
9. ¿Qué diferencia observas en el dióxido de manganeso (MnO_2) antes y después de la reacción de obtención del oxígeno (O_2)?
10. ¿Por qué se puede reutilizar el dióxido de manganeso?

Experimento 13

Obtención de bióxido de carbono

UN GAS DE INVERNADERO

Objetivos

- Obtener bióxido de carbono por la acción de un ácido sobre un carbonato o bicarbonato.
- Identificar la presencia de bióxido de carbono.
- Comprobar la presencia de bióxido de carbono en las bebidas carbonatadas, como producto de la respiración humana, y como producto del metabolismo de las levaduras en la fermentación.

Introducción

El **bióxido o dióxido de carbono** es un gas incoloro, más denso que el aire, formado por dos átomos de oxígeno y uno de carbono, por lo que tiene la fórmula CO_2 . El bióxido de carbono también puede presentarse en forma de un sólido blanco que sublima (a la presión atmosférica pasa directamente de sólido a gas sin pasar por el estado líquido), que se conoce como "hielo seco".

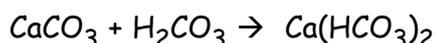
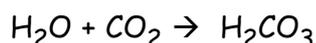
El CO_2 se produce en la respiración, en la fermentación y en la combustión de cualquier material que contenga carbono, como el papel o la madera. Es utilizado por las plantas durante la fotosíntesis para la elaboración de carbohidratos. En la atmósfera se encuentra en una proporción muy pequeña, y es uno de los gases que se conocen como **gases de invernadero**, ya que atrapan parte de la energía que llega a la Tierra desde el Sol, impidiendo que regrese al espacio y manteniendo así caliente a la Tierra.

Si la cantidad promedio de gases de invernadero aumenta, la temperatura de la Tierra también aumenta, en tanto que si estos gases disminuyen la temperatura terrestre también lo hace, por lo que es importante que la cantidad de éstos se mantenga en un nivel más o menos constante.

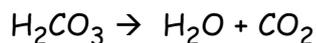
Actualmente la cantidad de combustibles que se queman para obtener la energía que necesitamos es muy grande, y las plantas verdes no pueden aumentar su

capacidad para consumir el CO_2 en la fotosíntesis a la misma velocidad que nosotros aumentamos la producción de este gas. Con ello la proporción de CO_2 en la atmósfera va en aumento, por lo que se piensa que la temperatura en la Tierra puede llegar a aumentar, trayendo importantes consecuencias, como cambios en el clima que pueden modificar los ciclos de cultivo en las diferentes partes del mundo.

Cuando el agua de lluvia atraviesa la atmósfera, disuelve al bióxido de carbono del aire y forma una solución diluida de ácido carbónico (H_2CO_3), que al filtrarse por las rocas calizas que contienen carbonato de calcio (CaCO_3), forman bicarbonato de calcio ($\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$) que se disuelve en el agua, con lo que la piedra se destruye y al paso de muchísimo tiempo va formando grutas y cavernas.



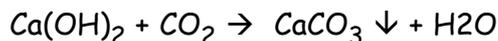
A su vez, el agua que gotea dentro de las cavernas lleva disuelto el $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, que se descompone y forma nuevamente CaCO_3 insoluble, lo que da origen a las estalactitas y estalagmitas que observamos dentro de las grutas.



El bióxido de carbono se utiliza, por ejemplo, en la fabricación de bebidas carbonatadas (como los refrescos con gas). Es muy poco reactivo, por lo que se utiliza en los extintores de fuego. Al producirse en la fermentación o por la reacción de los polvos de hornear, es el responsable de las pequeñas burbujas que se forman en la masa, que dan esa textura esponjosa al pan. También se utiliza en la fabricación de espumas plásticas (como el hule espuma).

La siguiente serie de experimentos consiste en obtener CO_2 por diferentes métodos y de diversas fuentes, tales como la respiración humana, la reacción de carbonatos y bicarbonatos con ácido, como producto de la fermentación de los azúcares por las levaduras, o separándolo de una bebida carbonatada. Comprobaremos su presencia por medio de su reacción con una solución de hidróxido de calcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), conocida como agua de cal. Esta solución nos permite observar la presencia de CO_2 al enturbiarse por la formación de la sal blanca de carbonato de calcio (CaCO_3) que se precipita, es decir, forma un sólido insoluble (esto se indica en la ecuación química

poniendo una flecha que apunta hacia abajo al lado de la fórmula de la sustancia que precipita):



Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- Procura no manipular directamente con las manos el hidróxido de calcio (Ca(OH)_2), pues las reseca, por lo que de llegar a tocarlo deberás lavarlas rápidamente.
- Este experimento no representa mayor peligro, pero como en cualquier experimento de química, protégete con una bata.

Materiales

- 1 matraz Erlenmeyer de 100 mL o un frasco de vidrio
- 1 matraz Erlenmeyer de 100 mL, con tapón, o un frasco de vidrio con tapa
- 1 vaso de precipitados de 10 ó 20 mL
- 1 matraz Kitasato de 50 mL, con tapón, o un matraz Erlenmeyer de 50 mL, con tapón y con tubo de desprendimiento
- 1 trozo de manguera de hule de aproximadamente 20 cm
- 1 jeringa de 20 mL, preparada para la obtención de gases (ver el Apéndice, al final del libro)
- 1 popote
- 1 espátula o un popote, cortado en diagonal
- 1 cucharita de plástico

Reactivos

hidróxido de calcio (cal apagada, Ca(OH)_2) u óxido de calcio (cal viva, CaO)
bicarbonato de sodio (NaHCO_3) o gis molido (CaCO_3)
vinagre (solución de ácido acético CH_3COOH al 6%)
agua mineral con gas o alguna otra bebida con gas
levadura para pan
azúcar de mesa (sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)
"Alka-Seltzer" o "Sal de uvas Picot", o algún medicamento efervescente
aceite mineral (para lubricar el émbolo de la jeringa)

Procedimiento

Parte 1. PREPARACIÓN DEL AGUA DE CAL

Prepara el agua de cal, de preferencia el día anterior al desarrollo del experimento, de la siguiente manera:

- 1.1 Llena el matraz o frasco con agua y agrega 1/4 de cucharadita de hidróxido de calcio o de óxido de calcio. Agita con la cuchara, tapa el matraz y deja reposar la suspensión que se forma hasta que el líquido quede absolutamente claro, es decir, espera a que el sólido sedimente (se asiente). (Figura 1.) Esto puede tardar varias horas.

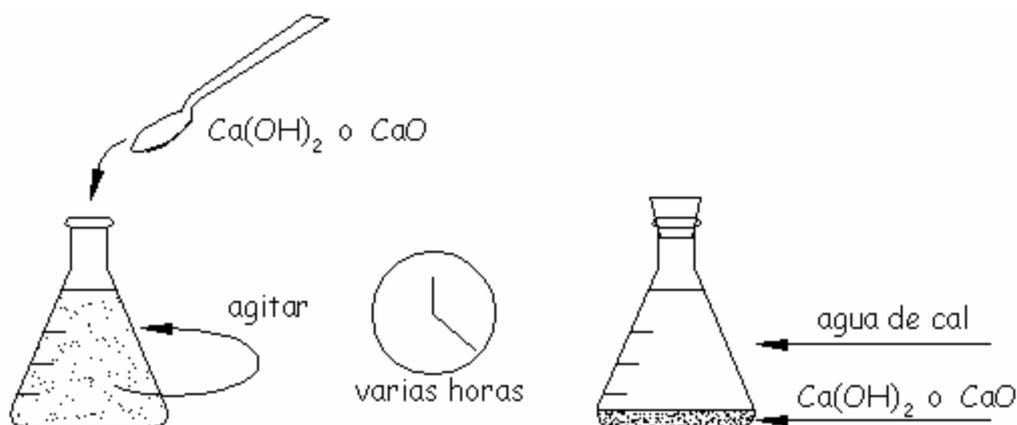


Figura 1

- 1.2 Vierte el líquido en un matraz o frasco limpio, cuidando que no se pase ninguna de las partículas sólidas que están en el fondo. El líquido que obtuviste es el agua de cal. Debe permanecer tapada, porque el bióxido de carbono presente en el aire puede reaccionar con ella y formar una nata blanca de carbonato de calcio en la superficie.

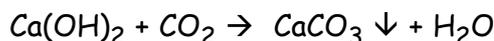
Si por alguna razón no se pudo preparar el agua de cal con tiempo, se puede preparar en el momento, filtrando la suspensión de óxido o hidróxido de calcio en agua, con un embudo con papel filtro (puede ser del que se usa en las cafeteras), tal como se explica en el experimento 15.

PARTE 2. OBTENCIÓN DE CO₂ POR LA REACCIÓN DE UN CARBONATO Y UN ÁCIDO

(Para la preparación del material necesario para la obtención de gases en jeringas, consulta el Apéndice al final del libro.)

- 2.1 Llena el vaso de precipitados con agua de cal.
- 2.2 Siguiendo las instrucciones que vienen en el Apéndice al final del libro para la obtención de gases en jeringas, utiliza como reactivo sólido bicarbonato de sodio (NaHCO₃) y colócalo en la tapa plástica que contiene los reactivos sólidos, e introdúcelo dentro del cuerpo de la jeringa.
- 2.3 Toma con la jeringa 2 mL de vinagre, tapa la jeringa y agítala. La reacción se inicia de inmediato y el émbolo de la jeringa se empieza a desplazar.
- 2.4 Cuando el volumen del gas obtenido llegue a unos 18 mL, gira la jeringa boca arriba y destápala, para evitar que la presión del gas bote el émbolo.
- 2.5 Gira la jeringa 180° y desecha el líquido en el recipiente indicado para ello.
- 2.6 Inmediatamente después cierra la jeringa con su tapa, para evitar que el gas escape.
- 2.7 Burbujea el gas en el agua de cal que tienes en el vaso de precipitados. La formación de lechada o de un precipitado blanco será la prueba de que el gas obtenido es CO₂.

El agua de cal se enturbia por la formación de CaCO₃, que es insoluble:



pero podrás observar que, si se burbujea CO₂ en el agua de cal por suficiente tiempo se vuelve a aclarar, ya que el CO₂ con el agua y el carbonato lleva a cabo la siguiente reacción, formándose bicarbonato de calcio (Ca(HCO₃)₂), que sí es soluble en agua:



- 2.8 Repite el experimento, utilizando como reactivo sólido algún medicamento efervescente y, como reactivo líquido, agua. Lee los ingredientes que indica la envoltura de cada uno de los medicamentos. ¿Qué relación encuentras con este experimento?
- 2.9 Lava el material que utilizaste.

PARTE 3. CO₂ COMO PRODUCTO DE LA RESPIRACIÓN HUMANA

- 3.1 Vierte en el vaso de precipitados una pequeña cantidad (entre 10 y 15 mL, aproximadamente) de agua de cal, y sopla con un popote haciendo burbujear el

aire que exhalas en el agua de cal. El enturbiamiento del agua indicará la presencia de CO_2 (Figura 2).

3.2 Lava el material que utilizaste.

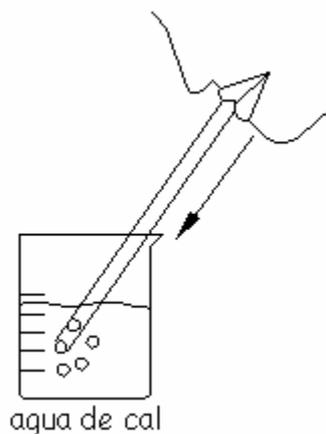


Figura 2

PARTE 4. CO_2 EN LAS BEBIDAS GASEOSAS

- 4.1 Llena hasta la mitad el matraz Kitasato (o el matraz Erlenmeyer con tapón y con tubo de desprendimiento) con alguna bebida gaseosa y tápalo. Coloca la manguera de hule en la salida del matraz (el dispositivo es igual al utilizado en la obtención de CO_2 como producto de la fermentación, Figura 3. Se puede sustituir por el dispositivo empleado en el experimento 5).
- 4.2 Vierte una pequeña cantidad de agua de cal en un vaso de precipitados de 10 mL.
- 4.3 Sumerge el extremo libre de la manguera en el agua de cal.
- 4.4 Agita el matraz para provocar que el gas se desprenda de la bebida. Si observas el enturbiamiento del agua de cal es una prueba de que el gas desprendido es CO_2 .
- 4.5 Lava el material que utilizaste.

PARTE 5. CO_2 COMO PRODUCTO DE LA FERMENTACIÓN

- 5.1 Coloca 1/4 de cucharadita de azúcar en el matraz Kitasato y disuélvela en 25 mL de agua tibia.
- 5.2 Agrega 1/8 de cucharadita de levadura para pan, tapa el matraz y coloca la manguera en la salida del matraz.

5.3 Vierte aproximadamente 10 mL de agua de cal en un vaso de precipitados y coloca el extremo libre de la manguera en el agua de cal (Figura 3). (Este dispositivo se puede sustituir por uno como el empleado en el experimento 5.)

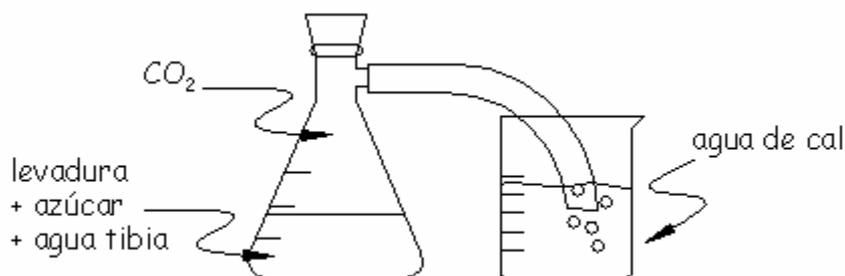


Figura 3

5.4 Espera 15 minutos para dar tiempo a las levaduras de iniciar la fermentación. Observarás la formación de pequeñas burbujas en el interior del matraz y, más adelante, el gas formado saldrá por la manguera y enturbiará el agua de cal, comprobando así que el gas desprendido es CO_2 .

5.5 Lava el material que utilizaste.

Cuestionario

1. ¿Qué otra sustancia se produce durante la fermentación, además del bióxido de carbono?
2. Las plantas verdes consumen el bióxido de carbono durante la fotosíntesis. ¿En qué consiste este proceso?
3. De las sustancias que puedes encontrar en tu casa, ¿cuál podrías hacer reaccionar con vinagre para sustituir el bicarbonato de sodio y obtener el CO_2 ? (Pista: puedes consultar la tabla de reactivos de este manual).

Experimento 14

Efectos de la contaminación

LLUVIA ÁCIDA

Objetivos

- Simular el fenómeno de la lluvia ácida.
- Observar los efectos de la lluvia ácida sobre el material vegetal.

Introducción

El aire, mezcla de gases indispensable para la vida, no siempre está en las mejores condiciones para respirarlo.

Siempre ha existido cierto grado de contaminación natural, que proviene de fenómenos como la erupción de los volcanes (que arroja a la atmósfera cenizas y grandes cantidades de dióxido de azufre, SO_2 , que puede generar lluvia ácida), o bien, tormentas de arena que llenan el aire con partículas suspendidas. Afortunadamente la naturaleza mantiene un equilibrio que preserva al medio ambiente en condiciones adecuadas para la vida. Los problemas de contaminación surgen cuando ese equilibrio se pierde (muchas veces por la intervención del hombre), y aunque la mayor parte de la contaminación se genera en las zonas urbanas, el problema afecta a todo el mundo.

Un contaminante es una sustancia química que está en el lugar equivocado y que provoca efectos nocivos. Por ejemplo: el ozono en la tropósfera (parte de la atmósfera más cercana a la Tierra) es un contaminante dañino para la salud, no así en la estratósfera, donde forma la capa de ozono que nos protege de la radiación ultravioleta que puede ocasionar cáncer en la piel. Esto ha sido estudiado profundamente por el científico mexicano Mario Molina, Premio Nobel de Química.

Los contaminantes del aire, aunque se encuentran en muy pequeña proporción, tienen efectos dañinos en nuestra salud. Hay dos tipos importantes de contaminación conocidos como **smog**: smog industrial y smog fotoquímico.

El **smog industrial** se caracteriza por la presencia de humo, bruma, SO_2 , partículas suspendidas (como cenizas y hollín). Se genera principalmente por la quema de combustibles fósiles, como el carbón, que en ocasiones contiene azufre.

El SO_2 se absorbe en el aparato respiratorio y es muy irritante. Puede combinarse con el oxígeno y formar SO_3 , que al combinarse con el agua produce ácido sulfúrico (H_2SO_4 , como gotitas en aerosol), que es todavía más irritante para el tracto respiratorio que el SO_2 .

Además de estos gases, se generan partículas que quedan suspendidas en el aire. Muchas se asientan, pero otras pueden quedar en el aire y ser respiradas por las personas y los animales. Las partículas pequeñas, de $10\ \mu m$ o menos causan problemas respiratorios y cardíacos.

El otro tipo de **smog** es el **fotoquímico**. Se debe a las sustancias que salen de los escapes de los automóviles y a la acción de la luz solar sobre ellas (de ahí el nombre de fotoquímico). Aquí se presentan varios tipos de contaminantes: monóxido de carbono, óxidos de nitrógeno, ozono e hidrocarburos.

Para controlar la emisión de las sustancias que intervienen en la formación del smog fotoquímico, se han instalado en los vehículos convertidores catalíticos, que reducen la emisión de CO , de hidrocarburos y de óxidos de nitrógeno nocivos.

Uno de los fenómenos que nos afecta debido a la presencia de contaminantes es la lluvia ácida, que se forma cuando especies como los óxidos de nitrógeno y óxidos de azufre se combinan con el agua de la lluvia, produciendo ácidos.

Se define como lluvia ácida a aquella que tiene un pH menor a 5.6. Hay lluvia ácida, nieve ácida o niebla ácida. Se han llegado a registrar lluvias de pH 2.1 y nieblas hasta de 1.8.

Esta lluvia ataca a muchos metales, como el hierro, y materiales como el mármol, desgastándolos, además de atacar a los vegetales, ocasionando daño a las cosechas.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- Los óxidos de azufre son tóxicos, por lo que hay que mantener bien ventilado el laboratorio durante este experimento.
- Evita inhalar los gases que se desprenden durante el experimento.

Materiales

- 1 frasco de vidrio con tapa (por ejemplo: de los de alimento para bebé)
- 1 mechero de Bunsen o una lámpara de alcohol
- 1 pinza (por ejemplo: una pinza de depilar)
- 1 jeringa de 5 mL, sin aguja
- 1 agitador de vidrio
- papel pH

Reactivos

- azufre (S) en polvo
- papel de aluminio
- un trozo de cáscara de manzana roja o el pétalo de una flor de color

Procedimiento

1. Vierta 5 mL de agua en el frasco, corta y coloca un trozo de cáscara de manzana (o utiliza el pétalo de una flor) y colócalo en el frasco vacío. Corta un segundo trozo de cáscara de manzana (o utiliza un segundo pétalo de la misma flor) y apártalo, para efectuar comparaciones posteriores.
2. Corta un cuadrado de papel de aluminio de aproximadamente 2 cm x 2 cm. Forma con él una "charolita" y llénala con azufre en polvo.
3. En la campana de extracción (en caso de no haberla, en un lugar bien ventilado) enciende la lámpara de alcohol o el mechero y, sosteniendo el papel de aluminio con una pinza quema el azufre, manteniendo la "charolita" sobre la llama hasta que observes una llama azul en el azufre (Figura 1 a).
4. Coloca rápidamente el papel de aluminio con el azufre dentro del frasco y tápalo de inmediato (Figura 1 b).

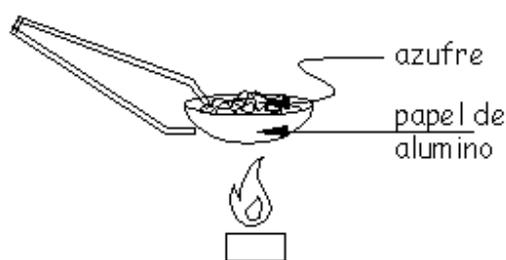


Figura 1a

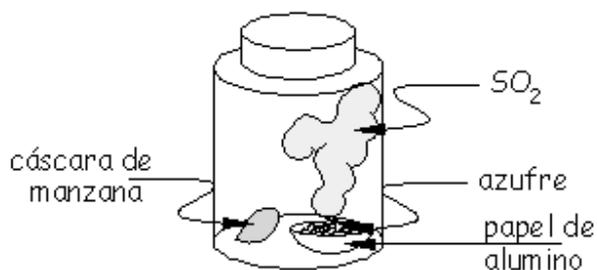


Figura 1b

5. Deja que el frasco se llene de humo (óxidos de azufre).
6. Agita el frasco con cuidado durante un minuto.
7. Con el agitador de vidrio toma unas gotas del contenido del frasco y deposítalas sobre el papel pH. Anota el pH registrado.
8. Después de 15 minutos, observa la apariencia de la cáscara de manzana (o el pétalo de flor) que está dentro del frasco, y compáralo con el que dejaste afuera. Anota tus observaciones.
9. Lava el material que utilizaste.
10. Lava tus manos perfectamente antes de salir del laboratorio.

Cuestionario

1. ¿Qué sustancia se forma cuando se quema el azufre?
2. ¿Qué pH se registró al disolver el SO_2 en el agua: ácido, neutro o básico?
3. ¿Qué cambios observaste en la manzana sometida al efecto de la "lluvia ácida"?
4. ¿De dónde provienen los óxidos de azufre y nitrógeno causantes de la lluvia ácida?
5. ¿Qué piensas acerca del efecto de la lluvia ácida sobre los tejidos vegetales y su repercusión sobre las cosechas?
6. ¿Qué crees que podemos hacer nosotros para, por lo menos, disminuir el problema que genera la lluvia ácida?

Experimento 15

Mezclas homogéneas y heterogéneas

AGUAS FRESCAS

Objetivos

- Distinguir entre una mezcla homogénea y una heterogénea.
- Distinguir entre una suspensión y otro tipo de dispersiones.
- Comprobar que el tamaño de partícula de las suspensiones es mayor que el de otro tipo de dispersiones.
- Separar los componentes de una mezcla heterogénea en suspensión por medio de la filtración.

Introducción

Es muy difícil encontrar sustancias puras en la naturaleza; generalmente se encuentran formando mezclas.

Una **mezcla** es la combinación de dos o más sustancias, en la que cada una de ellas conserva sus propiedades originales. En una mezcla, sus componentes se encuentran en proporción variable y se pueden separar de ella utilizando métodos físicos, tales como la filtración, la destilación, la decantación, etc.

Las mezclas se pueden clasificar en dos grupos: homogéneas y heterogéneas.

Las **mezclas homogéneas** son las que tienen la misma proporción de cada uno de sus componentes en toda la muestra. Por ejemplo: un refresco, que contiene en cualquiera de sus porciones la misma proporción de agua, azúcar, saborizante y gas. En este tipo de mezclas no se pueden distinguir a simple vista sus componentes, pues están tan íntimamente mezclados que forman una sola fase, es decir, se ve como si fuera una sola sustancia.

El otro tipo de **mezclas** son las **heterogéneas**. En éstas se distinguen fácilmente los componentes o las diferentes fases que las forman. Ejemplos de este tipo de mezclas son: la tierra, una ensalada de frutas, la madera, etc.

A las mezclas también se les puede llamar **dispersiones**. Se llama **fase dispersante** a la sustancia que se encuentra en mayor proporción y **fase dispersa** a la que se encuentra en menor proporción.

De acuerdo con el tamaño de partícula de la fase dispersa, las mezclas se pueden clasificar en:

DISOLUCIONES, con partículas muy pequeñas, menores a 1 nm (10^{-9} m)

COLOIDES, con partículas medianas, entre 10 y 10,000 nm

SUSPENSIONES, con partículas grandes, mayores a 10,000 nm

Las partículas en una suspensión se pueden separar de la fase líquida por medio de la filtración. Este método se utiliza para separar mezclas heterogéneas sólido-líquido, haciendo pasar la mezcla por un material poroso (por ejemplo: puede ser papel o arena) que detiene al sólido y deja pasar al líquido. De hecho, en el proceso de potabilización, el agua se hace pasar por filtros de arena, quitando así la materia suspendida en ella, incluyendo a las bacterias. Cuando la mezcla que se tiene es una disolución, las partículas en la fase dispersa son tan pequeñas que pasan a través del medio filtrante, por lo que no pueden separarse de la fase líquida por este método.

