Región de Murcia
Consejería de Empleo, Investigacion y Universidades

Centro de Referencia Nacional de Química de Cartagena

Sef
Servicio Regional DE EMPLEO y FORMACIÓN

Prácticas de química sin riesgo

E.S.O
FP BÁSICA

practicasdequimicasinriesgo.es

GOBIERNO DE ESPAÑA
MINISTERIO DE EDUCACIÓN Y FORMACIÓN PROFESIONAL
MINISTERIO DE TRABAJO Y ECOMOMÍA SOCIAL
SERVICIO PÚBLICO DE EMPLEO ESTATAL SEPE
ISO 9001 2015
ISO 14001 2015

Región de Murcia
Consejería de Empleo,
Investigacion y Universidades

Centro de Referencia Nacional
de Química de Cartagena

Sef
Servicio Regional
DE EMPLEO y FORMACIÓN

Prácticas de química sin riesgo

E.S.O
FP BÁSICA

El objetivo de este manual es colaborar con la promoción de la ciencia y la química en los centros de enseñanza para que los alumnos y docentes puedan realizar unas prácticas de química sin riesgo en el laboratorio.

Título: Prácticas de química sin riesgo

Autores*: Docentes del Centro de Enseñanza (ver índice)

Coordinación: Colegio Oficial de Químicos de Murcia

Edita: Centro de Referencia Nacional de Química de Cartagena

©: Centro de Referencia Nacional de Química de Cartagena

Cubierta: Kustom Estudio Creativo

Dibujo identificativo de las prácticas: Kustom Estudio Creativo

Imprime: Enagraf

Depósito Legal: NA-1314-1997

I.S.B.N.: 978-84-09-37021-5

*Los autores de cada práctica se responsabilizan del contenido de las mismas, a efectos de copyright, no siendo el CRN de Química de Cartagena responsable del contenido de las prácticas.

Índice

Prácticas de química sin riesgo

E.S.O
FP BÁSICA

Agradecimientos 7

Introducción 8

Prólogo 10

Medidas de seguridad en el laboratorio de química 11

Primeros auxilios 14

Relación de prácticas: 16

1. **Obtención de polímeros** 17
   Autor: Marga Gómez Tena
2. **Catalizadores** 20
   Autor: Marga Gómez Tena
3. **Lista de chequeo semanal de los equipos de emergencias del laboratorio** 24
   Autor: Juan Antonio Madrid Mendoza
4. **Metodología científica 2º ESO: La densidad** 28
   Autor: Josefa Rubio Cascales
5. **Lávate las manos** 32
   Autor: María Jesús Almagro Navarro
6. **El Yin y el Yang del alcohol** 37
   Autor: Margarita Tortosa Martínez
7. **Tipos de enlace químico y sus propiedades** 41
   Autor: Francisco José Martínez Rodríguez
8. **Obtención de cristales de sulfato de cobre** 45
   Autor: Francisco José Martínez Rodríguez
9. **Preparación de disoluciones de diferentes concentraciones** 48
   Autor: Francisco José Martínez Rodríguez
10. **Propiedades de las sustancias. Descubre el tipo de enlace que tienen** 51
    Autor: Josefa Rubio Cascales
11. **Técnicas para la separación de mezclas de sustancias** 55
    Autor Josefa Rubio Cascales
12. **Investigamos el estado gaseoso. Teoría cinética de gases** 62
    Autor: Josefa Rubio Cascales
13. **Arcoíris dulce** 68
    Autor: Charo Villa López

Índice

Prácticas de química sin riesgo

E.S.O
FP BÁSICA

14. **Separación de mezclas** 71
Autor: Charo Villa López

15. **Azul-transparente** 75
Autor: Charo Villa López

16. **Bolitas rellenas de química** 78
Autor: Asunción María Hidalgo Montesinos

17. **Determinación de cloro libre en aguas de diversa procedencia** 82
Autor: Jorge Hernández Coronado

18. **¿Qué está ocurriendo? Estudio de las reacciones químicas** 86
Autor: Roxana Mª Ródenas López

19. **Calculando densidades** 91
Autor: Roxana Mª Ródenas López

20. **Iniciación a la química de alimentos: Gelificación de pectina** 94
Autor: Francisco Rojas Melgarejo

21. **Determinación de la velocidad inicial de crecimiento de sal marina** 98
Autor: Francisco Rojas Melgarejo

22. **Si te sacan los colores ¡Respira! Detección de C02, mediante indicadores ácido base** 104
Autor: Laura Pérez Yrache