El siguiente experimento consiste en someter distintas bebidas, como el agua de tamarindo, agua de jamaica, jugo de naranja, etc., a la filtración, a fin de distinguir entre suspensiones y otro tipo de dispersiones, de acuerdo con los resultados obtenidos.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- Utiliza tu bata.

Materiales

- 1 soporte universal
- 1 embudo
- 1 pinza de tres dedos
- 4 vasos de precipitados de 10 mL
- 1 agitador de vidrio
- papel filtro (papel de cafetera o servilletas de papel gruesas)
- 1 pipeta Pasteur
- algodón (un trozo MUY pequeño)
- arena (por ejemplo: de construcción, pasada por un colador)
- 1 trozo de alambre de aproximadamente 15 cm de largo
- 1 jeringa, sin aguja, con un trozo de manguera de hule en la punta

Reactivos

agua de jamaica
agua de tamarindo
jugo de naranja natural
jugo de manzana

Procedimiento

1. Toma un círculo de papel filtro y dóblalo en cuatro partes. Ábrelo de manera que te quede formado un cono (Figura 1).

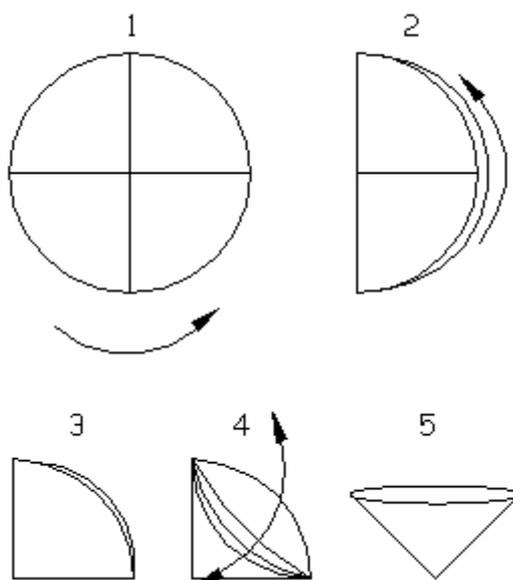


Figura 1

2. Coloca la pinza de tres dedos en el soporte universal y sobre ella el embudo, a una altura que te permita poner debajo del embudo un vaso de precipitados. Coloca el cono de papel dentro del embudo y un vaso de precipitados bajo el embudo.
3. Vierte aproximadamente 10 mL de agua de tamarindo en un vaso de precipitados y, deslizando el líquido por el agitador, sin tocar el papel con éste, haz pasar el agua de tamarindo a través del papel filtro (Figura 2). Anota tus observaciones.

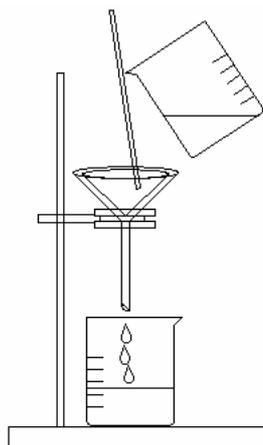


Figura 2

4. Repite la operación, utilizando otro papel filtro limpio, con el agua de jamaica, jugo de manzana, jugo de naranja o la bebida de tu preferencia. Anota tus observaciones.
5. Repite la filtración de otras muestras de las bebidas que utilizaste anteriormente, ahora utilizando un filtro de arena, que se prepara de la siguiente manera:
 En una pipeta Pasteur, con la ayuda del alambre, coloca un trozo de algodón MUY pequeño en el fondo de la parte gruesa de la pipeta y llena la pipeta con arena hasta una altura de 3 cm. Detén la pipeta con la pinza de tres dedos y coloca debajo de ella un vaso de precipitados limpio (Figura 3).
6. Vierte una pequeña cantidad de la bebida que quieres filtrar en la parte superior de la pipeta. Si la filtración fuera muy lenta, puedes colocar una jeringa unida a la pipeta por medio de una manguera de hule y hacer presión con aire sobre el filtro para que el agua pase más rápido. (Ver, por ejemplo, el experimento 1, Figura 3).

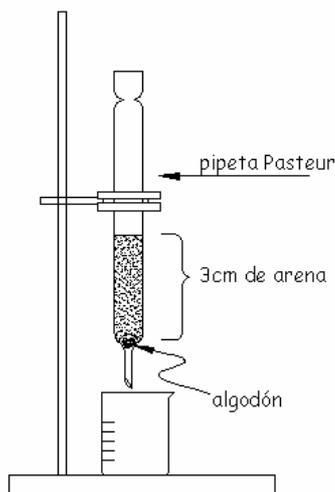


Figura 3

Cuestionario

1. ¿Qué diferencia notaste en cada uno de los productos utilizados en el experimento, antes y después de filtrar por cada uno de los filtros?
2. ¿Cuáles de estas muestras puedes clasificar como suspensiones?
3. ¿Cuál de los filtros te parece que funciona mejor? ¿Por qué?
4. ¿Cómo podría separarse el agua de una mezcla como el agua de jamaica o el jugo de manzana?

Experimento 16

Cromatografía en papel

LOS COLORES ESCONDIDOS

Objetivos

- Separar los componentes de una mezcla colorida por medio de la cromatografía en papel.
- Identificar la fase estacionaria y la fase móvil en una cromatografía en papel.

Introducción

En la naturaleza es difícil encontrar sustancias puras, ya que la mayoría de ellas se encuentran mezcladas.

Como se mencionó en el experimento 15, una mezcla es la combinación de dos o más sustancias, en la que cada una conserva sus propiedades originales y los componentes se pueden encontrar en proporciones variables. Existen distintas maneras de separar los componentes de una mezcla, tales como la decantación, la filtración, la destilación, etc., que se utilizan dependiendo del tipo de mezcla que se desea separar.

La cromatografía es un método de separación que fue descubierto en 1910 por el botánico ruso Mikhail S. Tswet, que logró separar los pigmentos carotenoides y las clorofilas presentes en las plantas. El nombre cromatografía viene del griego: *chromos* y *graphos*, y significa escritura de color, pero funciona tanto para sustancias coloridas como para sustancias incoloras.

Este método se basa en una propiedad física llamada **adsorción**, que consiste en que las partículas de un sólido, líquido o gas se adhieren (o se pegan) a la superficie de una fase estacionaria (generalmente un sólido). Las diferentes sustancias se adhieren con mayor o menor fuerza a esta fase, y si se hace pasar un líquido o un gas recorriendo la superficie de la fase estacionaria, las sustancias que están pegadas se van moviendo sobre su superficie a diferente velocidad. Así, las que están más fuertemente adheridas van más despacio que las demás, de manera que quedan separadas unas de otras.

El producto sobre el cual se pegan o adhieren los componentes de la mezcla se conoce como **adsorbente o fase estacionaria**. Generalmente se usa una sustancia encargada de mover a las sustancias de la mezcla que se quiere separar y que puede ser líquido o gas. A dicha sustancia o medio se le conoce como **eluyente o fase móvil**.

Hay varias maneras de hacer la cromatografía, dependiendo de la fase estacionaria y la fase móvil que se utilicen (sólido-líquido, sólido-gas, líquido-líquido, líquido-gas), y pueden ser: cromatografía en papel, en columna o en capa delgada, dependiendo del soporte de la fase estacionaria.

Existen unos aparatos llamados **cromatógrafos**, que tienen un detector que te puede informar de qué sustancias está compuesta una mezcla y en qué proporción se encuentran éstas, aunque estén en muy pequeñas cantidades. Por ello, se utilizan mucho en investigación y en la industria para el análisis de contaminantes, sabores, insecticidas, moléculas biológicas, etc.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- Utiliza tu bata.

Materiales

- 1 vaso de precipitados de 10 mL
- 1 matraz Erlenmeyer de 25 mL
- 1 agitador de vidrio
- papel filtro (papel toalla o servilleta de papel)
- tijeras
- plumones a base de agua, de punta fina, de distintos colores (negro o café, de preferencia)
- regla
- lápiz

Reactivos

- agua
- polvo para preparar bebidas sabor uva (1 sobre)

Procedimiento

1. Recorta tiras de papel filtro de 6.5 cm x 2 cm.

2. Toma el papel en forma vertical y marca con lápiz una línea a 0.5 cm del borde inferior. En el centro de la línea marca un punto pequeño con uno de los plumones.
3. Vierte agua dentro del matraz hasta una altura de aproximadamente 0.3 cm.
4. Introduce la tira de papel dentro del matraz, con la marca hacia abajo, de modo que el agua TOQUE EL PAPEL, PERO NO LA MARCA DE TINTA, y asegúrala la tira de papel para que se mantenga vertical. Deja que el agua "suba" sola por el papel (Figura 1).
5. Cuando el líquido llegue cerca del borde superior del papel, saca el papel del recipiente. Observarás un corrimiento de los colores. En algunos casos se presentará más de una mancha. Cada una de ellas representa un componente de la mezcla colorida.
6. Repite el experimento con las diferentes tintas y compara los componentes de cada una de ellas.
7. Puedes repetir el experimento utilizando una solución saturada de polvo para preparar bebidas sabor uva. Para ello, vierte 3 mL de agua en un vaso de precipitados y agrega poco a poco el polvo, agitando al mismo tiempo con el agitador, hasta que el polvo ya no se disuelva más. Aplica en una tira de papel una gota pequeña de la solución siguiendo el mismo procedimiento que para los plumones.
8. Lava el material que utilizaste.

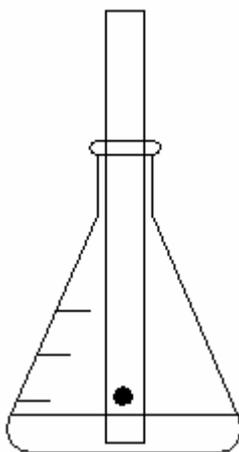


Figura 1

Cuestionario

1. En la cromatografía que realizaste, ¿cuál es la fase móvil y cuál la estacionaria?
2. ¿Cuál era el color original de los plumones que utilizaste? ¿Qué colores se obtuvieron en cada caso?

3. ¿Cuántos colores obtuviste de la bebida en polvo? ¿Cuál es el que se adhiere con más fuerza al papel? ¿Cuál se adhiere con menos fuerza?
4. ¿Qué crees que hubiera sucedido si en lugar de usar colorantes solubles en agua se hubieran utilizado colorantes solubles en aceite?
5. ¿Qué utilidad tiene la cromatografía?

Experimento 17

Suspensiones, coloides y disoluciones

¿TRANSPARENTE O TRANSLÚCIDO?

Objetivos

- Distinguir algunas de las propiedades de los diferentes tipos de dispersiones.
- Clasificar algunas mezclas como suspensiones, coloides o disoluciones.
- Apreciar el efecto Tyndall.
- Distinguir entre disoluciones y coloides, aprovechando el efecto Tyndall.

Introducción

Como se señaló en el Experimento 15, las mezclas o dispersiones se pueden clasificar, según el tamaño de partícula de la fase dispersa, en: disoluciones, coloides y suspensiones.

En una **disolución verdadera** hay partículas de líquido, sólido o gas (fase dispersa) disueltas en otro líquido, sólido o gas (fase dispersante), pero las partículas no se alcanzan a distinguir a simple vista porque son muy pequeñas.

En una **suspensión** las partículas se logran apreciar a simple vista o con un microscopio, y las partículas son tan grandes que, si se dejan reposar, sedimentan.

Las partículas de un **coloide** se encuentran entre los tamaños de estas dos primeras. No se logran distinguir a simple vista, pero tienen propiedades que nos permiten diferenciarlas de las soluciones.

Los coloides tienen una propiedad óptica exclusiva, que se conoce como el **efecto Tyndall**: debido al tamaño de las partículas, éstas funcionan como espejitos que reflejan la luz, lo que nos permite ver la trayectoria de un rayo de luz que pasa a través del recipiente en el que se encuentra el coloide, en tanto que las soluciones son completamente transparentes (no se observa el rayo de luz en el recipiente), y las suspensiones, debido al gran tamaño de la partícula, suelen ser opacas.

El efecto Tyndall se puede apreciar cuando entra un rayo de sol por la ventana en un cuarto que está oscuro, pues se pueden ver partículas de polvo suspendidas en el aire, que forman un sistema coloidal.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- Utiliza tu bata.

Materiales

- 1 caja pequeña de cartón (como las de cereal de porción individual)
- 1 linterna de mano con un foco y pilas que den una buena intensidad de luz
- 6 tubos de ensaye de aproximadamente 8 mL
- 1 probeta de 10 mL
- 1 gotero
- 1 gradilla

Reactivos

agua (H_2O) (de preferencia destilada)
alcohol etílico (CH_3CH_2OH)
azúcar de mesa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
leche
detergente en polvo
arena

Procedimiento

1. Etiqueta los tubos de ensaye en la parte superior, del 1 al 6, y llénalos de la siguiente forma:

TUBO	CONTENIDO
1	6 mL de agua
2	6 mL de agua + 0.3 g de azúcar (una pizca)
3	6 mL de agua + 5 gotas de leche
4	6 mL de agua + 0.3 g de arena (una pizca)
5	6 mL de agua + 0.3 g de detergente en polvo (una pizca)
6	6 mL de agua + 5 gotas de alcohol

2. Agita suavemente cada uno de los tubos durante un minuto y después déjalos reposar unos momentos. Clasifica los tubos que sedimenten (se asienten) como suspensiones.
3. Los que no se asienten, somételos a la siguiente prueba:
 - a. Recorta en la caja de cartón los siguientes orificios (Figura 1).

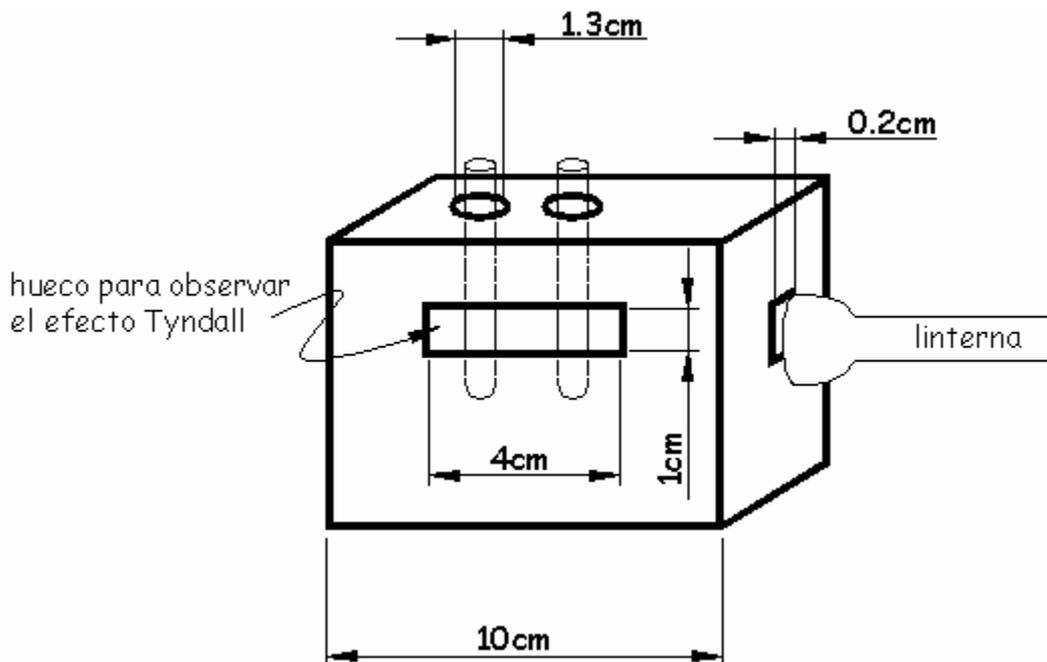


Figura 1

- b. Introduce por los orificios de la parte superior de la caja: el tubo 1, que contiene agua, y el tubo 2, que contiene una disolución. Ilumina los tubos con la linterna de mano, a través del orificio indicado para ello. Por la ventana del costado, mirando en forma perpendicular al rayo de luz, observa la diferencia entre ambos.

- c. Compara el tubo 3, que contiene un coloide, con el 2 y con el 1. Observa la diferencia entre ellos y describe en qué consiste el efecto Tyndall.
- d. Introduce de uno en uno todos los demás tubos para que puedas clasificar a las dispersiones como coloides o como disoluciones verdaderas.

Cuestionario

1. ¿Qué pruebas necesitarías hacer para clasificar una mezcla como coloide, suspensión, o solución?
2. En las pruebas que realizaste, ¿cuáles mezclas resultaron ser soluciones, cuáles coloides y cuáles suspensiones? ¿Cómo realizaste tu clasificación?
3. Escribe un ejemplo de cada tipo de dispersión e indica qué característica de ésta te permite clasificarla como tal.

Experimento 18

Disoluciones acuosas: concentración en porcentaje (%)

¡LIMONADA PARA TODOS!

Objetivos

- Realizar los cálculos correspondientes para preparar disoluciones acuosas de concentración conocida, en porcentaje (%).
- Preparar disoluciones de azúcar en agua con diferentes concentraciones, en porcentaje (%).
- Identificar el porcentaje (%) ideal de azúcar para la preparación de una limonada.
- Apreciar la importancia de la concentración en las disoluciones acuosas.

Introducción

Las **disoluciones** (o soluciones) **acuosas** son mezclas en las que el agua es el solvente, es decir, el componente que se encuentra en mayor proporción. Éstas son las disoluciones más comunes, y las encontramos dondequiera: las lágrimas, la miel, el vinagre, el blanqueador, el jarabe para la tos, el anticongelante, los refrescos, etc.

Las disoluciones se pueden clasificar, de acuerdo con la cantidad de soluto que tienen disuelto, en:

- **Saturadas:** Cuando en ellas está disuelta la cantidad máxima de soluto que el solvente es capaz de disolver a una temperatura determinada.
- **Concentradas:** Cuando tienen mucho soluto, pero no la cantidad máxima posible.
- **Diluidas:** Cuando la cantidad de soluto es pequeña.

Muchas veces se necesita saber con exactitud cuál es la cantidad de soluto disuelta en una determinada cantidad de solvente, por lo que se han definido formas cuantitativas de expresar la concentración de una disolución.

Una de estas formas de expresar la concentración, es indicando el porcentaje (%) de soluto, en masa, que se tiene en una determinada masa de disolución:

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de disolución(g)}} \times 100$$

masa de disolución = masa de soluto + masa de solvente

$$\% \text{ masa/volumen} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{volumen de disolución (mL)}} \times 100$$

Cuando el soluto es un líquido, se suele utilizar el porcentaje (%) en volumen:

$$\% \text{ volumen} = \frac{\text{volumen de soluto (mL)}}{\text{volumen de disolución (mL)}} \times 100$$

Es importante expresar con exactitud la concentración de las soluciones para poder repetir los procesos, en el laboratorio o en la industria, utilizando soluciones con la concentración requerida para cada procedimiento. Por ejemplo, ¿qué sucedería si las medicinas se prepararan cada vez con una cantidad distinta del ingrediente activo?

Entre los productos que tienen expresada su concentración en porcentaje, encontramos el suero glucosado, que se pone a los enfermos y que es una solución de glucosa (un azúcar) al 5% en agua. También en las bebidas alcohólicas se encuentra indicado en la etiqueta el porcentaje de alcohol que contiene el producto.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- UTILIZA MATERIAL QUE NO SEA DEL LABORATORIO ya que en el experimento hay que probar las soluciones preparadas y debes utilizar material que con toda seguridad esté libre de cualquier contaminación.
- Utiliza tu bata.

Materiales

- 5 vasos desechables pequeños
- 1 cucharita o vasito, con medidas (por ejemplo: de los que vienen en las medicinas, como en los jarabes para la tos, o un juego de cucharas de medir de cocina)
- 1 cucharita de plástico

Reactivos

agua (H_2O)
azúcar de mesa (sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$)
jugo de limón

Procedimiento

El siguiente experimento consiste en preparar diversas disoluciones de azúcar en agua. Cuando se toma un volumen de azúcar, por ser ésta una sustancia sólida, los espacios que hay entre las partículas son ocupados por moléculas del solvente en el proceso de la disolución, por lo que el volumen al realizar la disolución puede ser menor que el volumen que se esperaría obtener al sumar el volumen de agua con el de azúcar. **Por simplicidad, para realizar los cálculos, se asumirá que estos volúmenes son aditivos** (es decir, que el volumen total es igual a la suma de los volúmenes de agua y azúcar).

Si dispones de una balanza, puedes realizar el experimento pesando el azúcar, en lugar de medirlo en cucharaditas, y calcular el porcentaje masa/volumen o calcular el porcentaje en masa, para lo cual puedes tomar el valor de la densidad del agua como: $\rho_{\text{agua}} = 1 \text{ g/mL}$. Pide a tu instructor que te ayude a realizar los cambios necesarios en el procedimiento.

1. Prepara las siguientes disoluciones de azúcar en agua:
(Con el fin de que las cucharaditas de azúcar tengan siempre la misma cantidad de esta sustancia, llena la cucharita de medir y rásala con el mango de la cucharita de plástico.)
(1 cucharadita = 5 mL).
 - a. 1 cucharadita de azúcar en 19 cucharaditas de agua
 - b. 2 cucharaditas de azúcar en 18 cucharaditas de agua
 - c. 3 cucharaditas de azúcar en 17 cucharaditas de agua
 - d. 4 cucharaditas de azúcar en 16 cucharaditas de agua
 - e. 5 cucharaditas de azúcar en 15 cucharaditas de agua
2. Calcula el porcentaje en volumen (%) de cada una de las disoluciones que preparaste.
3. Acomoda las disoluciones en orden de concentración, empezando por la más diluida y terminando por la más concentrada. Prueba un poco de cada una de ellas en ese mismo orden (utiliza una cucharita de plástico para probar las disoluciones, y lávala entre disolución y disolución).

- ¿Cuál de las disoluciones te parece que tiene la concentración ideal para preparar una limonada?
4. Lava todos los vasos que utilizaste y prepara 5 vasos con 100 mL de la solución de azúcar al porcentaje (%) que consideraste el ideal para preparar la limonada.
 5. Utilizando la cucharita de medir, agrega 1/2 cucharadita de jugo de limón al primer vaso, una al segundo, una y media al tercero, dos al cuarto, y dos y media al quinto. Agítalos y prueba cuál de las soluciones tiene el sabor que más te agrada.
 6. Calcula el porcentaje en volumen (%) de jugo de limón en tu limonada, y con los datos obtenidos del experimento, elabora una receta para preparar 100 mL de limonada para cada uno de los integrantes de tu grupo, en la que indiques las cantidades necesarias de cada uno de los ingredientes, expresando las concentraciones de los solutos en porcentaje.

Cuestionario

1. ¿Qué diferencia encuentras entre expresar la concentración de una solución como diluida, concentrada o saturada y expresarla en porcentaje?
2. Si 1.75 litros de una solución, contienen 25 mL de jugo de naranja, ¿cuál es la concentración del jugo, expresada en porcentaje?
3. Menciona dos ejemplos de soluciones diluidas y dos de concentradas, que se encuentren entre los productos que se utilizan en tu casa.
4. El alcohol de 96° que se vende en las farmacias, es una mezcla que contiene 96% de alcohol y 4% de agua. ¿Cuál de las dos sustancias es el solvente y cuál el soluto?

Experimento 19

Cristalización

GEMAS DE SAL

Objetivos

- Obtener sólidos cristalinos.
- Identificar una solución saturada.

Introducción

CRISTALES Y CRISTALIZACIÓN

Dependiendo del acomodo que tengan sus partículas, los sólidos pueden clasificarse en dos tipos: **cristalinos y amorfos**.

Los sólidos cristalinos tienen las partículas acomodadas siguiendo un orden geométrico, por lo que forman estructuras con formas bien definidas, en tanto que los amorfos (sin forma definida) no tienen ningún orden específico.

Para que un cristal se forme es necesario que las partículas de la sustancia se puedan acomodar siguiendo el patrón geométrico que es específico para cada sustancia. Cuando el sólido se disuelve en el solvente, forma una disolución y las partículas del sólido pueden moverse libremente, de manera que pueden encontrar el lugar que les corresponde al lado de otras partículas iguales, de modo que al evaporarse el solvente se puede volver a formar el cristal.

Para poder obtener cristales a partir de una solución es necesario que esta solución esté saturada, es decir, que tenga la máxima cantidad posible de soluto (que en este caso será el sólido que se quiere cristalizar) en una determinada cantidad de solvente. De esta manera, si dejamos destapado el recipiente que contiene la disolución, el solvente se evaporará poco a poco, con lo que el sólido ya no tendrá lugar en la solución, y al quedar fuera de ella, volverá a formar cristales.

Generalmente la solubilidad de los sólidos en los líquidos se incrementa al aumentar la temperatura, por lo que si el solvente se utiliza caliente podrá disolver una mayor cantidad de soluto. Al enfriarse la disolución, el soluto se cristalizará, ya que a menor temperatura el solvente no tendrá la capacidad de disolver esa cantidad de soluto.

La cristalización de un sólido en solución se puede provocar, principalmente, de dos formas:

- por evaporación del disolvente en una solución; y
- por enfriamiento de soluciones saturadas en caliente.

En este experimento utilizaremos ambos procedimientos para obtener cristales de sal, y también estudiaremos la formación de cristales por medio de la sublimación.

Desarrollo Experimental

Medidas de seguridad:

- Ten cuidado de no quemarte con los recipientes o la flama al calentar el agua. Recuerda que no se nota cuando el vidrio está caliente.
- Protégete con una bata.

Materiales

- 2 vasos de precipitados de 50 mL
- 1 cucharita
- 1 jeringa de 10 mL, sin aguja
- 1 tripié
- 1 tela de alambre con asbesto
- 1 lámpara de alcohol o mechero de Bunsen
- 1 recipiente para baño María
- 1 trozo de hilo grueso
- 1 lápiz
- 1 clip

Reactivos

- bolitas de naftalina ($C_{10}H_8$)
- hielo
- agua (H_2O)

sal de mesa (cloruro de sodio, NaCl) u otras sales, como el sulfato de cobre (CuSO_4) o el alumbre, sulfato doble de aluminio y potasio ($\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$).

Procedimiento

PARTE A. CRISTALIZACIÓN A PARTIR DE UNA SOLUCIÓN, POR EVAPORACIÓN DEL SOLVENTE EN UNA SOLUCIÓN SATURADA

1. Llena uno de los vasos con agua, hasta la mitad.
2. Mide una cucharadita rasa de cloruro de sodio (NaCl), y viértela en el vaso, sin agitar. Observa que la sal se deposita en el fondo del vaso.
3. Mezcla todo con la cuchara durante un par de minutos. Vas a observar que la sal desaparece completamente y, a la vista, el vaso aparenta tener agua completamente transparente y cristalina. Acabas de preparar una **disolución** de sal en agua.
4. Agrega otra cucharadita de sal, y agita con la cuchara hasta que desaparezca. Repite la operación, hasta que observes que la sal ya no se disuelve y queda depositada en el fondo del vaso. Agita un minuto más y deja reposar el vaso sobre la mesa. Cuando en una solución salina ya no se puede agregar más sal porque se sedimenta, se dice que está **saturada**.
5. Decanta la solución, vertiendo el líquido en otro vaso, cuidando de que no pase nada de la sal que está depositada en el fondo.
6. Ata un extremo de un hilo al lápiz y el otro al clip. Introduce el clip en el vaso con la solución, de manera que al apoyar el lápiz acostado sobre el borde del vaso, el clip quede colgando en medio del líquido (Figura 1).

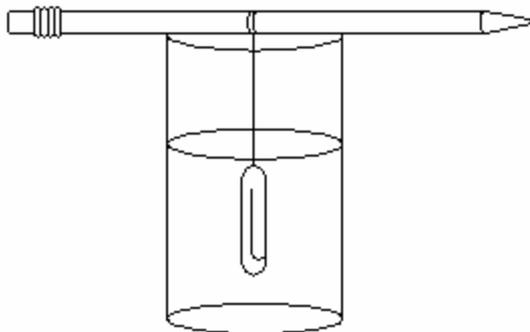


Figura 1

7. Coloca el vaso en algún lugar, de modo que nadie lo mueva por ningún motivo. Espera unos días, hasta una o dos semanas, y observa lo que sucede. Seguramente verás que parte de la sal se ha depositado en el fondo del vaso, pero otra parte se habrá depositado sobre el clip y sobre el hilo sumergido,

formando **cristales** de sal. Es muy probable que algunos de esos cristales tengan la forma de un cubo perfecto. Trata de estimar cuánto miden y vuelve a observarlos al cabo de otra semana.

Los cristales seguirán creciendo. También podrás observar que los cristales se forman incluso sobre el hilo que se encuentra fuera del agua. Esto sucede porque el agua sube por el hilo, debido a un fenómeno conocido como **capilaridad**, y arrastra algo de sal. Al irse evaporando el agua del hilo, la sal que se queda en éste va formando pequeños cristales.

PARTE B. CRISTALIZACIÓN POR ENFRIAMIENTO DE UNA SOLUCIÓN SATURADA EN CALIENTE

1. Llena un vaso, hasta la mitad, con agua hirviendo.
2. Agrega una cucharadita de sal, y agita hasta que la sal se disuelva completamente. Agrega más sal, cucharadita por cucharadita, hasta que la solución quede saturada, y viértela en otro vaso, cuidando que no se pasen los cristales que están depositados en el fondo.
3. Deja enfriar la disolución a temperatura ambiente (unos 15 minutos) y mete después el vaso en un baño de hielo.
4. Si no llegaras a observar la formación de cristales, hierva un momento tu disolución para lograr que se evapore un poco de agua. Deja enfriar a temperatura ambiente la disolución y, más tarde, pásala al baño de hielo. (CUIDADO: Algunos tipos de vidrio no resisten los cambios bruscos de temperatura y se rompen).
5. Notarás que, al principio, se forma un sólido con aspecto de polvo en el borde de la solución: tus cristales están a punto de aparecer. Ten paciencia y deja pasar un poco más de tiempo (podrán pasar hasta tres días, lo que depende mucho de la concentración de tu solución, y también de las condiciones del clima).
6. Después de poco tiempo observarás la formación de cristales blancos, con forma de pequeños cubos, en el centro del recipiente. Conforme el agua se evapore, aparecerán más cristales, algunos de ellos más grandes, en los que podrás observar perfectamente la forma que tienen.
7. Si dejas que toda el agua se evapore, obtendrás de nuevo la sal pura, ya completamente separada del agua.

PARTE C. CRISTALIZACIÓN POR SUBLIMACIÓN DEL NAFTALENO

Se pueden obtener cristales de una sustancia que se sublima (es decir, que pasa directamente de sólido a gas), y que cuando pasa de nuevo al estado

sólido se cristaliza. Este es el caso del naftaleno, presente en las bolitas de naftalina que, a la presión atmosférica, se sublima.

1. Coloca una bolita de naftalina en uno de los vasos de precipitados de 50 mL.
2. En el otro vaso coloca hielo o agua fría hasta la marca de 10 mL.
3. Coloca el vaso que contiene la naftalina en el baño María, y cúbrelo con el vaso que contiene el hielo (Figura 2).
4. Después de unos minutos, observarás en la base del vaso que contiene el hielo unos cristales blancos en forma de láminas.
5. Lava todo el material que utilizaste.

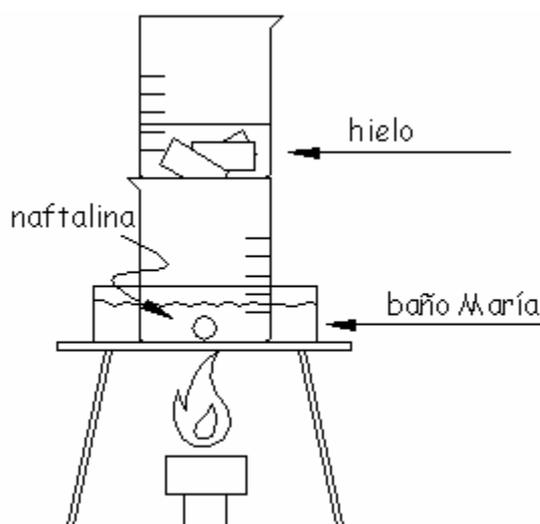


Figura 2

Cuestionario

1. ¿Qué diferencia o diferencias observas entre este método de separación de mezclas y la destilación?
2. ¿Crees que este método se podría aplicar a la separación de dos líquidos?
3. Describe las características de un cristal.
4. Menciona tres sólidos cristalinos que encuentres en tu casa.

Experimento 20

Grupos de la "Tabla Periódica"

TODO QUEDA EN FAMILIA

Objetivos

- Observar que los elementos que pertenecen a un mismo grupo de la tabla periódica presentan algunas propiedades similares, y que éstas varían paulatinamente según su posición en ella.

Introducción

Todos los elementos químicos que conocemos se encuentran agrupados en un arreglo denominado **tabla periódica**. En ella podemos encontrar filas horizontales, llamadas **períodos**, y columnas verticales, conocidas como **grupos** o **familias**.

Los **elementos** que se encuentran en un mismo período tienen propiedades muy distintas unas de los otros; la característica que tienen en común es que todos tienen sus **electrones** más externos en el mismo nivel.

Los elementos que están en el mismo grupo tienen características químicas muy parecidas y sus propiedades van variando poco a poco conforme nos desplazamos de arriba hacia abajo o de abajo hacia arriba en la columna del grupo de elementos. Por ejemplo: su punto de fusión aumenta conforme su posición está más abajo en la tabla.

En el siguiente experimento se analizarán algunas de las propiedades de los elementos del grupo VIIA, conocidos como los **halógenos**, que son: **flúor**, **cloro**, **bromo**, **yodo** y **astato** (elemento sintético que no tiene forma estable, de ahí su nombre derivado del griego, que significa "inestable"). La palabra halógeno significa "formador de sal", y es que los halógenos tienen la propiedad de formar sales con los metales. Este es el caso de la sal de mesa, cloruro de sodio (NaCl), formada por sodio y cloro.

Los cuatro halógenos principales en su estado elemental, están formados por moléculas diatómicas: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 . El flúor es un gas amarillento muy activo, y sólo se prepara y maneja con seguridad bajo condiciones muy controladas, por lo que los

experimentos los llevaremos a cabo solamente con **derivados** de los tres halógenos restantes: el cloro, que es un gas amarillo verdoso; el bromo, que es un líquido rojizo, y el yodo, que se presenta como cristales negros violáceos con brillo metálico.

Hay muchos compuestos de los halógenos que tienen usos importantes. Por ejemplo: el teflón es un compuesto derivado del flúor que es resistente a la acción de la mayoría de los productos químicos, por lo que se utiliza como aislante eléctrico y como revestimiento no adherente en utensilios de cocina; el cloro se utiliza como agente blanqueador; el bromo se utiliza en el bromuro de plata, que es el más común de los componentes sensibles a la luz de las películas fotográficas, y, por último, una de las aplicaciones principales del yodo es la tintura de yodo, que sirve como antiséptico.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- El nitrato de plata mancha la piel y la ropa. Las manchas, en la piel, desaparecen después de unos días.
- Utiliza tu bata abotonada para protegerte.

Materiales

- 1 gradilla
- 9 tubos de ensaye

Reactivos

nitrato de plata (AgNO_3), solución al 1%
cloruro de sodio (NaCl), solución al 1%
bromuro de sodio (NaBr), solución al 1%
yoduro de sodio (NaI), solución al 1 %
tiosulfato de sodio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), solución 1 M
amoníaco (NH_3), solución 3 M

Procedimiento

1. Coloca 3 tubos de ensaye limpios y secos en la gradilla. Etiqueta los tubos con las fórmulas de cada una de las siguientes sustancias, y deposita en cada uno aproximadamente 10 gotas de la solución de la sustancia que se indica:
 - Cloruro de sodio (NaCl)
 - Bromuro de sodio (NaBr)

- Yoduro de sodio (NaI)
2. Agrega a cada tubo 3 gotas de la solución de nitrato de plata (AgNO_3).
Observa la formación de precipitados. Anota tus observaciones.
 3. Agrega 10 gotas de solución de amoníaco (NH_3) a cada precipitado. Anota tus observaciones.
 4. Repite los pasos 1 y 2. Ahora prueba la solubilidad de los precipitados agregando 10 gotas de solución de tiosulfato de sodio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$).
 5. Repite los pasos 1 y 2, y deja los precipitados expuestos a la luz del sol. Anota tus observaciones. (Las observaciones realizadas en esta parte del experimento servirán de base para el experimento 40: Fotoquímica).

Cuestionario

1. Comparando los resultados obtenidos en cada tubo, ¿en qué se parecen y en qué se diferencian las reacciones de cada uno de los halogenuros con el nitrato de plata?
2. De acuerdo con lo que leíste en la introducción, ¿cuál esperarías que fuera el estado físico del astato elemental a la temperatura ambiente?
3. ¿Qué son los grupos o familias y qué son los períodos en la tabla periódica?
4. ¿Qué característica en la estructura de los átomos de los elementos de un mismo grupo o familia hace que tengan propiedades similares?

Experimento 21

Enlaces químicos

¿UNIDOS PARA SIEMPRE?

Objetivos

- Relacionar el tipo de enlace que presentan algunas sustancias sólidas con su temperatura de fusión.

Introducción

Un enlace químico es el conjunto de fuerzas que mantiene unidos a los átomos de un compuesto químico.

Para realizar la clasificación de los elementos que se encuentran en la naturaleza, han sido consideradas dos observaciones importantes. Por un lado se ha advertido que la mayoría de los elementos, en lugar de estar puros, se hallan combinados con otros, formando una gran variedad de compuestos; y por el otro, se ha hecho notar que hay un grupo de elementos que difícilmente se combinan con los demás.

La conclusión que podemos obtener de lo anterior es que los elementos que se encuentran puros deben tener una **configuración** (acomodo de sus electrones) especialmente estable, y que los elementos que en general se encuentran combinados es porque en sus átomos no tienen tal estabilidad y buscan una manera de obtenerla, ya sea ganando, perdiendo o compartiendo electrones con otros átomos, formando así lo que conocemos como enlaces químicos.

Existen dos tipos principales de enlaces: el iónico y el covalente.

- **ENLACE IÓNICO.** Este tipo de enlace se forma cuando un átomo pierde electrones, y al quedar con carga positiva, forma un **ion positivo** o **catión**. Los electrones que pierde un átomo son ganados por otro átomo, que queda cargado negativamente, convirtiéndose en un **ion negativo** o **anión**.

Como los iones que resultan tienen cargas opuestas, se atraen entre sí, formando un compuesto con enlaces de tipo iónico que no forma moléculas simples, sino un arreglo en el que se alternan los iones positivos y negativos, formando una red.

Los compuestos de tipo iónico, a temperatura ambiente, son sólidos con puntos de fusión altos.

- ENLACE COVALENTE. En algunos casos, los átomos adquieren la estabilidad que buscan compartiendo pares de electrones, formándose así un enlace covalente, en donde pueden unirse átomos iguales o diferentes.

Los compuestos con enlaces covalentes están formados por moléculas simples, a diferencia de los iónicos, que están formados por redes de iones. Los compuestos con enlaces covalentes son más comunes que los compuestos con enlaces iónicos, y a temperatura ambiente pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- Utiliza una bata.
- Deja enfriar suficiente tiempo la espátula, antes de utilizarla con otra sustancia. Ten cuidado de no quemarte.

Materiales

- 1 mechero o lámpara de alcohol
- 1 ó 2 espátulas de metal

Reactivos

sal de mesa (cloruro de sodio, NaCl)
azúcar de mesa (sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$)
bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$)
parafina ($C_{24}H_{50}$ - $C_{27}H_{56}$)
cera de abeja (palmitato de miricilo, $C_{15}H_{31}COOC_3OH_{61}$)
cal viva (óxido de calcio, CaO) o cal apagada ($Ca(OH)_2$)

Procedimiento

1. Coloca en la punta de una espátula aproximadamente 0.1 g de cloruro de sodio (NaCl). Observa sus características y anótalas.

2. Calienta la punta de la espátula con el sólido en la flama del mechero, y observa los cambios que muestra el compuesto por efecto del calentamiento. Registra tus observaciones en la tabla al final del procedimiento.
3. Deja enfriar la espátula y lávala con agua del grifo. Sécala y repite la prueba con cada una de las siguientes sustancias:
 - Azúcar de mesa (sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$)
 - Bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$)
 - Parafina ($C_{24}H_{50}$ - $C_{27}H_{56}$)
 - Cera de abeja (palmitato de miricilo, $C_{15}H_{31}COOC_{30}H_{61}$)
 - Cal (óxido de calcio CaO)
4. Anota tus observaciones en la siguiente tabla, y de acuerdo con ellas, determina el tipo de enlace que se presenta en cada uno de los compuestos ensayados.

Sustancia	Estado físico antes del calentamiento	Estado físico después del calentamiento	Tipo de enlace
Sal (NaCl)			
Azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$)			
Bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$)			
Parafina ($C_{24}H_{50}$ - $C_{27}H_{56}$)			
Cera de abeja ($C_{15}H_{31}COOC_{30}H_{61}$)			
Cal (CaO)			

Cuestionario

1. Describe los principales tipos de enlace.
2. ¿A qué grupo de elementos (metales o no metales) pertenecen los átomos que se unen para formar compuestos iónicos?
3. ¿A qué grupo de elementos (metales o no metales) pertenecen los átomos que se unen para formar compuestos covalentes?

4. ¿Qué características presentan las sustancias que tienen enlaces de tipo iónico?
5. ¿Qué características presentan las sustancias que tienen enlaces de tipo covalente?

Experimento 22

Electrolitos y no electrolitos

UN INTERRUPTOR LÍQUIDO

Objetivos

- Clasificar las sustancias como electrolitos o no electrolitos de acuerdo con su capacidad para conducir la corriente eléctrica.
- Relacionar el tipo de enlace de una sustancia con su capacidad para actuar como electrolito o no electrolito.

Introducción

Existen algunas sustancias (como la sal) que, cuando están en solución o fundidas, tienen la capacidad para conducir la corriente eléctrica. Se les conoce como **electrolitos**, y a las sustancias que no tienen esta capacidad se les llama **no electrolitos**.

La capacidad para conducir la corriente eléctrica depende del tipo de enlace que presenta la sustancia en cuestión. Las sustancias que contienen átomos unidos por enlaces de tipo iónico, es decir, están formadas por partículas con carga eléctrica, llamadas iones, serán capaces de conducir la corriente cuando éstos tengan libertad para moverse. En el estado sólido, estos iones mantienen un lugar fijo; en cambio, cuando las sustancias están en estado líquido o disueltas, los iones pueden moverse libremente, permitiendo así el paso de la corriente eléctrica. Tal es el caso de la mayoría de las sales, los ácidos y las bases.

Hay algunas sustancias que tienen la capacidad para formar iones en una proporción limitada, por lo que podrán conducir la corriente eléctrica de una manera mucho menos eficiente que las que tienen gran cantidad de iones, por lo que se les conoce como **electrolitos débiles** (este es el caso del ácido acético contenido en el vinagre).

A las sustancias con enlaces covalentes (como el azúcar), que no son capaces de conducir la corriente eléctrica ni en solución ni fundidas, se les conoce como no electrolitos.

La propiedad de las sustancias de comportarse como electrolitos se aprovecha en muchos procesos electroquímicos, como en los que se discuten y se llevan a cabo en los experimentos 29, 30 y 31. Los electrolitos permiten la conducción de la corriente en las baterías de plomo que utilizan los automóviles, y también son los responsables de que una descarga eléctrica se conduzca a través de nuestro cuerpo, pues éste tiene muchas soluciones de electrolitos.

Desarrollo Experimental

Medidas de seguridad:

- No toques los electrodos cuando el aparato esté conectado a la fuente de poder, pues se corre el riesgo de sufrir un choque eléctrico.
- No permitas que algún objeto metálico entre en contacto con los electrodos cuando el aparato esté conectado a la fuente de poder. Siempre que trabajes con electricidad cuida de no hacer un corto circuito.

Materiales

- 5 vasos de precipitados de 20 mL
- 1 espátula
- 1 probeta
- 1 agitador de vidrio
- 1 aparato de conductividad con un foco de linterna (Figura 1)
- 1 fuente de poder de bajo voltaje (convertidor de corriente alterna a directa, o una batería de 9V)

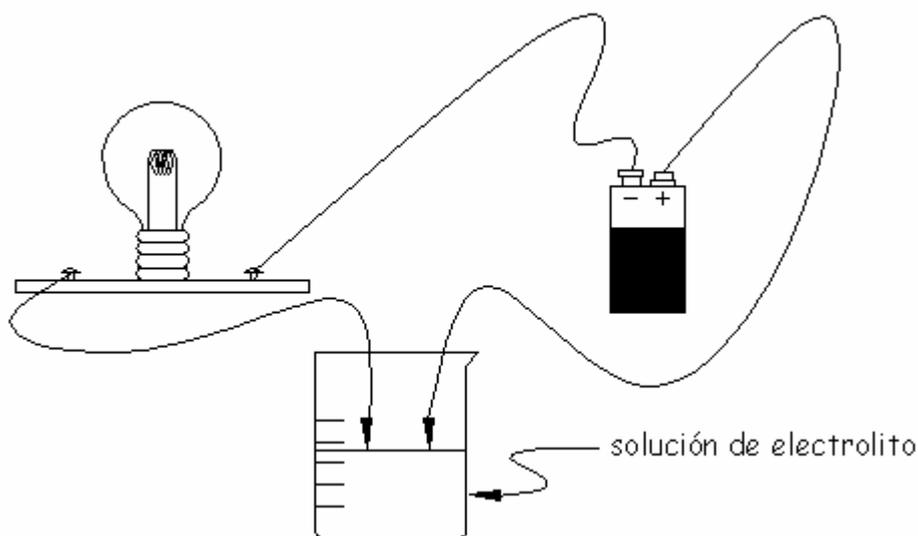


Figura 1

Reactivos

cloruro de sodio (NaCl)
hidróxido de sodio (NaOH)
azúcar de mesa (sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$)
alcohol etílico (C_2H_5OH)
agua destilada (H_2O)

Procedimiento

1. Etiqueta 5 vasos de precipitados, marcándolos con los nombres de las siguientes sustancias:
 - cloruro de sodio (NaCl)
 - agua destilada (H_2O)
 - alcohol etílico (C_2H_5OH)
 - azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
 - hidróxido de sodio (NaOH)
2. Con una espátula toma un poco (aproximadamente 0.3 g) de cada una de las sustancias sólidas (cloruro de sodio, hidróxido de sodio y azúcar) y colócalas en el vaso correspondiente. Limpia la espátula entre sustancia y sustancia para evitar cualquier contaminación que pudiera alterar los resultados de tu experimento.
3. Con la probeta mide 1 mL de alcohol etílico y viértelo en el vaso correspondiente.
4. Agrega aproximadamente 10 mL de agua destilada a cada uno de los vasos y agita con cuidado, hasta que las sustancias se hayan disuelto completamente. LIMPIA EL AGITADOR entre sustancia y sustancia para evitar la contaminación de las soluciones.
5. Prueba si las diferentes sustancias conducen o no la corriente eléctrica, conectando el aparato a la fuente de poder de bajo voltaje y sumergiendo los electrodos en cada una de las muestras. Aquellas muestras con las que encienda el foco son los electrolitos. Después de cada una de las pruebas, LAVA los electrodos en un vaso con agua destilada para evitar contaminar las soluciones.
PRECAUCIÓN: NO TOQUES LOS ELECTRODOS CUANDO EL APARATO ESTÉ CONECTADO A LA FUENTE DE PODER. CORRES EL RIESGO DE SUFRIR UN CHOQUE ELÉCTRICO.
6. Para las sustancias que mostraron conductividad de la corriente eléctrica, repite la prueba agregando al vaso otros 5 mL de agua destilada, y luego otros 5 mL. Registra tus observaciones.