23. **Fabricación de jabón** 113
Autor: Dionisio Ruiz Ruiz

24. **Estudio experimental de lejía. Determinación de la concentración de hipoclorito de sodio** 115
Autor: María Dolores Gálvez Sánchez

25. **Determinación del punto final potenciométrico** .. 120
Autor: Francisco Rojas Malgarejo

26. **Investigando con pompas de jabón** 126
Autor: María Dolores Gálvez Sánchez

27. **Crecer desde lo alto** 131
Autor: Asunción María Hidalgo Montesinos

28. **Esencia de San Valentín: enfleurage** 135
Autor: Francisco Rojas Melgarejo

29. **Ambientador de lavanda: antipolilla natural** 139
Autor: Francisco Rojas Melgarejo

Agradecimientos

Desde el CRN de Química queremos agradecer la confianza y el apoyo de **Dª Carmen Menéndez González-Palenzuela** (Subdirectora General de Políticas Activas de Empleo - SEPE) y de **Dª Almudena Mazuelas Esteban** (Jefa de Servicio de Centros de Referencia Nacionales - SEPE) para hacer posible el desarrollo de este manual innovador de "Prácticas de química sin riesgo".

Prácticas de química sin riesgo

E.S.O
FP BÁSICA

Introducción

Prácticas de química sin riesgo

E.S.O
FP BÁSICA

"Prácticas de química sin riesgo" pretende ser la recopilación de lo mejor del magisterio de todos aquellos docentes que han colaborado en su elaboración, con el objetivo de hacer del laboratorio de química un entorno más seguro y potenciar su uso en ESO y FP básica. Los autores saben lo que funciona y lo que no funciona en el laboratorio, ya que han puesto a punto muchas prácticas de química en su labor docente y colaborando intensamente en ferias de ciencia, olimpiadas de química, y todo tipo de eventos donde se intenta potenciar la química. Es decir, la ciencia que más ha contribuido al bienestar del ser humano. Esta contribución, en muchas ocasiones, ha ido de la mano de explosiones, incendios, quemaduras, intoxicaciones... al usar o desarrollar productos inflamables, cáusticos, ponzoñosos... En los centros de formación se siguen realizando prácticas de química con productos potencialmente peligrosos que deberían ser replanteadas en términos de prevención y seguridad.

Tras muchos años en la industria química, donde la prevención de riesgos es fundamental, fui testigo, en mi primer día de clase, de un desagradable accidente en un laboratorio docente. Una botella de vidrio, en la que un alumno había mezclado agua con ácido sulfúrico concentrado, explotó. Dos alumnos resultaron salpicados en la cara con ácido concentrado, pero gracias a una rápida intervención todo se quedó en un desagradable susto. Desde entonces, todas las prácticas de química que he planteado a mis alumnos han seguido el estándar de seguridad utilizado en la industria química, donde los aspectos de prevención se trabajan antes de realizar la práctica.

El desarrollo de este manual de prácticas se ha planteado para aportar un granito de arena en este sentido. Los que nos dedicamos a la docencia tenemos la responsabilidad de buscar la alternativa más segura al realizar prácticas de química en el laboratorio, sobre todo con alumnos inexpertos.... aunque hacer experimentos con gaseosa también puede ser peligroso...En el sistema educativo necesitamos más prevención para hacer más química práctica en los niveles iniciales y enganchar a los alumnos.

Prácticas de química sin riesgo

E.S.O
FP BÁSICA

Reacciones como la oxidación de glicerina con permanganato, la termita, la oxidación de sodio metálico en agua o la reacción que a veces usan en los submarinos para generar oxígeno (clorato sódico, dióxido de manganeso y magnesio en polvo) deberían evitarse por su peligrosidad. No obstante, estas reacciones suelen ser muy ilustrativas por lo espectacular y a veces merece la pena abordarlas. Como el riesgo es directamente proporcional a las cantidades utilizadas, se recomienda minimizarlas. En este manual también se abordan algunas reacciones que pueden presentar ciertos riesgos pero que si se realizan adecuadamente nunca pondrán en peligro al alumnado, a estas prácticas las hemos llamado “de bajo riesgo”.

Plantear alternativas más seguras siempre es factible y debería ser el Norte que guíe la práctica docente. Este manual pretende ser un ejemplo de que esto sí es posible. Espero que tenga una buena acogida entre los docentes, que es a quienes va dirigido.