Cuestionario

1. Describe los dos principales tipos de enlace que se presentan entre los átomos.
2. ¿Qué propiedades distinguen a las sustancias que presentan uniones iónicas de las que tienen uniones covalentes?
3. De acuerdo con tus resultados, ¿cuáles sustancias tienen enlaces iónicos y cuáles covalentes?
4. Al poner en solución a una sustancia que presenta enlaces iónicos, ¿cuál es el fenómeno que permite la conducción de la corriente eléctrica?
5. ¿Qué diferencia observaste experimentalmente entre un electrolito y un no electrolito?
6. ¿Qué explicación puedes dar a los resultados que observaste en el punto número 6 del procedimiento?

Experimento 23

Ácidos, bases, pH

ARCO IRIS DE ÁCIDOS Y BASES

Objetivos

- Reconocer la existencia de los ácidos y las bases.
- Clasificar algunas de las sustancias de uso cotidiano como ácidos o bases.
- Conceptuar el pH.
- Observar la existencia de sustancias que cambian de color, dependiendo del valor de pH (indicadores ácido-base).

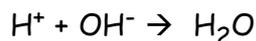
Introducción

Entre la gran variedad de sustancias que se encuentran en la naturaleza, hay por lo menos dos grupos que tienen propiedades contrarias: los ácidos y las bases.

Los ácidos se distinguen por su sabor agrio. Arrhenius, un químico sueco, propuso que un ácido es una sustancia que se caracteriza por tener en su molécula un átomo de hidrógeno (H) y que al ponerlo en solución se desprende en forma de un ion H^+ .

Las bases tienen un sabor amargo y, según Arrhenius, se caracterizan por tener un grupo de dos átomos: hidrógeno (H) y oxígeno (O). Cuando la base se pone en solución, éstos se separan de ella en forma de un ion OH^- (que se conoce como ion hidroxilo u oxhidrilo).

Por tanto, si vertimos al mismo tiempo en el agua un ácido y una base, se desprenderán los siguientes iones respectivamente:



Podemos observar que se forma agua, que es una sustancia neutra, no es ni ácido ni base, por lo que, cuando reacciona un ácido con una base, ambos pierden sus características propias, es decir, se neutralizan.

La concentración de iones H^+ (cantidad de iones H^+ en un volumen medido de agua) es muy importante en muchos procesos, especialmente en los biológicos. Por ejemplo: en el estómago se necesita una alta concentración de iones H^+ para poder digerir los alimentos. Una forma en que se mide comúnmente la concentración de iones H^+ es por medio del llamado pH.

Cuando el valor de pH es igual a 7, significa que hay una concentración de iones H^+ igual a la que hay en el agua pura, por lo que se tiene un medio neutro. Cuando el valor del pH es menor que 7, hay mayor cantidad de iones H^+ que OH^- por lo que predomina el ácido, y decimos que se tiene un medio ácido. Por último, cuando se tiene un pH mayor que 7 indica que predominan los iones OH^- sobre los H^+ , por lo que se tiene un medio básico.

Mientras más cercano a cero es el pH, más ácido es el medio, y mientras más cercano a catorce, más básico es el medio:



Existen algunas sustancias que, en solución, cambian de color al cambiar el pH y se les conoce como indicadores ácido-base. Por ejemplo: el anaranjado de metilo, que en medio básico se pone amarillo y en medio ácido rojo, o el azul de bromotimol, que se pone amarillo en medio ácido y azul en medio básico.

El indicador universal es una mezcla de sustancias que muestra un cambio gradual de color en un intervalo amplio de pH. Una fórmula típica contiene anaranjado de metilo, rojo de metilo, azul de bromotimol y fenolftaleína, y presenta los siguientes colores dependiendo del pH:

pH	Color
1-2	rojo
3-4	Anaranjado
5-6	Amarillo
7	Amarillo-Verde
8-10	Verde
11-12	Azul
13-14	Violeta

Hay indicadores naturales que cambian de color dependiendo del pH, y se pueden preparar con flores de buganvilia, col morada, jamaica, betabel y algunos otros vegetales.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- Tanto los ácidos como las bases son sustancias corrosivas. Utiliza bata, abotonada, y evita tocar cualquier sustancia.
- Si te llegara a caer alguna de las sustancias en la piel, absorbe lo más que puedas de la sustancia con una toalla de papel y lávate inmediatamente con abundante agua durante 5 minutos, por lo menos, bajo el chorro del agua.

Materiales

- 1 placa de pozos
goteros o pipetas de plástico

Reactivos

extracto de col morada
extracto de jamaica
extracto de betabel
ácido clorhídrico (HCl) 1 M
hidróxido de sodio (NaOH) 1 M
líquidos caseros de color claro:
vinagre
líquido destapa caños (por ejemplo: marca "Drano")
bicarbonato de sodio (NaHCO₃)
detergente
jugo de limón
shampoo de color claro
leche
limpiador de estufas (por ejemplo: marca "Easy-off")
jugo de piña, etc.

Procedimiento

1. Los extractos para hacer los indicadores se preparan de la siguiente manera:
 - a. Col morada. Corta un poco de col en trozos pequeños, y ponla a hervir en agua hasta que las hojas queden decoloradas.

- b. Jamaica. Cubre unas cuantas flores de jamaica con agua, y ponlas a hervir durante cinco minutos.
- c. Betabel. Cubre con agua un trozo pequeño de betabel y hiérvelo durante cinco minutos.

El líquido que se obtiene en cada caso sirve como indicador ácido-base.

2. Coloca la placa de pozos sobre un papel blanco, a fin de que puedas observar los colores de las sustancias.
3. Prepara una tabla similar a la Tabla 1 que se presenta a continuación, en la que incluyas los productos que vas a ensayar.

PRODUCTO	INDICADOR			ÁCIDO	BÁSICO
	col morada	jamaica	betabel		
HCl (ácido)					
NaOH (base)					
vinagre					
destapa caños					
bicarbonato de sodio					
detergente					
jugo de limón					
shampoo					
leche					
limpiador de estufas					
jugo de piña					

Tabla 1

4. Coloca en los pozos una gota de los productos que se indican en la tabla que preparaste, y agrega a cada uno 4 gotas del indicador correspondiente: col para la primera columna, jamaica para la segunda y betabel para la tercera.
5. Anota en la tabla que preparaste el color obtenido en cada caso.
6. Anota los colores obtenidos para el medio ácido (HCl) y para el medio básico (NaOH), con cada uno de los indicadores.

Ahora ya conoces los colores que toman los indicadores que preparaste en un medio ácido y en un medio básico. Utilizando estos resultados y comparando con los colores que obtuviste con el mismo indicador para los diferentes productos de uso cotidiano en el hogar, clasifícalos como ácidos o básicos.

Cuestionario

1. ¿Cuáles son las características de los ácidos y de las bases?
2. En los colores que toma cada uno de los indicadores que utilizaste en un medio ácido y en un medio básico, ¿encuentras alguna relación entre ellos?
3. Para los siguientes indicadores:
 - a. Rojo de metilo
 - b. Fenolftaleína
 - ¿Qué color toman en medio ácido y cuál en medio básico?
 - ¿En qué pH ocurre el cambio de color?

Experimento 24

Óxidos ácidos y óxidos básicos

SER O NO SER

Objetivos

- Apreciar una de las diferencias entre los metales y los no metales al comparar el pH de las soluciones de sus óxidos.

Introducción

Un elemento es una sustancia que no puede descomponerse en otras más sencillas, pues para hacerlo tendríamos que romper los átomos, y si éstos se destruyen, se pierden las características propias del elemento.

Existen 92 tipos de elementos distintos en la naturaleza y otros 19 ó 20 que han sido fabricados por el hombre. Los nombres y principales características de cada uno de ellos se pueden consultar en la tabla periódica, que es una herramienta muy útil con la que cuentan los químicos.

Los elementos en la tabla periódica se han clasificado tradicionalmente en dos grandes grupos: los **metales** y los **no metales**. Hay algunos elementos que comparten características de ambos, y se conocen como metaloides (boro, silicio, germanio, arsénico, antimonio, telurio y polonio). El grupo de los metales se encuentra situado a la izquierda de la tabla, debajo de la línea de los metaloides.

Los metales son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio, que es líquido y sus puntos de fusión son altos, al igual que su densidad. Los metales son buenos conductores del calor y la electricidad; tienen lustre o brillo metálico. Como son dúctiles y maleables, con ellos pueden hacerse alambres y láminas.

En la naturaleza, por lo general, los metales se encuentran combinados con otros elementos, formando distintos minerales, aunque en ocasiones el oro, la plata y el cobre se encuentran libres.

Los no metales se localizan hacia la derecha de la tabla, por arriba de la línea de los metaloides. A temperatura ambiente pueden ser sólidos, líquidos o gases. Los no metales sólidos son opacos y quebradizos, malos conductores del calor y la electricidad, y tienen puntos de fusión bajos.

Tanto los metales como los no metales se combinan con el oxígeno, dando compuestos que se conocen como **óxidos**. La mayoría de los óxidos de los metales, al combinarse con agua, producen **hidróxidos**, en tanto que la mayoría de los óxidos de los no metales produce **ácidos**.

Desarrollo Experimental

Medidas de seguridad:

- Los óxidos de azufre son gases tóxicos e irritantes. Evita inhalarlos. Realiza el experimento en la campana extractora (de no haberla, en un lugar bien ventilado).

Materiales

- 4 tubos de ensaye de aproximadamente 10mL
- 1 mechero de Bunsen o una lámpara de alcohol
- 1 pipeta de plástico (también llamada pipeta Beral)
- 1 popote
- 1 espátula
- 1 pinzas para tubo de ensaye
- papel pH

Reactivos

óxido de calcio (CaO)
óxido de magnesio (MgO)
azufre (S)

Procedimiento

1. Etiqueta cada uno de los tubos con la fórmula del óxido que se va a ensayar: óxido de calcio (CaO), óxido de magnesio (MgO), dióxido de carbono (CO₂), dióxido de azufre (SO₂).
2. Con una espátula, coloca una pequeña cantidad de óxido de calcio (CaO) y de óxido de magnesio (MgO) en los tubos correspondientes. Con la pipeta de

-
- plástico, agrega 1 mL de agua a cada uno. Agítalos y sumerge una tira de papel pH en la solución. Anota el pH registrado.
3. En el tubo marcado como CO_2 vierte 1 mL de agua, y con el popote sopla burbujeando el aire que exhalas, que contiene CO_2 , durante aproximadamente 3 minutos (puedes sustituirlo por 1 mL de agua mineral con gas, que contiene CO_2 disuelto). Introduce un papel pH y registra el pH de la solución.
 4. En el tubo marcado con SO_2 introduce una pieza pequeña de azufre y, sosteniéndolo con las pinzas para tubo, caliéntalo con el mechero o la lámpara de alcohol hasta que observes que se desprende un gas. Este gas es el dióxido de azufre (SO_2), que se forma cuando se combina el azufre con el oxígeno del aire. Este gas es MUY IRRITANTE, NO LO INHALES. Tapa el tubo inmediatamente con un tapón y, CUANDO ESTÉ FRÍO, agrega 1 mL de agua y agítalo. Mide el pH de la solución, sumergiendo una tira de papel pH. Anota tus observaciones.
 5. Lava el material que utilizaste.

Cuestionario

1. ¿Qué pH registraste para cada uno de los óxidos estudiados?
2. De acuerdo con tus resultados, ¿cuáles de los elementos que se encuentran formando los distintos óxidos se pueden clasificar como metales, y cuáles como no metales?
3. Sabiendo que uno de los contaminantes importantes de la atmósfera es el SO_2 (producido cuando se queman combustibles que contienen azufre, como las llantas o la pólvora), ¿cómo explicarías, en base a los resultados obtenidos, el fenómeno de la lluvia ácida?

Experimento 25

Titulación por neutralización

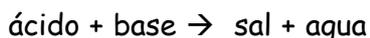
ÁCIDO VS. BASE

Objetivos

- Observar mediante el uso de indicadores una reacción de neutralización.
- Calcular la cantidad de moles de una sustancia básica presentes en una muestra por medio de una titulación por neutralización.

Introducción

Como se mencionó en el experimento 23, una reacción de neutralización consiste en hacer reaccionar un ácido con una base, sustancias con característica distintas y opuestas, de tal manera que ambas pierden sus características, obteniéndose un compuesto neutro:



Aprovechando la característica que tienen los indicadores de cambiar de color con el pH, se puede seguir el desarrollo de una reacción de neutralización. Se puede ver el color del indicador en el medio ácido y, al ir agregándole la base, se podrá observar que el color cambia. En este momento se puede decir que hemos neutralizado el ácido. Si seguimos agregando base a la solución, el color del indicador ya no cambiará, pues ya ha tomado su color característico en medio básico.

Se conoce como titulación al proceso de agregar gradualmente una solución de concentración conocida (solución titulante) a una solución de concentración desconocida (problema), en donde ambas soluciones reaccionan entre sí.

Si la reacción de neutralización se lleva a cabo entre una solución de ácido de concentración conocida y una solución de base de concentración desconocida (o viceversa), y tenemos cuidado de medir el volumen de cada una de ellas utilizado para lograr la neutralización, podremos calcular la concentración de la muestra problema utilizada.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- Tanto los ácidos como las bases son sustancias corrosivas. Evita tocarlas. Utiliza bata, abotonada.
- Si te llegara a caer alguna de las sustancias en la piel, absorbe lo más que puedas de la sustancia con una toalla de papel, y lávate inmediatamente durante 5 minutos, por lo menos, bajo el chorro de agua.

Materiales

- 3 matraces Erlenmeyer de 10 mL
- 2 vasos de precipitados de 10 mL
- 1 microbureta (una pipeta graduada de 2 mL + una jeringa de 3 mL, sin aguja y con un trozo de manguera de hule en la punta)
- 1 soporte
- 1 pinza de tres dedos
- 1 gotero

Reactivos

líquido destapa caños (por ejemplo: marca "Drano", que contiene bases
 $\text{NaOH} + \text{NH}_4\text{OH}$)

agua destilada

solución de HCl 1 M (20 mL de ácido muriático (HCl al 18%) + 100 mL de agua)

solución de indicador (fenolftaleína o indicador de col morada)

Procedimiento

1. Prepara la microbureta. Coloca la pipeta de 2 mL en el soporte, utilizando una pinza de 3 dedos. Une la jeringa a la parte superior de la pipeta por medio de la manguera de hule (Figura 1), y jala el émbolo para que entren 0.5 mL de aire (que te permitirán sacar todo el líquido de la microbureta en caso de que lo necesites).
2. Vierte el HCl 1 M en uno de los vasos de 10 mL. Succiona en la microbureta 0.5 mL de HCl; con la jeringa hazlos subir y bajar por el cuerpo de la pipeta, para enjuagarla con esta solución. Desecha el HCl del enjuague en el recipiente destinado para ello.
3. Llena la microbureta succionando HCl hasta la marca de 2 mL. (Recuerda que la parte inferior del menisco es la que cuenta para medir. Consulta el experimento 1.)

4. En el matraz de 10 mL coloca una gota de destapa caños y agrega 2 mL de agua. Agrega 2 gotas de indicador.
5. Para que puedas apreciar mejor los cambios de color, coloca un papel blanco sobre la mesa, debajo de la punta de la microbureta, y sobre éste el matraz Erlenmeyer con la muestra que vas a titular (Figura 1).

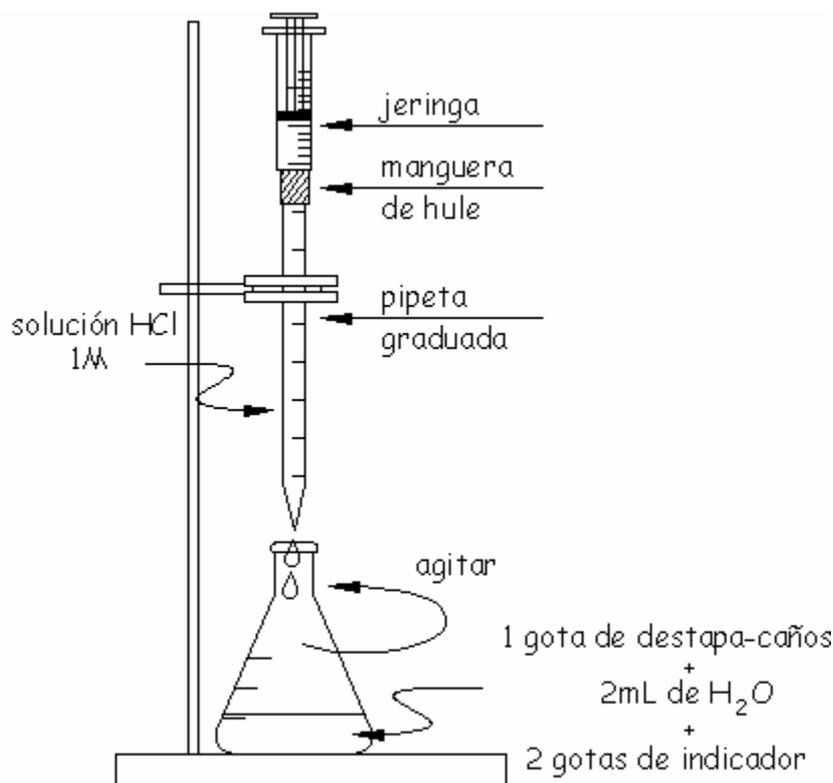
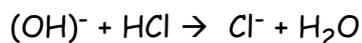


Figura 1

6. Empujando el émbolo de la jeringa, agrega el HCl, gota a gota, y agita el matraz después de cada adición, hasta que notes el cambio de color en el indicador, lo que señala el fin de la titulación, pues toda la base ha sido neutralizada.
7. Sabemos que la reacción que se lleva a cabo es la siguiente:



En esta ecuación podemos observar que, por cada mol de HCl reacciona un mol de $(\text{OH})^-$. Por tanto, los moles de HCl gastados corresponden a los moles de $(\text{OH})^-$

Si la solución de HCl que estamos utilizando es 1 M, esto significa que por cada litro de solución hay un mol de HCl.

Por lo que si:

1 L de solución contiene 1 mol de HCl

X L de solución gastados en la titulación contienen X moles de HCl

Dado que un mol de HCl neutraliza a 1 mol de $(OH)^-$, se tiene entonces:

$$X \text{ mol HCl} = X \text{ mol } (OH)^-$$

Y así, por ejemplo, si se hubieran gastado 0.85 mL (0.00085 L) de HCl al titular la muestra de $(OH)^-$, los moles serían:

$$1 \text{ mol HCl} - 1 \text{ L}$$

$$X \text{ mol HCL} - 0.00085 \text{ L gastados en la titulación}$$

$$X = 0.00085 \text{ mol HCL} = 0.00085 \text{ mol } (OH)^-$$

Questionario

1. ¿Por qué es necesario utilizar un indicador en una titulación?
2. ¿Qué color se observa con el indicador en la solución problema utilizada en este experimento antes de la titulación?
3. ¿Qué color se observa en la solución cuando ésta se ha neutralizado?
4. ¿Cuál sería la concentración de NaOH en un limpiador para estufas si para titular una muestra de 0.5 mL se gastaron 2.03 mL de una solución 0.5 M de HCl?
5. Menciona algunos indicadores que se pueden utilizar en una titulación ácido-base.

Experimento 26

Efecto de la variación en el pH sobre las proteínas

HUEVOS COCIDOS EN FRÍO

Objetivos

- Observar los efectos que tienen los cambios en el pH sobre las proteínas del huevo.

Introducción

Las **proteínas** son un grupo de compuestos que se encuentran entre las sustancias que son indispensables para la vida.

Dentro del cuerpo hay decenas de miles de proteínas distintas que realizan las más diversas funciones. Las proteínas fibrosas dan integridad estructural y fuerza a diversos tipos de tejidos y son los principales componentes de los músculos, el pelo y los cartílagos. Las proteínas globulares, llamadas así por tener forma casi esférica, tienen gran variedad de funciones: transportan y almacenan al oxígeno y los nutrientes, aceleran miles de reacciones químicas que hacen posible la vida, luchan contra la invasión de objetos extraños, etc.

Las proteínas están formadas por largas cadenas de unidades llamadas aminoácidos que, dependiendo de las cargas eléctricas que presentan sus átomos, se enrollan sobre sí mismas. Cuando se cambia el pH del medio en el que se encuentra la proteína, varían las cargas eléctricas dentro de la molécula y cambia la forma en que ésta se enrolla sobre sí misma, por lo que se dice que la proteína se ha desnaturado.

En este experimento podremos comprobar cómo afecta el pH a la forma de las proteínas presentes en la clara y la yema del huevo.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- El ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio son **muy corrosivos e irritantes**. Utiliza una bata, abotonada. Evita todo contacto con la piel, y en caso de llegar a haberlo, lava la zona afectada en el chorro del agua cuando menos durante 5 minutos.

Materiales

- 6 vasos de precipitados de 20 mL
- 1 jeringa de 10 mL, sin aguja
- 1 cucharita de plástico
- cinta de cubrir (masking tape)

Reactivos

1 huevo

ácido clorhídrico (HCl) 6 M (se puede utilizar la presentación industrial, conocida como ácido muriático)

hidróxido de sodio (NaOH) 6 M (se puede utilizar el limpiador de estufas marca "Easy-off", cuyo principal ingrediente es hidróxido de sodio)

Procedimiento

1. Etiqueta así los vasos: dos como "pH ácido"; dos como "pH neutro", y dos como "pH básico".
2. Separa la clara del huevo de la yema.
3. Divide la clara de huevo en tres partes, y viértela en tres de los vasos marcados (1. "pH ácido", 2. "pH básico" y 3. pH "neutro").
4. Repite la operación para la yema de huevo en los vasos restantes.
5. Con la jeringa mide 1 mL de ácido clorhídrico y añádelo al recipiente con clara de huevo marcado como pH ácido. Agítalo. Anota tus observaciones.
6. Repite la operación con la yema de huevo y anota los cambios que observes (especialmente en la consistencia de la yema).
7. Enjuaga muy bien la jeringa, y agrega 1 mL de agua a los recipientes marcados para pH neutro. Agítalos. Anota tus observaciones.
8. Otra vez con la jeringa, agrega 1 mL de solución de NaOH (o con la cucharita agrega una pequeña cantidad, la punta de la cuchara, de limpiador de estufas) a cada uno de los recipientes marcados para pH básico, y mézclalo bien (lava muy bien la cuchara al cambiar de vaso). De nuevo se observan cambios importantes en el aspecto y consistencia, tanto de la clara como de la yema. Anota tus observaciones.

Cuestionario

1. El cuerpo tiene varios sistemas de control para mantener el pH en un valor más o menos fijo, conocidos como sistemas amortiguadores (o buffer). ¿Qué crees que sucedería si no existieran este tipo de sistemas?
2. ¿Qué piensas que sucede a la carne de pescado cuando se le agrega limón, por ejemplo, para preparar el ceviche?
3. ¿Cuál es la sustancia que se encuentra en el estómago de los seres humanos para ayudar a la digestión de los alimentos?

Experimento 27

Números de oxidación

MANGANESO DISFRAZADO

Objetivos

- Observar mediante reacciones redox, los diferentes estados de oxidación de un elemento.

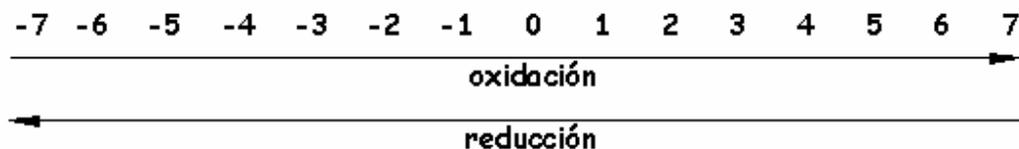
Introducción

Los átomos buscan alcanzar una configuración electrónica tan estable como la de los gases nobles, ya sea ganando, perdiendo o compartiendo electrones con otros átomos.

Los electrones se transfieren de un átomo a otro sólo en los compuestos iónicos, pero independientemente de que el compuesto sea molecular o iónico, a cada uno de los átomos que forman el compuesto se asigna el llamado **número de oxidación** o **estado de oxidación**. Éste corresponde al número de cargas que un átomo tendría si los electrones se transfirieran por completo.

Cuando un átomo en su estado elemental no ha perdido ni ganado electrones, su número de oxidación es cero. Si ha perdido electrones, es positivo (+), y si ha ganado electrones, es negativo (-).

Un átomo, molécula o ion se oxida cuando aumenta su número de oxidación y se reduce cuando su número de oxidación disminuye. El átomo o ion que aumenta su estado de oxidación hacia el sentido (+) en una recta numérica, se está oxidando, y si se dirige hacia el sentido (-) de la recta numérica, significa que se está reduciendo.



Muchos elementos tienen más de un estado de oxidación. Los hay, tanto en el grupo de elementos principales (los bloques **s** y **p**, es decir, elementos como N, S y P) como en los elementos de transición (los bloques **d** y **f**, es decir, elementos como Fe, Co y Cr). El manganeso es uno de estos elementos, y tiene estados de oxidación correspondientes a 0, +2, +3, +4, +5, +6, +7.

Los compuestos formados por metales de transición suelen tener un color característico, dependiendo del estado de oxidación de este metal.

En este experimento se obtendrá el manganeso en cuatro estados de oxidación distintos. Se comenzará con el Mn^{+7} , que se encuentra en el permanganato de potasio KMnO_4 , que es de color magenta, en el cual el manganeso se ha oxidado, es decir, ha cedido 7 electrones. Cuando esta sustancia se trata con un agente reductor (una sustancia que le dona electrones), puede recuperar algunos de esos electrones que ha cedido y pasar a estados de oxidación más bajos. Esto depende del pH en el que se lleve a cabo la reacción.

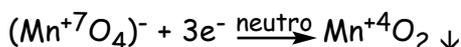
El agente reductor que se utilizará en este experimento es el tiosulfato de sodio, el cual dona sus electrones al manganeso de acuerdo con la siguiente reacción:



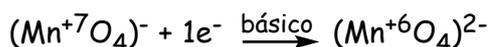
En una solución ácida, el Mn^{7+} es reducido a Mn^{2+} , por lo que gana 5 electrones, quedando de color rosa pálido (casi incoloro):



Al tratar el Mn^{7+} con tiosulfato de sodio en una solución neutra, pasa a Mn^{4+} , ganando 3 electrones y formando un precipitado de color café, que corresponde a la sustancia MnO_2 :



En una solución básica, el Mn^{7+} se transforma en Mn^{6+} al ganar un electrón proveniente del tiosulfato de sodio, y adquiere un color verde, correspondiente al ion $(\text{MnO}_4)^{2-}$, en el que el manganeso tiene un estado de oxidación de +6:



Este estado de oxidación el manganeso es poco estable, por lo que se puede notar que después de un tiempo la solución se torna café.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- El ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio son sustancias corrosivas. Evita tocarlas.
- Utiliza una bata para protegerte.
- Si te llegara a caer alguna de estas sustancias en la piel, absorbe lo más que puedas de la sustancia con una toalla de papel, y lávate inmediatamente durante 5 minutos, por lo menos, bajo el chorro de agua.

Materiales

- 5 matraces Erlenmeyer de 10 mL
- 1 gotero
- 1 embudo
- papel filtro

Reactivos

permanganato de potasio (KMnO_4), solución al 2%

tiosulfato de sodio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$), solución al 3%

ácido clorhídrico (HCl), 6 M

hidróxido de sodio (NaOH), 6 M

NOTA: Las soluciones de permanganato y de tiosulfato se pueden encontrar en tiendas de autoservicio o en tiendas de materiales para acuarios. Es mejor comprar aquellos que tengan poco o ningún aditivo, a fin de evitar posibles interferencias que dificulten el experimento.

Se puede utilizar la preparación industrial de ácido clorhídrico, conocida como ácido muriático, y en lugar de la solución de hidróxido de sodio, una solución de "Drano" destapa caños.

Procedimiento

1. Etiqueta los matraces Erlenmeyer, marcándolos con: Mn^{+7} , Mn^{+6} , Mn^{+4} , Mn^{+2} .
2. Coloca 10 gotas de solución de permanganato de potasio (KMnO_4) al 2% en cada uno de los matraces, y haz lo siguiente:
3. Mn^{+7} : Agrega 10 gotas de agua sólo para diluir y notar mejor el color del permanganato de potasio (KMnO_4) en la disolución.

4. Mn^{+2} : (Medio ácido) Agrega 10 gotas de solución de ácido clorhídrico (HCl) 6 M. Agrégale solución de tiosulfato de sodio ($Na_2S_2O_3$), gota a gota, hasta que notes el cambio de color.
5. Mn^{+4} : (Medio neutro) Agrega 10 gotas de agua. Agrégale solución de tiosulfato de sodio ($Na_2S_2O_3$), gota a gota, hasta que notes el cambio de color.
6. Mn^{+6} : (Medio básico) Agrega 10 gotas de solución de hidróxido de sodio (NaOH) 6 M. Agrégale solución de tiosulfato de sodio ($Na_2S_2O_3$), gota a gota, hasta que notes el cambio de color.
7. El precipitado que se obtiene en el medio neutro es dióxido de manganeso (MnO_2), el catalizador que se utiliza para descomponer el agua oxigenada y obtener oxígeno (Ver el experimento 13, obtención de oxígeno). Filtra el precipitado, déjalo secar y guárdalo para cuando se realice la obtención de oxígeno. De esta manera, estarás reutilizando los productos de las reacciones que llevas a cabo, con lo que contribuyes a generar menos desperdicios y así cuidar el medio ambiente.

Cuestionario

1. En las reacciones que llevaste a cabo en el experimento (puntos 4, 5 y 6 del procedimiento), ¿qué sustancia se oxidó y cuál se redujo?
2. En la siguiente reacción: $Mg + CuSO_4 \rightarrow MgSO_4 + Cu$, indica:
 - a. ¿Cuál es la sustancia que se redujo?
 - b. ¿Cuál es la sustancia que se oxidó?
 - c. ¿Cuántos electrones se transfirieron de una sustancia a la otra?
3. ¿Conoces alguna otra reacción redox que no esté incluida en los experimentos de este libro?

Experimento 28

Oxidación-reducción

METALES AL ATAQUE

Objetivos

- Apreciar que la capacidad de los átomos para perder o ganar electrones es distinta para cada elemento.
- Determinar cuáles elementos tienen una mayor facilidad para oxidarse, tomando como referencia al hidrógeno.

Introducción

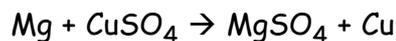
Como se discutió en el experimento 6, al combinarse los elementos para formar compuestos, hay algunos átomos que pierden electrones y otros que los ganan. Se dice que un átomo que pierde electrones **se oxida**, en tanto uno que gana electrones **se reduce**. Por ejemplo: cuando se forma el cloruro de sodio o sal de mesa, el sodio se oxida pues pierde uno de sus electrones (quedando así con una carga positiva), mientras que el cloro gana ese electrón y se reduce (quedando con una carga negativa). Los iones se unen por la atracción entre cargas opuestas y forman los cristales de sal.

Muchos átomos que ceden fácilmente electrones se conocen como metales y suelen oxidarse, mientras que a muchos de los átomos que generalmente reciben electrones se les llama no metales. Dentro de cada uno de estos dos grupos hay elementos que tienen mayor facilidad para reducirse o para oxidarse que otros.

Se ha tomado al hidrógeno como elemento de referencia para hacer una tabla conocida como **serie electromotriz**, en la que se han acomodado las especies químicas en el orden de su mayor o menor facilidad para reducirse.

En este experimento investigaremos cuáles metales tienen mayor facilidad que el hidrógeno para oxidarse y cuáles menos. Esto lo notaremos cuando un elemento que se oxidó (y que ya se encuentra combinado), se pone frente a otro elemento que está solo, sin combinar. Si el elemento que está solo tiene mayor facilidad que el combinado para oxidarse, lo desplazará de su compuesto, dejándolo solo. Por ejemplo: el magnesio

tiene mayor facilidad que el cobre para oxidarse, por lo que puede desplazarlo de sus compuestos, como se muestra en la siguiente ecuación:



Tomaremos un compuesto del hidrógeno, el ácido clorhídrico (HCl), en el que el elemento hidrógeno (H) ha cedido su electrón (se oxidó) al elemento cloro (se redujo). Cuando se pone un metal (en este caso usaremos aluminio, hierro, estaño, cobre y plata) en contacto con el H^+ , si el metal se oxida más fácilmente que el hidrógeno tomará su lugar, combinándose con el átomo de cloro, y notaremos que el hidrógeno (H_2) se desprende en forma de burbujas. Por el contrario, si el elemento se oxida más difícilmente que el hidrógeno, no notaremos ningún cambio.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- El ácido clorhídrico es sumamente corrosivo, por lo que deberás utilizar una bata (de preferencia de algodón). En caso de llegar a haber algún contacto con la piel, lávate inmediatamente con una solución de carbonato o bicarbonato de sodio, y luego enjuaga la parte afectada por lo menos 5 minutos debajo del chorro de agua.
- De ser posible utiliza lentes de protección, pues en caso de una salpicadura es muy importante cuidar tus ojos.
- Lava tus manos al terminar de trabajar.

Materiales

- 5 tubos de ensaye
- 1 gradilla
- 1 jeringa de 5 mL, sin aguja
- cinta de cubrir (masking tape)

Reactivos

ácido clorhídrico (HCl) 6 M
papel de aluminio (Al)
alambre de cobre (Cu)
pieza de plata (Ag)
fibra metálica fina de hierro (Fe)
bicarbonato de sodio (NaHCO_3)

Procedimiento

1. Etiqueta los tubos con los símbolos de los metales que se van a utilizar:
 - Al
 - Cu
 - Ag
 - Fe
2. Agrega 1 mL de ácido clorhídrico a cada uno de los tubos, utilizando la jeringa.
3. Coloca una pieza pequeña de cada uno de los metales en el tubo correspondiente y anota tus observaciones.
4. Intenta con diferentes objetos metálicos tales como una grapa, un alfiler, etc.
5. Después de cada prueba, agrega bicarbonato de sodio a cada uno de los tubos hasta que no se desprendan burbujas, para garantizar que ya no queda ácido libre.
6. Lava el material que utilizaste.

Cuestionario

1. ¿Qué le sucede a un átomo cuando se oxida?
2. ¿Qué le sucede a un átomo cuando se reduce?
3. ¿Qué metales, de los que usaste en el experimento, se oxidan más fácilmente que el hidrógeno?
4. Si quisieras disolver una moneda de cobre, ¿lo podrías hacer con ácido clorhídrico?
5. ¿Podrías almacenar ácido clorhídrico en una lata de aluminio? ¿Por qué?

Experimento 29

Electrólisis del agua

¡A ROMPER EL AGUA!

Objetivos

- Llevar a cabo una reacción de descomposición por medio de la electricidad.
- Comprobar que el agua está formada por dos elementos unidos químicamente.
- Obtener dos elementos a partir de uno de los compuestos que forman.
- Observar las proporciones de oxígeno e hidrógeno que forman el agua.
- Aprender la función de un electrolito en la conducción de corriente eléctrica para poder llevar a cabo una electrólisis.

Introducción

Podemos distinguir entre dos tipos de sustancias puras: los elementos y los compuestos.

Un elemento es una sustancia que no puede descomponerse en otras más sencillas. Como ya se había dicho, existen 92 elementos distintos en la naturaleza y otros 20 ó 21 que han sido elaborados por el hombre.

Los compuestos se forman cuando se unen átomos distintos. Hay una gran variedad de combinaciones con los elementos que existen, por lo que ya te puedes imaginar la cantidad de compuestos que se encuentran en la naturaleza, además de muchos otros que el hombre ha sintetizado.

En el siguiente experimento vamos a descomponer un compuesto, el agua (H_2O), en sus elementos (hidrógeno y oxígeno), por medio de un proceso conocido como electrólisis.

La electrólisis consiste en hacer pasar corriente eléctrica "a través" de un compuesto, para que se separen los elementos que lo forman.

Una **celda electrolítica**, que es el dispositivo que nos permite hacer la electrólisis, debe contar con los siguientes elementos:

1. Un par de electrodos, que son dos piezas de algún conductor (típicamente un metal) que suele ser inerte, es decir, que no reaccione con las sustancias que están participando en la electrólisis. En uno de los electrodos, llamado **cátodo**, se lleva a cabo una reducción, es decir, una de las especies recupera electrones. En el otro, que se conoce como **ánodo**, se lleva a cabo una oxidación, es decir, una especie pierde electrones. En los electrodos se lleva a cabo la transferencia de electrones de la especie que se oxida a la que se reduce.
2. Una fuente de poder, como una batería, que bombee los electrones del ánodo hacia el cátodo.
3. Un conductor eléctrico, que conecte los electrodos y permita que los electrones circulen a través de ellos.
4. Un conductor iónico, que cierre el circuito eléctrico mediante la transferencia de electrones debida al movimiento de iones, y que se conoce como electrolito.

El procedimiento de la electrólisis permite aislar muchos elementos de sus fuentes naturales. Por ejemplo: se utiliza para producir el aluminio, a partir del óxido de aluminio, presente en el mineral bauxita. La electrólisis nos permite recubrir superficies con metales, como en el caso del hierro que se cubre con zinc (galvanizado) para evitar que se oxide, y también se utiliza para purificar agua contaminada, realizar análisis químicos, refinar sustancias, almacenar energía, etc.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

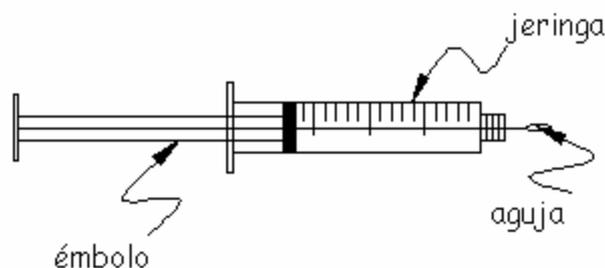
- Aunque la corriente que se va a utilizar es muy pequeña, no vayas a tocar los cables que están unidos a la fuente de poder, pues tendrás un choque eléctrico.

Materiales

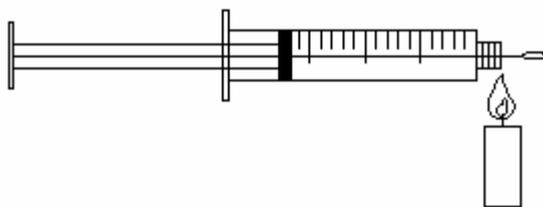
- 2 jeringas de 3 mL, sin aguja
- 1 recipiente plástico (en el que quepan las jeringas en posición vertical, por ejemplo: un molde para gelatina)
- 2 agujas de coser, de las más largas (como las de canevá, que suelen ser de acero inoxidable niquelado)
- 2 caimanes
- 1 batería de 9 volts o un convertidor de corriente alterna a directa
- 1 balanza
- 1 probeta de 50 mL
- 1 vaso de precipitados de 250 mL
- 1 vela
- cerillos

Reactivosagua (H_2O)bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$)**Procedimiento**

1. Clava una de las agujas de canevá en la parte negra del émbolo de una jeringa e introduce el émbolo en el cuerpo de la jeringa, de manera que el ojillo de la aguja salga por la punta de la jeringa (Figura 1).

**Figura 1**

2. Con la llama de una vela, calienta la punta de la jeringa para que se derrita y la aguja quede pegada a la jeringa, y la punta de ésta quede sellada (Figura 2). Retira el émbolo de la jeringa. La aguja funcionará como electrodo.

**Figura 2**

3. Repite el procedimiento anterior con la otra jeringa.
4. Prepara 100 mL de una solución de bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) al 5%, y viértela en el recipiente plástico.
5. Llena una jeringa hasta el borde con la solución de bicarbonato al 5%. Tápala con un dedo y gírala 180°. Sumérgela en el recipiente, de manera que la base quede dentro del líquido (Figura 3). Deposita la jeringa en el fondo del recipiente y quita tu dedo, evitando así que entre aire en la jeringa.

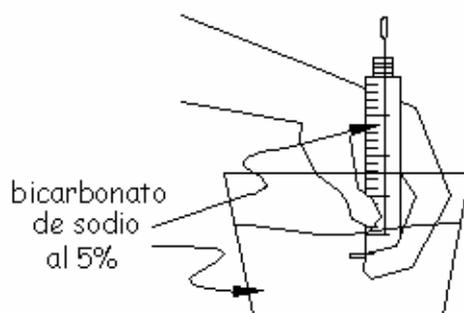


Figura 3

6. Repite la operación con la otra jeringa.
7. Utiliza un par de caimanes para conectar cada electrodo (las agujas que están dentro de las jeringas) a uno de los polos de la fuente de poder (batería de 9 V o convertidor de corriente alterna a directa, conectado a la toma de corriente que suministre un voltaje de entre 3 y 12 V), y permite que pase la corriente eléctrica (Figura 4).

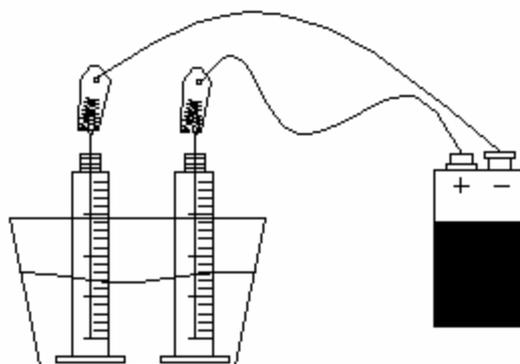


Figura 4

8. Notarás que, a medida que pasa la corriente eléctrica, en cada electrodo se desprende un gas y se desplaza distinto volumen de líquido. Suspende el paso de corriente cuando notes que ya no se desprende gas.
9. Anota el volumen de gas obtenido en cada uno de los electrodos (jeringas).
10. Para comprobar la naturaleza de los gases recogidos, realiza las siguientes pruebas:
 - a. Oxígeno. Gira la jeringa de manera que la parte abierta quede hacia arriba, y rápidamente introduce una astilla de madera con un punto en ignición. Si el gas obtenido es oxígeno (O_2), la astilla arderá más intensamente.

- b. Hidrógeno. Gira la jeringa de manera que la parte abierta quede hacia arriba, y acerca rápidamente un fósforo encendido a la boca de la misma. Una pequeña explosión indica la presencia de hidrógeno (H_2).
11. Lava el material que utilizaste.

Cuestionario

1. ¿Por qué se dice que ésta es una celda electrolítica?
2. ¿Cuál es la función del bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$)?
3. ¿Qué tipo de reacción se lleva a cabo en el ánodo?
4. ¿Qué tipo de reacción se lleva a cabo en el cátodo?
5. ¿Qué elemento se recoge en el ánodo y cuál en el cátodo?
6. ¿Cómo se puede saber cuál de los electrodos funciona como ánodo y cuál como cátodo?
7. ¿Qué sucedería si durante la electrólisis se invirtiera la polaridad de los electrodos, es decir, cambiaras de lugar las conexiones de los electrodos en la batería?

Experimento 30

Electrocoagulación de aguas residuales simuladas

LIMPIANDO EL AGUA CON ELECTRICIDAD

Objetivos

- Llevar a cabo un método de purificación de agua utilizando electricidad.

Introducción

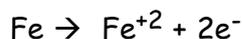
Billones de litros de aguas residuales fluyen diariamente de las plantas textiles, generando gran cantidad de desechos de colorantes. Estos desechos pueden contener hasta más de 20 g de colorante por litro, y ocasionan daños considerables al medio ambiente ya que modifican la absorción de la luz en el agua, lo que impide su participación en procesos biológicos acuáticos fundamentales.

Además, los colorantes actúan con diferentes grados de toxicidad y pueden ocasionar problemas de salud a la población en general, por lo que se han estudiado varias alternativas para mejorar la calidad de este tipo de aguas:

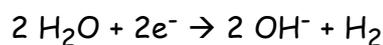
- a. Tratamientos físicos, como adsorción en carbón activado, ósmosis inversa y ultrafiltración. Sin embargo, la principal desventaja de estos métodos es que sólo son útiles en bajas concentraciones de contaminantes.
- b. Tratamientos químicos, como la oxidación o reducción química con diversas sustancias, precipitación, floculación, coagulación, etc. Sin embargo, las sustancias muchas veces son difíciles de conseguir o manipular, y aunado a ello, los precipitados que se forman con estos métodos son voluminosos.
- c. Tratamientos biológicos. La biorrecuperación en estos casos es un proceso difícil, debido a que los microorganismos son muy sensibles a las grandes cantidades de colorante desechados.
- d. Procesos electroquímicos, en donde se aprovechan dos efectos:
 - La producción de gases O_2 y H_2 (por la electrólisis del agua), que se adhieren a las especies contaminantes y facilitan su movimiento hacia la superficie, donde pueden ser colectadas.

- El uso de ánodos de hierro o aluminio que, al aplicar electricidad, producen hidróxidos de estos metales, los que al ser insolubles pueden precipitarse.

La reacción en el ánodo es:



La reacción en el cátodo es:



La ecuación global es:



Una vez que se produce el hidróxido metálico, los contaminantes se pueden extraer por dos métodos:

- **Complejación superficial**, en donde los contaminantes se pueden "atar" al hidróxido de hierro.
- **Atracción electrostática**. Como las partículas de hidróxido de hierro contienen regiones cargadas eléctricamente, atraen a las regiones con cargas opuestas de las especies contaminantes y las remueven de la solución.

Los **lodos sólidos** producidos son más compactos que los obtenidos por los métodos químicos.

A continuación se presenta un experimento donde se utiliza un electrodo de hierro para proporcionar los iones metálicos que permitan la formación del hidróxido insoluble que adsorberá a un colorante presente en la solución.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- Evita provocar un corto circuito. Desconecta los electrodos de la batería o del convertidor de corriente en cuanto termines el experimento.

Materiales

- 2 vasos de precipitados de 10 mL
- 1 espátula
- 2 clavos de hierro ó 2 clips de hierro sin cromar
- 1 pila de 9 V o un convertidor de corriente alterna a directa
- 2 caimanes

- 1 palillo de madera
- 1 pipeta Pasteur
- 1 trozo de algodón pequeñísimo
- 1 jeringa de 5 mL, sin aguja y con un trozo de manguera de hule en la punta
- 1 soporte universal
- 1 pinza de tres dedos
- 1 probeta de 10 mL
- 1 trozo de alambre de 10 cm, de cualquier material

Reactivos

arena fina
azul de metileno (solución al 2%, por ejemplo: del que se usa para las peceras)
bicarbonato de sodio (NaHCO_3)
agua

Procedimiento

1. Con la probeta mide 6 mL de agua y viértelos en un vaso de precipitados de 10 mL. Agrega un poco de bicarbonato de sodio (NaHCO_3), aproximadamente 30 mg, y una gota de azul de metileno. Mezcla todo.
2. Sumerge los dos clavos (o clips) en la solución, sin que se toquen.
3. Conecta los clavos a las terminales de la pila o del convertidor de corriente por medio de los alambres con caimanes (Figura 1).

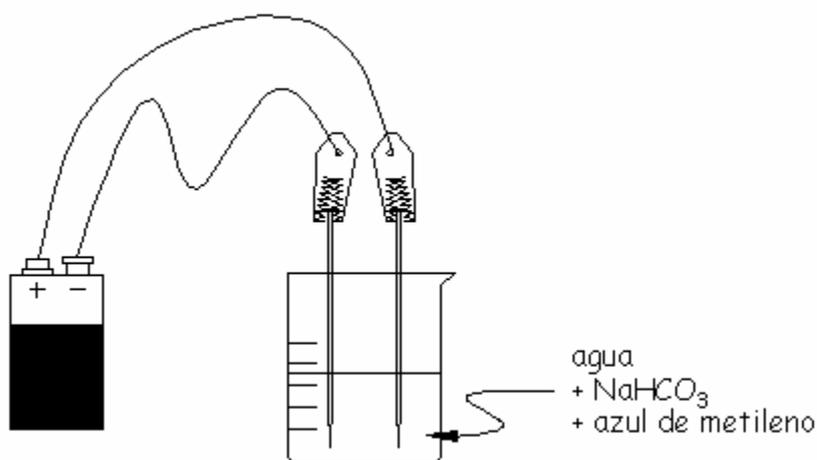


Figura 1

4. Deja pasar la corriente eléctrica durante 2 minutos, agitando la solución con el palillo. Detén la reacción, desconectando un caimán.