Juan Antonio Madrid Mendoza.
Director del CRN de Química. Cartagena

Prólogo

Prácticas de química sin riesgo

E.S.O
FP BÁSICA

Un aprendizaje práctico, hoy en día llamado comúnmente *learning* by *doing,* es una metodología que hemos utilizado en la enseñanza de la química a lo largo de los años facilitando que el alumnado se familiarice desde el primer momento con los trabajos propios del laboratorio. La realización de experimentos con los alumnos provoca que aumente su interés por la materia y, además, sirve de motivación al profesorado en sus labores docentes en esta apasionante parte de la ciencia. La mejor manera de adquirir buenos hábitos de seguridad en un laboratorio es realizar prácticas controladas en este espacio en concreto. Adquirir competencias relacionadas con la seguridad y salud en el trabajo de laboratorio a través del aprendizaje activo, donde cada sesión es una experiencia, proporciona a la metodología un plus puesto que incorpora además dinámicas de trabajo en equipo y estimula la creatividad y el pensamiento crítico.

"Prácticas de química sin riesgo", es un manual que recoge buenas prácticas en la docencia en los laboratorios de química para mejorar su seguridad y eficiencia, resultará de gran interés para los docentes convencidos de que la importancia de la prevención también interesa a los alumnos.

Beatriz Miguel Hernández
Rectora de la Universidad Politécnica de Cartagena

Prácticas de química sin riesgo

E.S.O
FP BÁSICA

Medidas de seguridad en el laboratorio de química

La actividad en un laboratorio está asociada a diferentes peligros y accidentes de naturaleza mecánica, térmica, eléctrica y química. Así, en los laboratorios de química existe el peligro permanente de caídas o tropiezos con objetos o personas, quemaduras térmicas o químicas, incendios y explosiones, así como de intoxicaciones crónicas y agudas.

Uno de los mayores peligros en un laboratorio es USTED mismo. Usted puede ser una amenaza cada vez que se descuide y probablemente sea usted mismo quien sufra las consecuencias de su equivocación.

Se ha comprobado que gran parte de los accidentes en los laboratorios son debido a principiantes (estudiantes, pasantes, nuevos empleados, etc.), los cuales todavía no están familiarizados con la especificidad del trabajo. Otra de las causas predominantes en estos accidentes es el conocimiento insuficiente de las normas de seguridad o la aplicación incorrecta o incompleta de las mismas. Por lo tanto, en el laboratorio se debe tener bien claro que el más mínimo descuido es suficiente como para producir un accidente.

El desorden y la acumulación de utensilios y equipos en el lugar de trabajo pueden ser igualmente causa de accidentes lamentables. Libere espacio retirando los objetos no necesarios para el trabajo o reubíquese en un área más despejada.

Recomendaciones para la seguridad en el laboratorio:

1.- No entre al laboratorio sin permiso.

2.- No trabaje ni solo ni apresurado en el laboratorio.

3.- No meta nada en su boca.

4.- No interfiera con el equipo o con los productos químicos.

Prácticas de química sin riesgo

E.S.O
FP BÁSICA

5.- No tire cosas al piso.

6.- El pelo largo se debe recoger y no se debe usar laca antes de la práctica. Igualmente no se deben usar corbatas sueltas, chaquetas y zapatos abiertos como sandalias, alpargatas, etc.

7.- Cuando caliente materiales, utilice cantidades pequeñas y esté atento a lo que hace. No dirija hacia usted ni hacia otra persona la boca de los tubos de ensayo y nunca mire directamente dentro de estos. Utilice un baño de María para calentar solventes volátiles o inflamables. Si se inflaman, tápelos con un vidrio de reloj para impedir la entrada de aire.

8.- Todos los accidentes sin excepción deben ser reportados al profesor.

9.- Nunca pipetee con la boca, use la perilla de succión. Si se introduce algo en la boca, escúpalo enseguida y lávese con abundante agua.

10.- Si se quema o le salpica algo sobre la piel, lave la parte afectada con abundante agua.

11.- Cuando tenga que determinar el olor de una sustancia no lo haga directamente, coloque el recipiente a unos 30 cm frente a su nariz y agite el aire sobre este y así percibir el aroma sin peligro.

12.- No tocar nunca los productos químicos con las manos directamente, use espátulas o pinzas.

13.- No coma ni beba ni fume en el laboratorio.

14.- Se debe asegurar buena ventilación que arrastre los gases acumulados en el recinto.

15.- Se deben proteger los ojos siempre que se trabaje con reactivos químicos.

16.- No realice experimentos que no sean autorizados por el profesor.

Prácticas de química sin riesgo

E.S.O
FP BÁSICA

17.- Si se derrama algo se limpia de inmediato. En caso de que sea un ácido, es recomendable cubrir la zona con carbonato de sodio o calcio en polvo para facilitar la recolección. Cuando haya que desechar ácido hágalo en el fregadero y deje correr abundante agua sobre él.