5. Limpia con el palillo el electrodo (clavo o clip) "sucio", procurando que los productos caigan en la solución, y agítala.
6. Vuelve a conectar el caimán otros 3 minutos y desconéctalo.
7. Limpia los electrodos con el palillo, dentro de la solución, y retíralos.
8. Prepara un filtro de arena:
 - a. Con ayuda del alambre, introduce un trozo pequeñísimo de algodón por la parte gruesa de la pipeta Pasteur, hasta que llegue al cuello.
 - b. Llena con arena fina la pipeta, hasta una altura de 3 a 3.5 cm.
 - c. Sostén la pipeta en posición vertical en el soporte, utilizando la pinza de tres dedos.
 - d. Coloca un vaso de precipitados limpio debajo de la punta de la pipeta.
9. Vierte un poco del agua tratada por la parte gruesa de la pipeta. Con el trozo de manguera, conecta la jeringa, llena de aire, a la parte superior de la pipeta, y presiona el émbolo para acelerar la filtración (Figura 2). Anota tus observaciones.
10. Filtra una muestra de agua con colorante (sin tratamiento con electricidad). Anota tus observaciones y compara tus resultados con los observados para la filtración del agua tratada con electricidad.

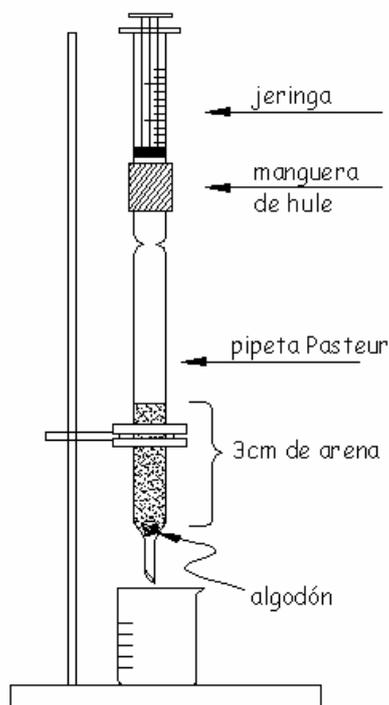


Figura 2

Cuestionario

1. ¿Cuáles son las características que observas en el agua antes de tratarla con electricidad?
2. ¿Qué se observa durante el paso de la electricidad?
3. ¿Cuál es el electrodo que se "ensucia", el ánodo o el cátodo?
4. ¿Qué características observas en el agua después del tratamiento con electricidad y antes de filtrarla?
5. ¿Qué características observas en el agua tratada con electricidad después de filtrarla?
6. ¿Qué diferencia encuentras entre el agua filtrada con tratamiento con electricidad y el agua sin tratamiento?
7. De acuerdo con tus observaciones, ¿es eficaz el tratamiento con electricidad para quitar los colorantes del agua?

Experimento 31

Recubrimiento electrolítico

LAS APARIENCIAS ENGAÑAN

Objetivos

- Recubrir una moneda con cobre, por medio de un proceso de electrodeposición.
- Llevar a cabo una de las aplicaciones de los procesos electrolíticos.

Introducción

La electrólisis es un proceso en el que se utiliza la energía eléctrica para generar una reacción química que no es capaz de ocurrir por sí misma (ver experimentos 29, electrólisis del agua, y 30, limpieza de aguas residuales simuladas por electrocoagulación).

Los procesos electrolíticos se utilizan, entre otras cosas, para la obtención de algunos elementos, tales como el aluminio, a partir del mineral bauxita, que contiene óxido de aluminio (Al_2O_3); para obtención del sodio metálico (Na) y el gas cloro (Cl_2), que se obtienen por medio de una electrólisis del cloruro de sodio (NaCl) fundido, etc.

Los procesos electrolíticos también se utilizan para proteger a algunos metales de la corrosión, ya que permiten recubrirlos con una capa de otro metal. Este es el caso del zinc, que se utiliza para proteger al hierro de la oxidación.

El procedimiento electrolítico se emplea actualmente para producir las monedas de un centavo en Estados Unidos pues, a principios de la década de los ochenta, el costo para producir una moneda de cobre se fue tan alto que el Departamento del Tesoro de ese país decidió hacer estas monedas con un metal más barato, como el zinc, y recubrirlo de cobre.

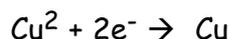
Para construir una celda electrolítica en la que se lleve a cabo un electrodeposición, se necesitan los siguientes elementos:

- Electrodo. Como ánodo se utiliza una pieza del metal con el que se hará el recubrimiento, y como cátodo, el objeto que se desea recubrir (generalmente se trata de un objeto metálico).
- Electrolito. Se utiliza una solución de una sal del metal que se requiere para el recubrimiento.
- Fuente de poder. Ésta se utiliza para proveer la electricidad necesaria para llevar a cabo la reacción.

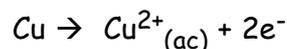
Cuando se hace pasar corriente eléctrica a través de la solución, los iones del metal se depositan sobre el objeto que se va a recubrir, en tanto que los átomos del metal en el ánodo se oxidan y se transforman en iones, reponiendo así los átomos perdidos por la solución. De esta manera, la cantidad de iones en la solución permanece constante, y lo que se consume es la barra del metal que funciona como ánodo.

En este experimento se llevará a cabo un electrodepósito de cobre. La celda electrolítica se construye empleando un alambre de cobre como ánodo; como cátodo se utilizará una moneda o cualquier otro objeto metálico, los cuales se sumergen parcialmente en una solución de sulfato de cobre (II) (CuSO_4). Ambos electrodos (ánodo y cátodo) se conectan a una batería de 9 V o un convertidor de corriente alterna a directa.

Al pasar la corriente eléctrica a través de la celda electrolítica, el ion Cu^{2+} (presente en la solución de sulfato de cobre (II)) se dirige hacia el cátodo de la celda (moneda), en donde se lleva a cabo la reducción del ion:



originando un electrodepósito de cobre en la moneda. Simultáneamente, el ánodo de la celda (alambre de cobre) se oxida:



lo cual origina que el alambre se consuma durante el proceso de electrólisis.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- Evita provocar un cortocircuito. Desconecta los electrodos de la batería o del convertidor de corriente en cuanto termines el experimento.

Materiales

- 1 vaso de precipitados de 20 mL
- 1 batería de 9 V o un convertidor de corriente alterna a directa
- 2 caimanes
- 1 moneda de 5 ó 10 centavos

Reactivos

sulfato de cobre (CuSO_4), solución al 5%

alambre o lámina de cobre (Cu)

Procedimiento

1. Vierte aproximadamente 15 mL de solución de sulfato de cobre (CuSO_4) en el vaso de precipitados.
2. Conecta uno de los caimanes a la pieza de cobre y el otro a la moneda.
3. Introduce el cobre y la moneda en el vaso de precipitados, evitando el contacto entre ellos.
4. Por medio de los caimanes, conecta la moneda y el cobre a la fuente de poder (batería o convertidor de corriente), colocando el cobre en el polo positivo y la moneda en el negativo (Figura 1).
5. Permite el paso de la corriente eléctrica. Anota tus observaciones.

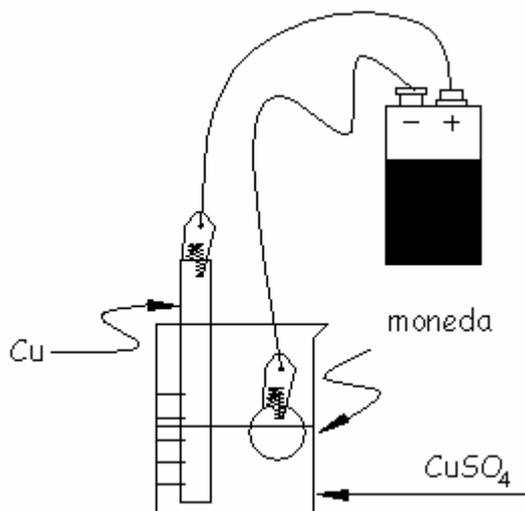


Figura 1

Cuestionario

1. ¿Qué es una celda electrolítica?
2. ¿Qué diferencia hay entre una celda electrolítica y una celda galvánica?
3. Menciona tres objetos que conozcas, en cuya elaboración haya intervenido el proceso de electrodeposición de algún metal.
4. Si el metal con el que se quiere recubrir un objeto es la plata, ¿qué materiales se deben emplear en la celda electrolítica?
5. Menciona dos procesos electrolíticos de utilidad en la industria.

Experimento 32

Hidrocarburos

MÁS CALIENTE QUE UN HORNO

Objetivos

- Preparar acetileno.
- Reconocer el uso de los hidrocarburos como combustibles.

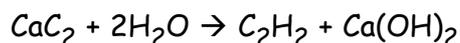
Introducción:

Los **compuestos orgánicos** son aquellos compuestos constituidos principalmente por átomos de carbono, los cuales se unen formando cadenas.

Los **hidrocarburos** son compuestos orgánicos, formados exclusivamente por hidrógeno y carbono. Dependiendo del número de enlaces que hay entre los átomos de carbono se pueden clasificar como:

- **Alcanos.** Aquellos que en su molécula tienen únicamente enlaces sencillos C-C. Por ejemplo: el butano, presente en el gas de uso doméstico.
- **Alquenos.** Aquellos que presentan algún doble enlace C=C en su molécula. Por ejemplo: el eteno o etileno, que se utiliza entre otras cosas para la producción de polietileno.
- **Alquinos.** Aquellos que presentan en su molécula algún triple enlace C≡C. Por ejemplo: el etino o acetileno, cuyo uso más importante está en la soldadura.

El siguiente experimento consiste en obtener acetileno (C₂H₂) por medio de la reacción del carburo de calcio (CaC₂) con agua.



El acetileno es el gas que se utiliza en los sopletes de oxiacetileno, ya que cuando arde en oxígeno llega a producir temperaturas superiores a los 3000°C, por lo

que se utiliza para soldar y para cortar láminas de acero. Las mezclas de acetileno con aire u oxígeno son explosivas, por lo que hay que manejar este gas con cuidado.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- Ten mucho cuidado al acercar el cerillo a los tubos con acetileno. Hazlo alejando tu mano y el tubo lo más posible de tu cuerpo y de tus compañeros.
- Utiliza tu bata y, de ser posible, utiliza lentes de protección.

Materiales

- 1 gradilla
- 1 gotero
- 1 tubo de ensaye pequeño (aproximadamente de 10 mL)
- cerillos

Reactivos

carburo de calcio (CaC_2)
agua (H_2O)
indicador de col morada

Procedimiento

1. Coloca en la gradilla un tubo de ensaye **COMPLETAMENTE SECO**.
2. Introduce en el tubo de ensaye una pieza pequeña (aproximadamente del tamaño de una lenteja) de carburo de calcio (CaC_2).
3. Agrega UNA GOTA de agua al tubo de ensaye. Notarás el desprendimiento de un gas. Es el acetileno.
4. Acerca un cerillo encendido a la boca del tubo (alejando tu mano y el tubo lo más posible de tu cuerpo y de tus compañeros).
5. Antes de que la flama se extinga, agrega otra gota de agua. Observarás que la flama se intensifica. Continúa agregando agua, gota a gota, hasta que no se desprenda más gas. Si la flama se llega a extinguir puedes encenderla de nuevo acercando un cerillo encendido, inmediatamente después de haber agregado una gota de agua, cuando notes que hay más desprendimiento del gas.
6. Cuando todo el carburo de calcio haya reaccionado, agrega una gota de indicador ácido-base al residuo de la reacción. Anota el color que toma el indicador, y señala si corresponde a un medio ácido o a un medio básico.
7. Lava el material que utilizaste.

Cuestionario

1. ¿Cuál es la principal fuente de la que se obtienen los hidrocarburos?
2. Menciona dos usos principales de tres hidrocarburos distintos.
3. Menciona un uso del acetileno (distinto al de los sopletes oxiacetilénicos).
4. ¿Por qué debe estar perfectamente seco el tubo en el que se lleva a cabo la reacción antes de introducir el carburo de calcio?
5. ¿A qué se debe que el residuo de la reacción de obtención del acetileno registre un pH alcalino?

Experimento 33

Sustancias orgánicas como combustibles

ALCOHOL SÓLIDO

Objetivos

- Comprobar la combustibilidad de compuestos orgánicos.
- Preparar un gel que se utiliza como combustible.

Introducción:

Se conoce como combustión al proceso de oxidación rápida de una sustancia, acompañado de desprendimiento de calor y frecuentemente de luz.

Para que pueda existir la combustión se necesita un combustible, que es la sustancia que se quema, y un comburente, que es la sustancia que permite la combustión (que suele ser el oxígeno).

En el caso de los combustibles comunes (por ejemplo: la gasolina), el proceso consiste en una reacción química con el oxígeno de la atmósfera que lleva a la formación de dióxido de carbono, monóxido de carbono y agua, junto con otros productos como dióxido de azufre, que proceden de los componentes menores del combustible.

La mayoría de los procesos de combustión libera energía (casi siempre en forma de calor), que se aprovecha en los procesos industriales para obtener fuerza motriz, o para la iluminación y calefacción domésticas. La combustión también resulta útil para obtener determinados productos, como en el caso de la combustión de azufre para formar dióxido de azufre y, obtener a partir de éste, ácido sulfúrico. Otro uso corriente de la combustión es la eliminación de desechos, aunque con frecuencia se obtienen productos nocivos al hacerlo.

Al ser la combustión un punto clave en la producción de energía, se destinan grandes esfuerzos a la investigación y descubrimiento de procesos más eficaces para quemar combustibles.

Otra parte del esfuerzo de los investigadores se dirige a reducir la cantidad de contaminantes que se liberan durante la combustión, pues estos productos son causa de importantes problemas en el medio ambiente, como es el caso de la lluvia ácida.

Existe también la combustión espontánea, que se refiere a la ignición de las sustancias sin aplicar una fuente externa de calor. La combustión espontánea puede ocurrir cuando se almacenan apiladas grandes cantidades de materiales inflamables (como carbón, heno húmedo o trapos grasientos) en un área en la que no circula el aire. Las reacciones químicas (como la oxidación o la fermentación) producidas en el apilamiento, liberan calor que queda atrapado dentro de los materiales inflamables. A su vez, el calor atrapado aumenta la velocidad de la reacción productora de calor, y al final el material inflamable puede calentarse lo suficiente como para quemarse y producir fuego.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- Protégete con una bata
- Ten cuidado de no quemarte cuando enciendas el gel, pues la flama casi no se ve, pero el material está caliente.
- Deja que el material se enfríe antes de tocarlo.

Materiales

- 1 balanza
- 1 vaso de precipitados de 10 mL
- 1 pipeta graduada de 5 mL
- 1 agitador de vidrio
- 1 espátula
- 2 cápsulas de porcelana
- 1 cronómetro o reloj
- cerillos

Reactivos

alcohol etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)
acetato de calcio ($\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$)
agua (H_2O)

Procedimiento

1. En un vaso de precipitados prepara una disolución saturada de acetato de calcio ($\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$), disolviendo 1 g de esta sustancia en 3 mL de agua.
2. Agrega 6 ó 7 mL de alcohol etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) a la solución que preparaste, y agita la mezcla hasta que se forme un gel. A este gel se le conoce como alcohol sólido.
3. Utilizando una espátula, separa un poco del sólido, colócalo en una cápsula de porcelana y enciéndelo. Anota tus observaciones. Lava la cápsula, pues se requiere para el siguiente paso.
4. Coloca una pequeña cantidad de alcohol etílico (líquido) en una cápsula de porcelana, y una pequeña cantidad de acetato de calcio en la otra. Con un cerillo intenta encender cada una de estas sustancias. Anota tus observaciones.
5. Enciende el contenido del vaso en el que preparaste el alcohol sólido y registra el tiempo que tarda en extinguirse la flama.
6. Coloca la misma cantidad de alcohol etílico que utilizaste en la preparación del gel en una cápsula de porcelana y enciéndelo. Registra el tiempo que tarda en extinguirse la flama.
7. Lava el material que utilizaste.

Cuestionario

1. ¿Qué es una combustión?
2. ¿Qué es un combustible y qué es un comburente?
3. En el producto que preparaste en la práctica, ¿cuál es la sustancia combustible? ¿Cuál de las pruebas realizadas te lleva a esta conclusión?
4. En base a las observaciones que realizaste durante el experimento, ¿qué resulta más eficaz para que dure el fuego encendido más tiempo: la preparación del gel o el uso directo del combustible?
5. ¿Cuál es el producto que se obtiene de la combustión del alcohol etílico?
6. ¿Qué se observa en el residuo del gel después de que se extingue la llama?

Experimento 34

Polímeros

¡DIVIÉRTETE CON LA SUPERGOMA!

Objetivos

- Describir lo que es un polímero.
- Elaborar un objeto utilizando polímeros.

Introducción

Los **polímeros** son compuestos cuyas moléculas son de gran tamaño, que suelen formar cadenas, y se obtienen a partir de moléculas pequeñas llamadas **monómeros**.

Los polímeros pueden ser líquidos o sólidos. Sus propiedades dependen del tipo de monómeros que los forman, la longitud de las cadenas, la manera como se unen esas cadenas entre sí para formar estructuras tridimensionales, etc.

Al número de unidades (monómeros) que se repite en un polímero, se le llama **grado de polimerización**. A los materiales con un grado elevado de polimerización se les denomina **altos polímeros**.

Muchas de las sustancias orgánicas presentes en la materia viva, como las proteínas, la celulosa, el almidón, el caucho y las resinas, son polímeros. También lo son muchos materiales sintéticos, como los plásticos, las fibras textiles como el nylon o el poliéster, el hule espuma, el unicel, etc.

Existen dos métodos generales para formar polímeros a partir de monómeros: la polimerización por adición y la polimerización por condensación.

En la **polimerización por adición** se unen monómeros que contienen una doble ligadura $C=C$ en un proceso catalizado.

Algunos ejemplos de polímeros de adición son el polietileno, con el que se fabrican bolsas y empaques, el policloruro de vinilo (PVC) utilizado en las tuberías, el

poliestireno empleado en la fabricación de espuma aislante, y el politetrafluoroetileno (teflón), que se utiliza como recubrimiento antiadherente en utensilios de cocina.

En la **polimerización por condensación**, se forman largas cadenas como resultado de la combinación de dos moléculas diferentes mediante la pérdida de alguna molécula pequeña, que generalmente es agua.

Algunos polímeros de condensación típicos son las poliamidas como el nylon y los poliésteres como el polietilentereftalato (PET), que se usan entre otras cosas en la fabricación de fibras textiles y botellas para refrescos.

Cuando un polímero fluye y se puede someter a un proceso de moldeo, extrusión o laminado, se le denomina **plástico**. Hay dos tipos de plásticos: los **termoplásticos**, que pueden suavizarse o volver a moldearse por calentamiento y los **termoestables**, que no se pueden volver a moldear.

Muchos pegamentos comunes son polímeros. Por ejemplo: los adhesivos vinílicos que se utilizan para pegar madera, papel, etc., tienen como componente principal al alcohol polivinílico. El siguiente experimento consiste en agregar una sustancia (bórax) a un pegamento hecho a base de alcohol polivinílico, que permite la unión de unas cadenas de polímero con otras, de manera que el polímero adquiere rigidez.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- Utiliza tu bata.

Materiales

- 2 vasos pequeños de plástico
- 1 cuchara sopera (10 mL)
- 1 mortero con pistilo
- palito de madera (como los de las paletas)

Reactivos

bórax (tetraborato de sodio decahidratado, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$)
pegamento vinílico (pegamento blanco, por ejemplo: "Resistol 850")
agua (H_2O)

Procedimiento

1. En el mortero muele muy bien 2 cucharadas de bórax.
2. En un vaso de plástico, vierte 2 cucharadas de agua (20 mL). Agrega poco a poco el polvo de bórax, y agitando continuamente durante unos minutos, disuelve la mayor cantidad posible de esta sustancia,
3. Coloca 1 cucharada (10 mL) de pegamento vinílico (por ejemplo, "Resistol 850") en otro vaso de plástico (si lo deseas, puedes agregar unas gotas de colorante). Agrega 1 ó 2 cucharadas de la solución de bórax que preparaste en el paso 2. Agita bien con el palito de madera. Observarás que el líquido se transforma en un sólido tipo "esponja", que retiene gran cantidad de agua.
4. Saca del vaso la "goma" que se formó, y elabora una pelotita, trabajándola con los dedos para que vaya perdiendo el agua. Si se aprieta bien, sigue perdiendo agua (absórbela con un papel o una tela).
5. Si se deja caer sobre una superficie dura, esta pelotita rebota. Mientras más agua le quites, mejor rebota. Ahora podrás disfrutar de este juguete polimérico que fabricaste.

Cuestionario

1. ¿Qué es un polímero?
2. ¿Qué es un monómero?
3. Investiga la fórmula de los monómeros de los siguientes polímeros:
 - Politetrafluoroetileno (teflón)
 - Polipropileno
 - Policloruro de vinilo (PVC)

Experimento 35

Contenido de vitamina C

¿QUIÉN DA MÁS?

Objetivos

- Comparar el contenido de vitamina C en distintos jugos de frutas, utilizando una reacción de oxidación-reducción.
- Observar la oxidación de la vitamina C con yodo

Introducción

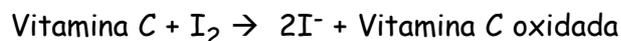
Las **vitaminas** son sustancias orgánicas que se necesitan ingerir, en pequeña proporción, para que nuestro organismo funcione correctamente.

Existen dos grupos de vitaminas:

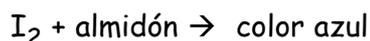
- **Liposolubles** (se disuelven en grasas): vitaminas A, D, E y K. Con la ayuda de las grasas de los alimentos, desde el intestino son absorbidas por la sangre y pueden almacenarse en la grasa corporal. Las vitaminas A y D pueden llegar a volverse tóxicas si se acumulan en grandes cantidades.
- **Hidrosolubles** (se disuelven en agua): complejo B y vitamina C. El cuerpo tiene una capacidad limitada para almacenarlas; es por esto que desecha lo que no puede ser usado inmediatamente, y hay que consumirlas con regularidad. Las vitaminas hidrosolubles pueden perderse al cocinar los alimentos que las contienen, pues se pueden destruir o quedar en el agua donde éstos se cocinaron.

La vitamina C es esencial para el crecimiento de huesos y dientes, para el mantenimiento de los tejidos subcutáneos y las paredes de los vasos sanguíneos y para sanar las heridas. Es necesario consumirla en la dieta para prevenir la enfermedad conocida como escorbuto, que se caracteriza por debilidad, cambios en la sangre y las encías, y hemorragias en los tejidos del cuerpo.

La vitamina C participa en numerosas reacciones de óxido-reducción dentro de nuestro organismo. Como se discutió en el experimento 6, cuando reduce a otras moléculas, ella se oxida. En este experimento se aprovechará la capacidad reductora de la vitamina C, que puede actuar sobre el yodo de acuerdo con la siguiente reacción:



El yodo, en presencia del almidón, toma una coloración azul. Si se agrega una pequeña cantidad de almidón al jugo que se quiere analizar y enseguida se le agrega yodo, el yodo reaccionará con la vitamina C del jugo. Cuando toda la vitamina C haya reaccionado con el yodo, al agregar más yodo, éste quedará libre para combinarse con el almidón presente y tomar el color azul, como se indica a continuación:



Si se miden cantidades iguales de distintos jugos, se añaden unas gotas de almidón y se agrega yodo, el jugo al que haya que adicionar más yodo para obtener la coloración azul con el almidón será aquel que tenga mayor cantidad de vitamina C.

Desarrollo Experimental

Medidas de seguridad:

- El yodo mancha la piel y ropa. Protégete con una bata.

Materiales

- 3 tubos de ensaye de 10 ó 15 mL
- 1 jeringa de 10 mL, sin aguja
- 1 gotero

Reactivos

- jugo de limón
- jugo de naranja natural
- jugo de naranja envasado
- tintura de yodo (solución de yodo, I_2)
- almidón (puede utilizarse "Maizena", que es almidón de maíz)
- los jugos que se quieran comparar

Procedimiento

1. Prepara el indicador disolviendo 1 cucharadita de almidón en una taza de agua hirviendo.
2. Con la jeringa, sin aguja, mide 2 mL de cada uno de los jugos que deseas probar, y vierte cada uno en un tubo de ensaye. Lava la jeringa después de medir cada jugo.
3. Agrega a cada uno de los jugos 5 gotas del almidón preparado.
4. Utilizando el gotero, agrega la solución de yodo, gota a gota, a uno de los jugos, agitando después de cada adición. Cuenta cuántas gotas de yodo agregas antes de que aparezca el color azul oscuro.
5. Repite el procedimiento con cada una de las muestras de jugo.
6. Anota los resultados obtenidos.
7. Se puede comparar también el contenido de vitamina C de jugos naturales frescos con los refrigerados.

Cuestionario

1. ¿Cuál de los jugos que utilizaste en el experimento tiene mayor cantidad de vitamina C?
2. ¿Por qué se dice que la vitamina C es un antioxidante?
3. ¿Qué cambio sufre el yodo en su estado de oxidación al reducirse en esta reacción?
4. Para evitar que las manzanas partidas se oscurezcan al contacto con el aire, se les puede rociar con jugo de limón. ¿Cómo podrías explicar este fenómeno?

Experimento 36

Carbohidratos

ALMACENES DE ENERGÍA

Objetivos

- Obtener almidón a partir de la papa.
- Identificar la presencia de almidón por medio de su reacción con yodo.
- Comprobar si un alimento rico en carbohidratos tiene azúcares sencillos o polisacáridos.

Introducción

Los carbohidratos son las sustancias que en el organismo se encargan, entre otras cosas, de proveernos de energía. Como ejemplos tenemos los azúcares, el almidón y la celulosa. Las plantas verdes elaboran los carbohidratos a partir de bióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O), utilizando la energía del sol durante la fotosíntesis.

El nombre de carbohidratos surgió a principios del siglo XIX cuando se analizaron algunos carbohidratos y se encontró que están formados por carbono, hidrógeno y oxígeno. Estos últimos se encuentran en la misma proporción que en el agua (es decir, un átomo de oxígeno por cada dos de hidrógeno), de donde surgió el nombre de **hidratos de carbono** o **carbohidratos**. Muchos carbohidratos tienen la fórmula $\text{C}_x(\text{H}_2\text{O})_y$, aunque el grupo de los carbohidratos incluye a muchas sustancias más de las que cumplen con esta fórmula.

Los carbohidratos incluyen compuestos con moléculas pequeñas, como la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), que es el azúcar que viaja en la sangre y entra a nuestras células, y de la cual obtienen la energía que requieren para realizar todas sus funciones. También pueden ser moléculas con dos unidades de azúcares simples, como la sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) o azúcar de mesa, y aquellas que tienen largas cadenas de azúcares simples, llamadas polisacáridos, entre los que se encuentran el almidón y la celulosa, formados por una gran cantidad de unidades de glucosa.

El almidón es el componente principal de los cereales. Es el carbohidrato que las plantas sintetizan para almacenar la glucosa y utilizarla cuando sea necesario.

Por ser una molécula muy grande, el almidón tarda más tiempo en digerirse que los azúcares más sencillos (como el azúcar de mesa), por lo que éstos nos proporcionan energía más rápidamente que los alimentos ricos en almidón. Por eso existen concentrados energéticos que contienen azúcares sencillos, como la glucosa, para los deportistas de alto rendimiento.

Como se mencionó en los experimentos 6 y 35, cuando el almidón se combina con el yodo forma un compuesto azul marino o violeta, el cual nos permite identificar su presencia.

En el siguiente experimento se obtendrá almidón a partir de la papa, y se aprovechará su reacción con yodo para identificar su presencia en diversos alimentos y distinguirlos de aquellos que, siendo ricos en carbohidratos, contienen azúcares más sencillos.

Almidón + yodo → color azul oscuro
Azúcar + yodo → color amarillo

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- El yodo mancha la piel y la ropa. Protégete con una bata.

Materiales

- 1 rallador
- 1 plato
- 1 vaso de precipitados de 100 mL
- 1 cuchara de plástico
- 1 gotero o una jeringa con aguja
- 1 trozo de tela de tejido abierto (tipo gasa), de unos 10 cm x 10 cm

Reactivos

papa
tintura de yodo (solución de yodo, I₂)
harina
refresco sin color (por ejemplo: uno de sabor lima-limón)
pan
caramelo

tortilla
azúcar
miel de maíz para bebé

Procedimiento

PARTE A. EXTRACCIÓN DE ALMIDÓN DE LA PAPA

1. Corta un trozo de papa (un cubo de aproximadamente 3 cm de lado). Rállalo y dépositalo en un vaso de precipitados.
2. Mezcla la papa rallada con el doble de volumen de agua que el que tengas de papa, y agítala fuertemente con la cuchara (Figura 1).

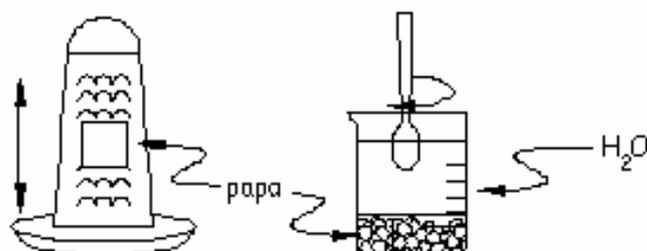


Figura 1

3. Filtra el contenido del recipiente a través de una tela que tenga el tejido abierto (como la gasa), con el fin de eliminar las partículas más gruesas (Figura 2).
4. Del filtrado (líquido) que se obtiene, espera a que precipiten (se asienten) los granos de almidón y decanta el líquido sobrenadante.
5. Agrega a este líquido unas gotas de solución de yodo. Si obtienes una coloración morada o azul oscura, se comprueba que lo que se ha obtenido es almidón.



Figura 2

PARTE B. IDENTIFICACIÓN DE LA PRESENCIA DE ALMIDÓN EN ALIMENTOS RICOS EN CARBOHIDRATOS

1. Haz la prueba para detectar el almidón en los alimentos mencionados en la sección de reactivos, agregando una gota de yodo a una muestra de cada uno de ellos. La aparición del color oscuro te indicará la presencia de almidón en la muestra.
2. Intenta con otros alimentos como cereales, verduras o frutas. Puede suceder que en las frutas y verduras el yodo tarde algún tiempo en tomar la coloración azul, debido a que el almidón está dentro de las células. Espera 5 minutos para ver si la coloración azul aparece o no.

Cuestionario

1. ¿Qué es un carbohidrato?
2. ¿Qué es un monosacárido?
3. ¿Qué es un polisacárido?
4. ¿De qué están hechos el almidón y la celulosa? ¿Cuál es la diferencia entre ellos?

Experimento 37

Obtención de jabón

¡RECHINANDO DE LIMPIO!

Objetivos

- Preparar jabón por medio de la hidrólisis de una grasa.
- Identificar los grupos funcionales de las moléculas de las grasas y los jabones.
- Describir el mecanismo de la acción limpiadora de un jabón.

Introducción

La fabricación de jabón es una de las ramas más antiguas de la industria química. El jabón se conoce aproximadamente desde el año 600 a. C.

Químicamente, el jabón es una mezcla de las sales de sodio o de potasio de ácidos grasos de cadena larga, producidas por la **hidrólisis (saponificación)** de una grasa animal o vegetal con un **álcali** (como la sosa).

Las grasas y los aceites son **triglicéridos**. Pertenecen al grupo de los **ésteres**, que son compuestos formados por la reacción de ácidos orgánicos con alcoholes. En el caso de los triglicéridos, el alcohol que interviene es el glicerol o glicerina, y los ácidos son del grupo conocido como **ácidos grasos**, que poseen una larga cadena de carbonos no ramificada. En la saponificación, la reacción que se lleva a cabo es una hidrólisis, es decir, se rompe la molécula de la grasa y se obtienen un alcohol (glicerol) y la sal correspondiente al ácido graso (jabón).



Los jabones ejercen su acción limpiadora debido a que los dos extremos de su molécula son muy diferentes. Uno de los extremos de la molécula es iónico y tiende a disolverse en el agua. La otra parte es la **cadena no polar** y tiende a disolverse en la grasa. Gran parte de las manchas de grasa son no polares y por eso no se pueden disolver en el agua, que es muy polar.

Cuando el jabón se pone en contacto con el agua se dispersa, formando micelas (Figura 1). En ellas, las partes no polares del jabón (que no son compatibles con el agua), se orientan hacia el interior de la micela, en tanto que las parte iónicas se orientan hacia afuera para interaccionar con las moléculas polares de agua. El jabón disuelve a la grasa llevando las moléculas de la misma hacia el interior no polar de la micela, para que pueda ser arrastrada por el agua.

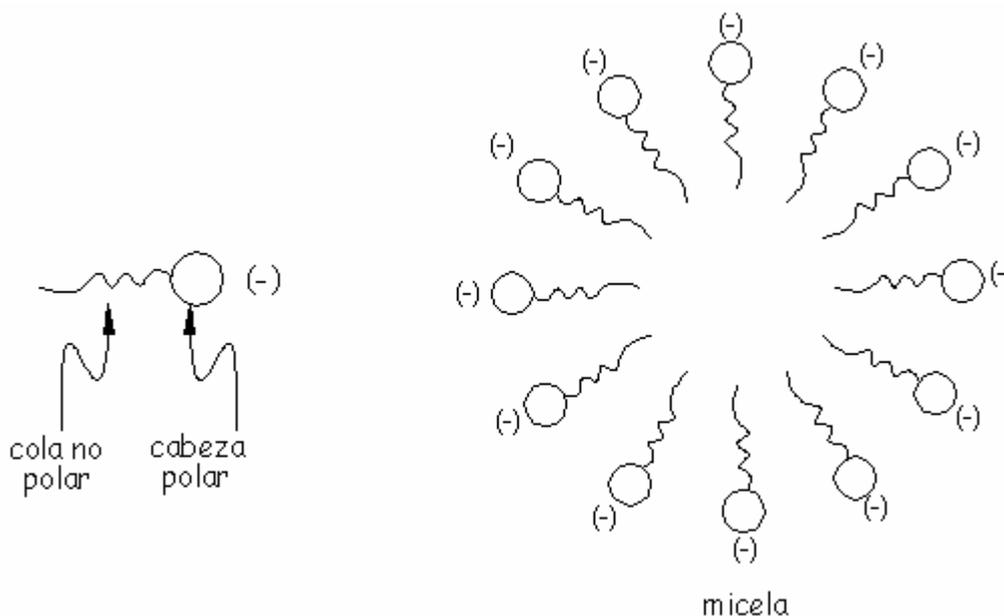


Figura 1

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- Maneja con mucho cuidado el hidróxido de sodio (NaOH), ya que puede ocasionar quemaduras graves, incluso en soluciones diluidas.
- Protégete con una bata.

Materiales

- 2 vasos de precipitados de 50 mL
- 1 probeta de 10 mL
- 1 termómetro
- 1 vidrio de reloj
- 1 agitador de vidrio
- 1 mechero o lámpara de alcohol

- 1 recipiente para baño de agua caliente
- 1 tripie
- 1 tela de alambre con asbesto
pedritas de ebullición
tela de algodón (aproximadamente 10 cm x 10 cm)

Reactivos

alcohol etílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) al 96%

agua

hidróxido de sodio (NaOH)

cloruro de sodio (NaCl)

aceite de coco

Procedimiento

1. En un vaso de precipitados prepara 25 mL de solución saturada de cloruro de sodio (NaCl). (Se prepara disolviendo 7.5 g de NaCl en 25 mL de agua. Estas cantidades pueden variar, dependiendo de la temperatura.)
2. En otro vaso de precipitados, mezcla 5 mL de etanol al 96%, 5 mL de agua y 1.5 g de hidróxido de sodio (NaOH).
3. Añade unas pedritas de ebullición al segundo vaso.
4. Agrégale 2 mL de aceite de coco. (En caso de que la grasa sea sólida, pesa 2 g de ésta.)
5. Cubre el vaso de precipitados con un vidrio de reloj.
6. Caliéntalo en baño de agua durante 20 minutos, cuidando que la temperatura no pase de los 75°C .
7. Agrega esta mezcla al primer vaso, que contiene la solución saturada de cloruro de sodio (NaCl), y agita con un agitador de vidrio, hasta que la mezcla alcance la temperatura ambiente. Continúa agitando el precipitado gelatinoso formado hasta que pierda transparencia y se haga más sólido, agitando de vez en cuando durante unos minutos más. Separa de él la mayor cantidad posible de líquido. (Se puede compactar envolviéndolo en un trozo de tela de algodón y dejándolo secar.)
8. Mezcla el producto con agua y trata de sacar espuma.
9. Observa las características del producto obtenido.
10. Lava el material que utilizaste.

Cuestionario

1. Menciona algunos otros productos de limpieza (además del jabón) que se utilicen en tu casa.
2. ¿Qué diferencia encuentras entre el jabón que se preparó en este experimento y el que hay en tu casa?
3. ¿Qué diferencia hay entre un jabón y un detergente?
4. ¿Qué diferencia hay entre los jabones preparados utilizando hidróxido de sodio (NaOH) e hidróxido de potasio (KOH)?
5. ¿Qué sucede cuando el jabón se utiliza en agua dura? (Se dice que "se corta".)
6. ¿Cuáles son los grupos funcionales presentes en una grasa y en un jabón?

Experimento 38

Dureza del agua

AGUA DURA ¡Y NO ES HIELO!

Objetivos

- Describir las características del agua dura.
- Clasificar distintos tipos de agua en función de su dureza.

Introducción

El agua es una de las sustancias químicas más importantes para que la vida sea posible. La utilizamos en muchas de nuestras actividades diarias, como bañarnos, cocinar, limpiar, y como sabemos, necesitamos consumirla diariamente para sobrevivir. A pesar de que el agua tiene una apariencia casi igual en todos lados, sus características pueden variar enormemente. Tan sólo pensemos en el agua de mar, de un río, de un charco, o en la de la lluvia.

Una de las características más importantes del agua es que tiene gran capacidad para disolver diversas sustancias. Como se discutió en el experimento 15, mezclas homogéneas y heterogéneas, una disolución es lo que se obtiene cuando mezclas por ejemplo sal con agua y agitas la mezcla. La sal se vuelve "invisible". En realidad la sal no desaparece, sino que está ahora disuelta en el agua.

Muchos otros minerales pueden también disolverse en el agua, y en el caso particular de algunas sales de calcio y magnesio, al disolverse en ella, ocasionan un fenómeno llamado **dureza del agua**.

El término dureza se refiere a la cantidad de calcio y magnesio disueltos en el agua. Estos minerales tienen su origen en las formaciones rocosas calcáreas, y pueden ser encontrados, en mayor o menor cantidad, en la mayoría de las aguas naturales.

La presencia de calcio y magnesio en el agua causa dos problemas principales:

- Cuando el agua se calienta en un tubo, el calcio y el magnesio se precipitan formando una costra dura, de apariencia rocosa (sarro), que se deposita en el interior de las tuberías, obstruyéndolas.
- Cuando el calcio y el magnesio se combinan con el jabón, se dice que el jabón se "corta", pues no hace espuma. Esto interfiere con el efecto de limpieza, seca la piel, y forma depósitos en las cañerías y en las fibras textiles de la ropa.

La dureza no es en sí un problema de salud, sino más bien de funcionamiento de las instalaciones de purificación y distribución del agua, siendo la principal causa de obstrucción de las tuberías de agua potable.

En el siguiente experimento se comparará la dureza de aguas de distintos orígenes mediante su efecto en la eficacia del jabón para hacer espuma.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- Utiliza tu bata.

Materiales

- 5 tubos de ensaye (de aproximadamente 10 mL) con tapón de hule o de corcho
- 1 vaso de precipitados de 50 mL
- 1 agitador de vidrio
- 1 regla
- 1 gotero
- 1 rallador de verduras
- 1 hoja de papel

Reactivos

jabón de pastilla neutro
agua del grifo
agua mineral
agua desmineralizada para plancha
agua recolectada de una maceta, después de regarla
cloruro de calcio (CaCl_2), solución al 5%

Procedimiento

1. Sobre una hoja de papel, ralla una pequeña cantidad de jabón de pastilla (aproximadamente 1 g), y disuélvelo en 40 mL de agua desmineralizada (para la plancha), mezclando suavemente con el agitador de vidrio para no hacer espuma.
2. Etiqueta cada uno de los tubos con el nombre de la muestra de agua que se va a tratar (del grifo, mineral, de la plancha, de maceta, solución de CaCl_2).
3. Vierte 1 mL de cada una de las muestras de agua en los tubos correspondientes. (Ten cuidado de no contaminar un tipo de agua con otro.)
4. Añade 1 mL de solución de jabón a cada muestra, y agítala durante 15 segundos.
5. Utilizando la regla, mide la altura que alcanza la espuma en cada uno de los tubos y anota tus resultados.

Cuestionario

1. ¿Qué relación hay entre la dureza del agua y la cantidad de espuma?
2. De acuerdo con los resultados obtenidos, ordena las muestras de agua de mayor a menor dureza.
3. El agua para la plancha es agua desmineralizada. ¿Cómo esperas que sea: la más dura o la más blanda?
4. ¿Cómo se compara la espuma formada con el agua de plancha frente a todas las demás?
5. Tomando en cuenta que el agua de maceta se filtra por la tierra, ¿cómo podrías explicar el resultado obtenido?
6. Investiga por qué es necesario que el agua de plancha sea desmineralizada, y qué les sucedería a las planchas si se usara siempre agua corriente del grifo.

Experimento 39

Separación de aspirina de una tableta efervescente

¡TODOS SABEN QUE SÍ ALIVIA!

Objetivos

- Separar el ácido acetilsalicílico de una tableta efervescente.
- Comprobar que el ácido acetilsalicílico no es soluble en agua.

Introducción

Los seres humanos siempre han tratado de buscar remedios para sus dolores y en la antigüedad los encontraban en la propia naturaleza. Con el tiempo la investigación científica y las soluciones químicas se abrieron camino en la búsqueda de estos remedios.

Uno de los productos que servía para quitar la fiebre y aliviar el dolor era el extracto de la corteza del sauce blanco (*Salix alba*), cuyo principio activo es la salicina, que sirve para sintetizar el ácido salicílico, que a su vez es la materia prima para la preparación del ácido acetilsalicílico o aspirina.

En 1899 se pudo obtener en forma pura y estable el ácido acetilsalicílico, que se ha vendido en todo el mundo bajo el nombre de "Aspirina". Es el único producto farmacéutico que se fabrica a la escala de un producto químico industrial. El nombre comercial de Aspirina viene del vocablo "Spiraea", que en botánica designa una familia de plantas y de ahí la sílaba "spir". La letra "A" indica el proceso de acetilación al que se somete al ácido salicílico para convertirse en ácido acetilsalicílico. La sílaba "in" era una terminación empleada con frecuencia para los medicamentos en aquella época.

Comparada con otros productos farmacéuticos, la aspirina es segura y su tolerancia es buena. Aun así, tiene efectos colaterales y, en particular, su insolubilidad y acidez irritan la pared estomacal. Estos efectos se evitan en cierto grado al utilizar la sal de sodio (acetilsalicilato de sodio), que es soluble.

El siguiente experimento consiste en separar la aspirina presente en una tableta efervescente que, además de ácido acetilsalicílico, entre sus ingredientes contiene bicarbonato de sodio.

Desarrollo experimental

Medidas de seguridad:

- El ácido clorhídrico es sumamente corrosivo, por lo que deberás utilizar una bata de algodón completamente abotonada y, de ser posible, lentes de protección para que te protejan en caso de una salpicadura.
Si llegara a haber algún contacto con la piel o con los ojos, enjuaga la parte afectada con una solución de carbonato o bicarbonato de sodio, e inmediatamente después lávala cuando menos durante 5 minutos debajo del chorro de agua.
En caso de llegar a ingerirlo, bebe lo más que puedas de agua o leche.

Materiales

2 vasos de precipitados de 50 mL
1 gotero o una pipeta de plástico
1 probeta de 10 mL
1 embudo
1 soporte universal
1 pinza de tres dedos
1 agitador de vidrio
papel filtro

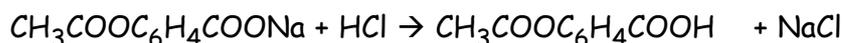
Reactivos

pastillas de algún medicamento efervescente que contenga aspirina (ácido acetilsalicílico, $\text{CH}_3\text{COOC}_6\text{H}_4\text{COOH}$) y bicarbonato de sodio (Na_2CO_3) (por ejemplo: Alka-Seltzer)
ácido clorhídrico (HCl) 6 M (se puede utilizar la presentación industrial, que se conoce como ácido muriático)
agua (H_2O)

Procedimiento

1. En un vaso de precipitados de 50 mL coloca 1/2 pastilla del medicamento elegido y 10 mL de agua. Espera a que termine de reaccionar. Quedará algo de sólido sin disolver.

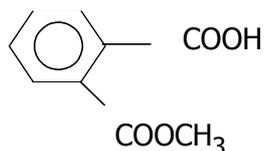
- Vierte en otro vaso de precipitados aproximadamente 10 mL de ácido clorhídrico y adiciónalo a la solución del medicamento, en porciones de 5 gotas, utilizando el gotero. Al principio, el sólido insoluble que se encontraba en el fondo del vaso se disuelve, con desprendimiento de burbujas de CO_2 , ya que se trata de bicarbonato de sodio (consulta el experimento 13, obtención de bióxido de carbono). Una vez que se termine el bicarbonato, la aspirina que se encuentra disuelta en la forma de su sal de sodio, acetilsalicilato de sodio ($\text{CH}_3\text{COOC}_6\text{H}_4\text{COONa}$), reaccionará con el ácido clorhídrico para formar el ácido acetilsalicílico que es insoluble en agua, por lo que se precipitará:



- Agrega ácido clorhídrico hasta que ya no se forme más sólido.
- Filtra la suspensión que tienes en el vaso, y enjuaga el sólido (aspirina) que queda en el papel filtro con dos porciones de dos mililitros de agua helada.
- Lava el material que utilizaste.

Cuestionario

- ¿A qué se debe que la sal de sodio del ácido acetilsalicílico sea soluble en agua, en tanto que el ácido no lo es?
- ¿Por qué se considera el ácido acetilsalicílico como un compuesto orgánico?
- Identifica dos grupos funcionales presentes en el ácido acetilsalicílico:



Experimento 40

Fotoquímica

¡EL QUE SE MUEVA NO SALE EN LA FOTO!

Objetivos

- Llevar a cabo un proceso fotoquímico.
- Preparar papeles sensibles a la luz para fijar una imagen, imitando un proceso fotográfico.

Introducción

Muchas reacciones químicas se inician y prosiguen por efecto de la luz, y se conocen como **reacciones fotoquímicas**. Un ejemplo de este tipo de procesos es la decoloración de las telas teñidas al exponerse al sol, debida a la destrucción de las moléculas del tinte por efecto de la luz.

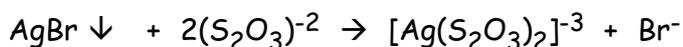
Una reacción fotoquímica de suma importancia es la conversión del oxígeno en ozono, que ocurre en las capas altas de la atmósfera por la acción de la luz ultravioleta, de manera que la luz del sol que llega a la Tierra está prácticamente desprovista de luz ultravioleta. De no ser así, la luz ultravioleta destruiría muchas moléculas orgánicas que son indispensables para la vida, por lo que la vida, como la conocemos, no existiría de no ser por estos procesos fotoquímicos que se llevan a cabo en la capa de ozono, a unos 24 km de la superficie terrestre.