18.- Al trabajar con vidrio se debe aplicar especial cuidado ya que es el material que más accidentes produce. El material de vidrio utilizado en el laboratorio debe ser preferencialmente del tipo pyrex el cual es resistente a los cambios bruscos de temperaturas. Igualmente se debe evitar golpear este material ya que hasta las fracturas más pequeñas pueden ocasionar roturas violentas cuando estos se calientan.

19.- Cuando se diluyen ácidos concentrados, se vierte el ácido lentamente y con agitación sobre el agua. De esta manera se evita que el calor generado por la reacción de hidratación pueda romper el recipiente.

20.- Cuando se saca reactivo de un frasco, no se puede restituir el sobrante al frasco.

21.- Las partes calientes de los aparatos se debes sujetar con las pinzas adecuadas.

22.- El laboratorio debe estar dotado de equipos de seguridad como duchas, duchas lavaojos, extintores, campanas y extractores de aire, los cuales deben ser revisados periódicamente y cada persona debe conocer con exactitud la ubicación de cada uno de estos equipos.

23.- Todas las instalaciones eléctricas deben tener su conexión a tierra. Enchufes rotos, cables desgastados, fusibles inadecuados, conexiones desnudas y envolturas flojas o dañadas deben ser reparados.

Primeros auxilios

Prácticas de química sin riesgo

E.S.O
FP BÁSICA

NO PIERDA LA CALMA

1.- Quemaduras de los ojos ocasionadas por sustancias químicas: Si una sustancia química le cae en el ojo NO SE FROTE, lávelos con abundante agua fría durante 15 min.

2.- Quemaduras de la piel ocasionadas por sustancias químicas: Se lava la parte afectada con abundante agua fría. Quite toda la ropa contaminada para evitar una exposición continua. Si la sustancia que cayó sobre la piel es alcalina, después de lavar con bastante agua, se trata la parte afectada con ácido acético diluido al 2 %. Las quemaduras provocadas por ácidos corrosivos deben ser tratadas con bastante agua y solución de bicarbonato de sodio. Consiga ayuda médica si es necesario.

3.- Quemaduras de la piel ocasionadas por objetos calientes: Trate la quemadura lo más pronto posible con abundante agua fría durante unos 10 min. Esto reducirá el dolor y también los efectos de la quemadura. Trate la quemadura luego con solución de ácido pícrico o ácido bórico y cubra la parte afectada con gasa.

4.- Incendio de la ropa: Utilizar de inmediato la ducha. En caso de no contar con la ducha, las ropas prendidas se deben sofocar de inmediato con una cobija o manta. Se debe consultar al profesor y/o solicitar ayuda médica si es necesario.

5.- Electroshock: En caso de ocurrir un electroshock, corte la corriente de inmediato. Si la persona está inconsciente, use rápidamente el método de respiración "boca a boca" para revivirla. Solicite ayuda médica.

-Remueva cualquier obstrucción de la garganta
-Incline la cabeza hacia atrás
-Disponga la barbilla hacia adelante para mantener la lengua separada de la garganta.
-Sople aire a través de la nariz o de la boca hasta que el pecho se eleve.
-Escuche ya que cualquier ronquido o gorgogeo indican una obstrucción de la garganta

Prácticas de química sin riesgo

E.S.O
FP BÁSICA

EN RESUMEN

Se deben recordar cuatro cosas en los primeros segundos siguientes a un accidente grave de laboratorio:

CALMA

El nerviosismo obstruye la mente y causa caos.

RAPIDEZ

Mientras más rápido se proceda, menor será el daño.

AGUA FRÍA

Con frecuencia la mejor ayuda.

AIRE FRESCO

Evita problemas de inhalación y/o respiración.

Relación de prácticas

1

Obtención de polímeros

PROFESOR

Marga Gómez Tena
Licenciada en Ciencias Químicas
Centro de adultos (CEA) Infante Murcia
mgomeztena@gmail.com

INTRODUCCIÓN

En esta práctica los alumnos obtienen dos polímeros entrecruzados y sintéticos, del polialcohol vinílico y del acetato de vinilo. Examinan las propiedades de los reactivos y de los productos y comparan las propiedades de los polímeros obtenidos. Se introducen los conceptos de monómero y polimerización

OBJETIVO

Esta práctica está orientada para un nivel de Educación Secundaria.