Los procesos fotoquímicos nos permiten fijar imágenes en la película fotográfica y también reproducir la imagen en el papel.

En el caso de la fotografía en blanco y negro, la emulsión fotográfica contiene bromuro de plata. Al exponer brevemente la película a la luz, algunas de las partículas de bromuro de plata experimentan una ligera descomposición. Posteriormente la película se revela, tratándola con una solución alcalina de un agente reductor orgánico (como la hidroquinona, que se conoce como revelador), de manera que los granos de plata sensibilizados se reducen a plata metálica y los no sensibilizados permanecen

inalterados. Podemos observar entonces el "negativo", en el que la parte más expuesta a la luz es la que aparece más oscura, por tener más plata metálica.

Las partículas de bromuro de plata (AgBr) que no se redujeron, se eliminan de la película con un baño fijador, que contiene el ion tiosulfato $(\text{S}_2\text{O}_3)^{-2}$. Este ion forma el complejo bis(tiosulfato)argentato, que es soluble y no es fotosensible, de manera que al exponer la película a la luz ya no se oscurece más.



Una vez fijado el negativo, se lava con agua. Para obtener la copia positiva, el negativo se superpone sobre el papel de copia, recubierto con una emulsión de halogenuro de plata, y se expone a la luz a través del negativo. Luego se revela y se fija, utilizando el mismo procedimiento seguido para obtener el negativo.

El siguiente experimento consiste en preparar un papel sensible a la luz, utilizando cloruro de plata en lugar del bromuro, por la facilidad que esto representa para conseguir los reactivos y aprovechando que los dos halogenuros son sensibles a la luz.

Desarrollo Experimental

Medidas de seguridad:

- Es indispensable el uso de bata, ya que se trabajará con nitrato de plata, que mancha de negro la piel y la ropa.

Materiales

- 1 caja Petri
- 1 vaso de precipitados de 250 mL
- 3 pipetas de plástico
- 1 objeto opaco (como una llave o una moneda) o cartulina negra
- 1 pinza (como las de depilar)
tijeras
papel filtro

Reactivos

cloruro de sodio (NaCl) 0.1 M
tiosulfato de sodio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) 1 M (se puede conseguir en las tiendas de artículos para peces)

nitrate de plata (AgNO_3) 0.1 M
agua (H_2O)

Procedimiento

1. Recorta 3 hojas de papel filtro de 3 cm x 3 cm.
2. Coloca unas gotas de nitrate de plata (AgNO_3) 0.1 M en el centro de una hoja (hasta que todo el papel quede impregnado de esta sustancia). MANEJA CON CUIDADO ESTA SUSTANCIA, PUES MANCHA DE NEGRO LA PIEL Y LA ROPA. Deja que las gotas se extiendan en el papel filtro.
3. Escribe con lápiz una pequeña marca (X), en una esquina de esta hoja, pues es la que será la "película".
4. Coloca esta hoja entre otras dos hojas de papel filtro.
5. Vierte unas gotas de solución 0.1 M del cloruro de sodio (NaCl) en el centro de la hoja que ha quedado arriba (aproximadamente la misma cantidad de solución de AgNO_3 que utilizaste). (Figura 1.). Cuando la solución haya pasado hasta la hoja intermedia, retira la hoja marcada.

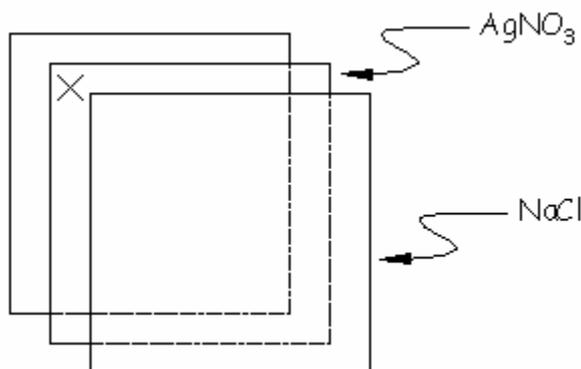


Figura 1

6. Coloca cualquier objeto opaco (como una llave, una moneda o una figura recortada en cartulina negra) sobre la hoja marcada con la X, y exponla a la luz solar durante unos minutos (Figura 2).

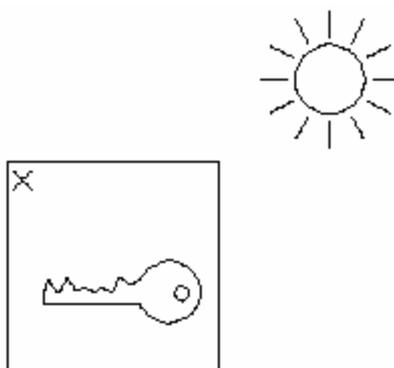


Figura 2

7. Una vez pasado el tiempo de exposición, retira el objeto opaco de la hoja tratada, y sumérgela en una caja Petri que contenga una solución de tiosulfato de sodio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) 1 M.
8. Retira la hoja de la solución y lávala, sumergiéndola en un recipiente con agua.
9. Expón esta hoja nuevamente a la luz por unos minutos más. Anota tus observaciones.

Cuestionario

1. ¿Qué es un proceso fotoquímico?
2. Si la reacción entre el nitrato de plata y el cloruro de sodio es una reacción de doble sustitución:
 - a. ¿Cuáles son los productos que resultan al poner en contacto a estas sustancias?
 - b. ¿Cuál de ellas es la que es sensible a la luz?
3. ¿Qué sucedería si no se metiera la "fotografía" en el baño de fijador (tiosulfato de sodio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$))?
4. ¿Qué crees que resultaría en este experimento si en lugar de exponer el papel tratado a la luz del sol, lo expusieras bajo una lámpara común?

APÉNDICE

OBTENCIÓN DE GASES EN JERINGAS

El doctor Bruce Mattson, de la Universidad Creighton, en Omaha, Nebraska, en los Estados Unidos, ha diseñado un método para realizar las reacciones de obtención de productos gaseosos utilizando jeringas, lo que permite que el gasto de reactivos sea muy pequeño y el equipo a utilizar muy sencillo. El siguiente procedimiento es una adaptación de su sistema a los materiales de que disponemos.

Para la obtención de distintos gases por este método se debe seguir el procedimiento que se indica a continuación, y los reactivos variarán dependiendo del experimento.

Material

- 1 jeringa de 20 mL, con aguja
- 1 tapa o contratapa de plástico que quepa dentro de la jeringa (tomada de algún frasco pequeño, por ejemplo: de un frasco de medicamento)
- 1 matraz de bola, fondo plano, o Erlenmeyer, o una botella cuyo cuello permita sostener la jeringa boca abajo sin que la jeringa caiga dentro del recipiente
aceite mineral (aceite para bebé) para lubricar la jeringa

Procedimiento

1. Coloca la aguja en la punta de la jeringa, y con la llama de una vela caliente la base de la aguja (donde se une al cono de plástico) de manera que ésta se afloje, y entonces jala la aguja hasta que se desprenda de su base (Figura 1).

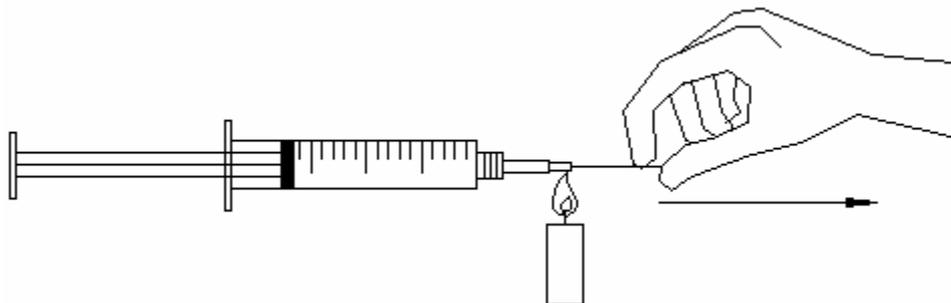


Figura 1

2. Calentando de nuevo la punta de la jeringa, y con la ayuda de una espátula de metal, cierra con el mismo plástico derretido el hueco que dejó la aguja (Figura 2). Espera a que se enfríe, y desenrosca la tapa. Esta será la TAPA DE LA JERINGA.

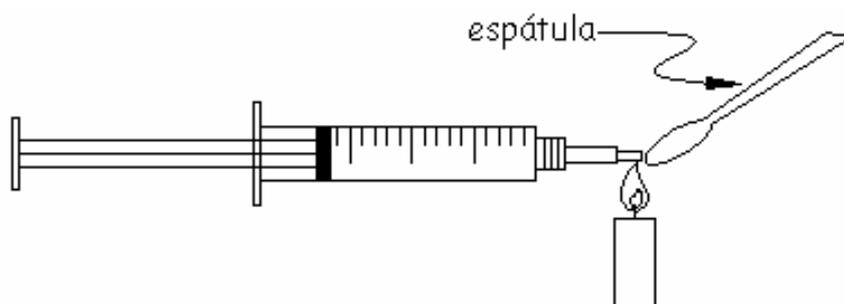


Figura 2

3. Lubrica la parte negra del émbolo de la jeringa, aplicando una pequeña cantidad de aceite mineral, para permitir que el émbolo corra suavemente en la jeringa.
4. Toma el reactivo sólido y deposítalo en la tapa de plástico.
5. Llena completamente con agua el cuerpo de la jeringa, tapando la punta con el dedo (Figura 3).

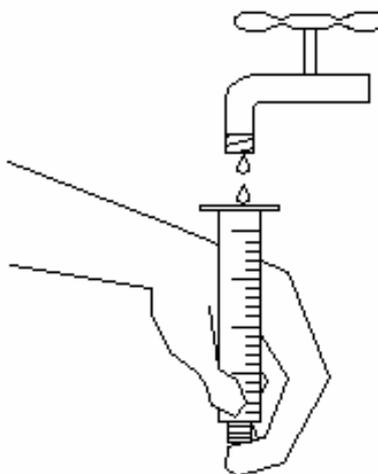


Figura 3

6. Deposita en la superficie del agua la tapa que contiene el reactivo sólido (Figura 4).

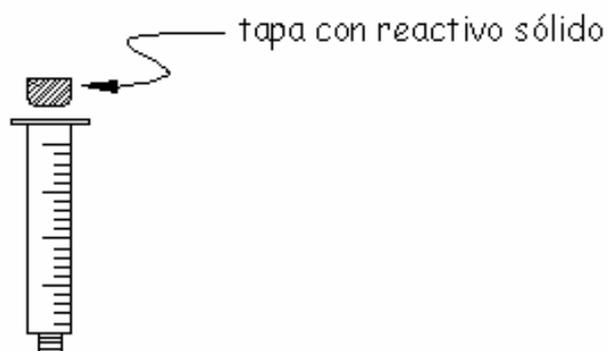


Figura 4

7. Deja escapar el agua, retirando el dedo para que el reactivo sólido baje hasta el fondo de la jeringa. Ten cuidado de no derramar el contenido de la tapa con el reactivo. LA JERINGA DEBE MANTENERSE EN TODO MOMENTO EN POSICIÓN VERTICAL (Figura 5).

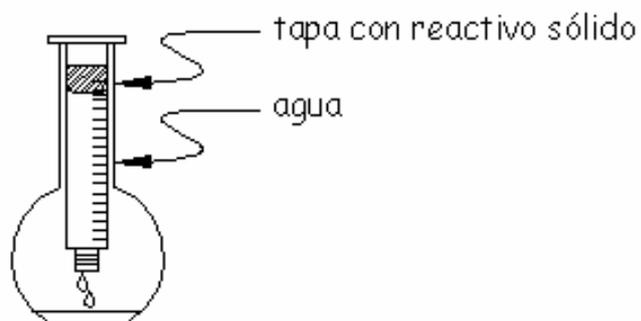


Figura 5

8. Apoyando el cuerpo de la jeringa en la boca del matraz (o recipiente), introduce el émbolo hasta que tope con la tapa que contiene el reactivo sólido (Figura 6).

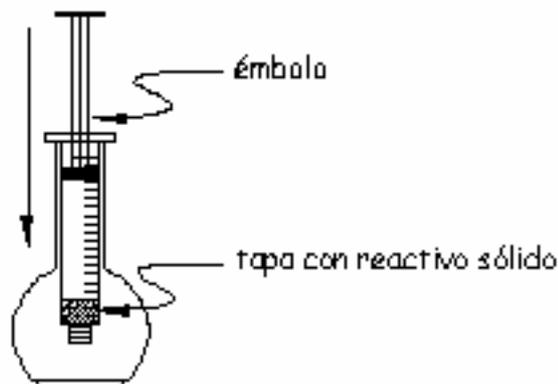


Figura 6

9. Introduce la cantidad indicada del reactivo líquido, succionándolo con la jeringa (Figura 7).

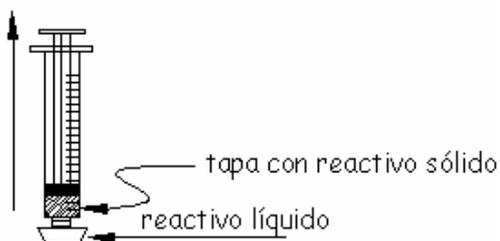


Figura 7

10. Tapa la punta de la jeringa con su tapa (Figura 8).

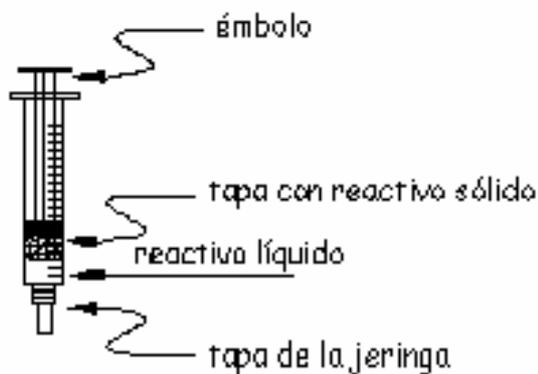


Figura 8

11. Agita la jeringa para permitir que se mezclen los reactivos. Al comenzar la reacción, el gas que se genera moverá el émbolo hacia fuera (o podrá requerirse ayudar al émbolo a salir, jalándolo suavemente). (Figura 9).

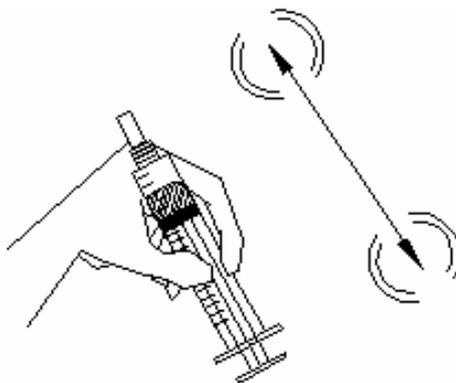


Figura 9

12. Cuando hayas obtenido la cantidad deseada de gas (no más de 20 mL), deberás detener la reacción. Gira la jeringa de manera que la punta quede hacia arriba y, con cuidado (pues el gas puede estar bajo presión), se le quita la tapa (Figura 10).

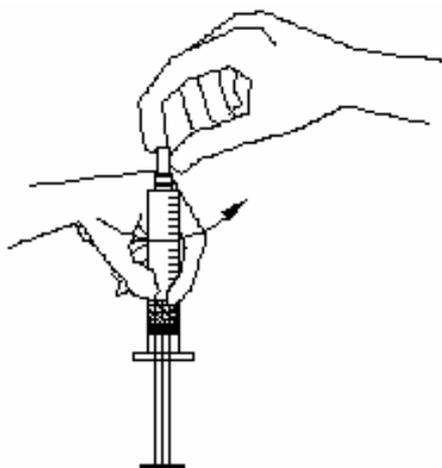


Figura 10

13. Gira la jeringa 180° y desecha el exceso de reactivo líquido en un recipiente (Figura 11).

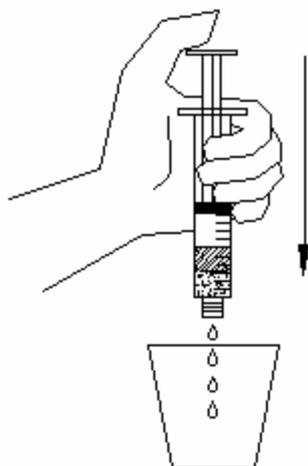


Figura 11

14. NO SE DEBE QUITAR LA TAPA DE LA JERINGA CUANDO ÉSTA ESTÁ BOCA ABAJO, PUES EL REACTIVO LÍQUIDO SE SALPICARÍA EN FORMA DE SPRAY FUERA DE LA JERINGA. Tapa inmediatamente la jeringa para evitar que el gas escape.

TABLA DE REACTIVOS

La mayoría de los experimentos han sido diseñados para realizarse con productos que se pueden conseguir en establecimientos no especializados en la venta de productos químicos.

La siguiente tabla contiene una lista de algunos de los reactivos y de los productos que los contienen o por los que pueden sustituirse, y los establecimientos comerciales en los que podrán obtenerse.

Nombre de la sustancia	Producto comercial	Establecimiento en donde se puede conseguir
acetato de calcio (Ca(CH ₃ COO) ₂)		tiendas de productos químicos
ácido acético (CH ₃ COOH)	vinagre: solución de ácido acético al 6%	supermercados y tiendas de abarrotes
ácido clorhídrico (HCl)	ácido muriático: solución de HCl (Deberá revisarse la concentración. Si está al 18% equivale a 6 M.)	tlpalerías, ferreterías y supermercados
alcohol etílico (CH ₃ CH ₂ OH)	alcohol	farmacias
almidón	almidón o Maizena	supermercados y tiendas de abarrotes
aluminio (Al)	papel de aluminio	supermercados y tiendas de abarrotes
amoníaco (NH ₃)	amoníaco (Algunos destapacaños contienen una pequeña proporción de amoníaco.)	tlpalerías, ferreterías y supermercados
azufre (S)	flor de azufre	tlpalerías y farmacias

Nombre de la sustancia	Producto comercial	Establecimiento en donde se puede conseguir
azul de metileno	azul de metileno	tiendas de materiales para peceras
bicarbonato de sodio (NaHCO_3)	bicarbonato	farmacias, supermercados
(tetraborato de sodio decahidratado, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$)	bórax	farmacias
bromuro de sodio (NaBr)		tiendas de productos químicos
carbonato de calcio (CaCO_3)	gis para pizarrón	papelerías, supermercados
carburo de calcio (CaC_2)	piedra de carburo o carburo	algunas tlapalerías y bodegas de fruta (Se utiliza para madurar algunas frutas.)
cloruro de calcio (CaCl_2)	polvos para quitar la humedad de los closets	supermercados
cloruro de sodio (NaCl)	sal de mesa	supermercados y tiendas de abarrotes
cobre (Cu)	alambre de cobre	ferreterías
dióxido de manganeso (MnO_2)	puede extraerse de las baterías, o prepararse como se indica en el experimento 27	
fenolftaleína		tiendas de productos químicos

Nombre de la sustancia	Producto comercial	Establecimiento en donde se puede conseguir
glicerina $(\text{CH}_2\text{OHCHOHCH}_2\text{OH})$		farmacias
hierro (Fe)	fibra metálica fina	tlapalerías
hidróxido de calcio $(\text{Ca}(\text{OH})_2)$	cal apagada	tlapalerías y tiendas de materiales para la construcción
hidróxido de sodio (NaOH)	la sosa cáustica es el principal ingrediente de los limpiadores de estufas (por ejemplo: el producto de marca "Easy-Off") y también lo contienen los destapacaños, pero viene mezclado con amoníaco	tlapalerías, ferreterías, supermercados
hipoclorito de sodio (NaClO) (solución)	blanqueador para ropa	supermercados y tiendas de abarrotes
naftaleno $(\text{C}_{10}\text{H}_8)$	bolitas de naftalina	tlapalerías
nitrato de plata (AgNO_3)		farmacias y tiendas de productos químicos
óxido de calcio (CaO)	cal viva	tlapalerías y tiendas de materiales para la construcción
óxido de magnesio (MgO)		tiendas de productos químicos

Nombre de la sustancia	Producto comercial	Establecimiento en donde se puede conseguir
permanganato de potasio (KMnO_4)		tiendas de materiales para peceras
peróxido de hidrógeno (H_2O_2) al 3%	agua oxigenada de 11 volúmenes	farmacias
plata (Ag)		joyerías
sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$)	azúcar de mesa	supermercados y tiendas de abarrotes
sulfato de cobre (CuSO_4)		tiendas de productos químicos
sulfato doble de aluminio y potasio $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$	alumbre	ferreterías
tiosulfato de sodio ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)	anticloro	tiendas de material para peceras
vitamina C	pastillas efervescentes (por ejemplo: "Redoxón")	farmacias
yodo (I_2) (solución)	tintura de yodo o medicamentos que lo contengan (como el "Isodine")	farmacias
yoduro de sodio (NaI)		tiendas de productos químicos

BIBLIOGRAFÍA

- Arteaga T., Samuel; Catalá R., Rosa Ma. *Prácticas de Química 2*, Editorial Santillana, México, 1997
- Bascuñán, Aníbal; Bello, Silvia; Hernández, Gisela; Montagut, Pilar; Sandoval, Rebeca, *Química 1 - Segundo grado*, Editorial Limusa, México, 1994
- Bonnet R., Florencia, *Guía de actividades experimentales de Química 1*, Oxford University Press - Harla, México, 1997
- Catalá R., Rosa Ma.; Colsa G., Ma. Eugenia, *Química 2*, Editorial Santillana, México, 1997
- Chang, Raymond, *Chemistry*, WCB/McGraw-Hill, Boston, Massachusetts, EE. UU., 1998
- Choppin, Gregory; Jaffe, Bernard; Summerlin, Lee; Jackson, Lynn, *Química*, Publicaciones Cultural, México, 1977
- Ford, Leonard A., *Chemical Magic*, Dover Publications, Nueva York, EE. UU., 1993
- Garritz, Andoni; Chamizo, José Antonio, *Química*, Addison Wesley Longman, México, 1998
- Hill, John W.; Kolb, Doris K., *Chemistry for Changing Times*, Prentice Hall, Inc., Upper Saddle River, New Jersey, EE. UU., 1998
- Hogg, John C.; Bickel, Charles; Nicholson, Margaret; Wik, Harold, *Química - Un enfoque moderno*, Editorial Reverté, México, 1966
- Mattson, Bruce, *Microscale Gas Chemistry*, 2a Edición, Educational Innovations, Norwalk, Connecticut, EE. UU., 2001
- Obendrauf, Víctor, *Taller de Química instantánea*, Universidad Iberoamericana, México, 2002

Wagner, Maxine, *Chemistry: The Study of Matter - Laboratory Manual*, Prentice Hall, Inc., Needham, Massachusetts, EE. UU., 1992

Watty, Margarita, *Química Analítica*, Editorial Alhambra Mexicana, S.A., México, 1982

Zumdhal, Steven S., *Fundamentos de Química.*, Mc Graw-Hill, México, 1992.

<http://personal1.iddeo.es/romeroa/materia/mediciondensidad.htm>
(accesado: mayo 2003)

redescolar.ilce.edu.mx/redescolar/proyectos/aventura/experimentos/experimento7.htm
(accesado: mayo 2003)

centros5.pntic.mec.es/ies.cervantes/efectotyndall.htm
(accesado: mayo 2003)

www.ur.mx/cursos/diya/quimica/jescobed/separa.htm
(accesado: mayo 2003)

www.geocities.com/armagedon4co/files/crist.htm
(accesado: mayo 2003)

www.portalveterinaria.com/sections.php?op=viewarticle&artid=172
(accesado: enero 2004)

www.aspirina.com
(accesado: enero 2004)

Cuidado Editorial:
Innovación Editorial Lagares de México, S.A. de C.V
email: editor@lagares.com.mx
web: www.lagares.com.mx
tel: 5240-1295 al 98

Esta obra se terminó de imprimir en marzo del 2004
en los talleres de Ultradigital Press, S.A. de C.V.