Objetivos generales:

Adquisición, no solo de conocimientos científicos, sino también, de una metodología que les permita analizar y procesar la información. Favorecer el desarrollo intelectual de los discentes mediante la realización de experiencias concretas, el hecho de practicar la inferencia y la toma de decisiones

Objetivos específicos:

Entender el concepto de polímero.
Identificar una reacción química
Comprender el mecanismo de las reacciones de polimerización

Práctica integrada en

2º ESO. Bloque 3: Los cambios químicos.
Cambios físicos y cambios químicos.
La reacción química
3º ESO. Bloque 3: Los cambios químicos.
Cambios físicos y cambios químicos.
La reacción química
La química en la sociedad y el medio ambiente

DURACIÓN APROXIMADA

Dos sesiones de 55 minutos con posibilidad de una tercera si se quiere hacer una introducción teórica previa con la realización de la experiencia con clips. *(la explico al final del documento)

Obtención de polímeros

MATERIALES Y EQUIPOS

Para cada dos alumnos:
- una cuchara de plástico
- dos recipientes calibrados
- 10 ml de disolución de gelatina
- una servilleta de papel

Para cada cuatro alumnos:
- una botella de 250 ml de disolución de polialcohol vinílico al 4%
- una botella de 250 ml de disolución de borato de sodio al 4%
- una botella de 100 ml de cola blanca (acetato de vinilo)
- un recipiente con agua*

Para la clase:
- una botella de 15 ml de disolución de colorante azul
- una botella de 15 ml de disolución de colorante rojo

EPI NECESARIO

Si. Test

PELIGRO Y SEGURIDAD

Comburente

Corrosivo

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

Experiencia 1 Obtención de un polímero sintético entrecruzado a partir de polialcohol vinílico.

1. Pon 10 ml de polialcohol vinílico en un recipiente calibrado y 3 ml de borato de sodio en el otro recipiente calibrado. Completa el punto 1 de las cuestiones y preguntas

2. Añade una gota de colorante azul al polialcohol vinílico. Remueve bien con la cuchara. Añade el borato de sodio al polialcohol vinílico y remueve hasta que no se produzca ningún cambio. Completa el punto 2 de las cuestiones y preguntas

3. Saca el polímero del recipiente y déjalo encima de una superficie de plástico. (Nota: no dejes el polímero encima de la mesa, del suelo, de la ropa, ni de papeles.) Completa el punto 3 de las cuestiones y preguntas.

Lávate bien las manos, así como los recipientes calibrados y la cuchara. Seca todo el material. El profesor te indicará qué debes hacer con el polímero.

CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA

VÍDEO EXPLICATIVO

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

BIBLIOGRAFÍA

Universitat Rovira i Virgili (URV) y Berkeley University of California (BUC). (2018). **Proyecto APQUA.** Recuperado el 28 de abril en **https://apqua.org/es/**

2 Catalizadores

PROFESOR

Marga Gómez Tena
Licenciada en Ciencias Químicas
Centro de adultos (CEA) Infante Murcia
mgomeztena@gmail.com

INTRODUCCIÓN

En esta práctica los alumnos van a estudiar algunos de los factores que pueden afectar a la velocidad de reacción química, concretamente vamos a comprobar el efecto de los catalizadores.

OBJETIVO

Esta práctica está orientada para un nivel de Educación Secundaria.

Objetivos generales:

Adquisición, no solo de conocimientos científicos, sino también, de una metodología que les permita analizar y procesar la información. Favorecer el desarrollo intelectual de los discentes mediante la realización de experiencias concretas, el hecho de practicar la inferencia y la toma de decisiones

Objetivos específicos:

Entender el concepto de catalizador.
Identificar el cambio de velocidad en una reacción química
Comprender el mecanismo de acción de los catalizadores en algunos ejemplos de nuestro entorno

Práctica integrada en

2º ESO. Bloque 3: Los cambios químicos.
Cambios físicos y cambios químicos.
La reacción química
3º ESO. Bloque 3: Los cambios químicos.
Cambios físicos y cambios químicos.
La reacción química
La química en la sociedad y el medio ambiente
4º ESO. Bloque 3: Los cambios químicos.
Reacciones y ecuaciones químicas.

DURACIÓN APROXIMADA

Dos sesiones de 55 minutos

MATERIALES Y EQUIPOS

Para cada dos alumnos:
- dos terrones de azúcar
- cenizas
- fuente de calor
- pinzas de laboratorio
- cápsula de porcelana

EPI NECESARIO

No

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

Normas de seguridad: la manipulación de estos productos no tiene efectos tóxicos conocidos, pero deberás lavarte las manos con agua y jabón al terminar la clase. Evita el contacto de estos productos con mobiliario, ropa y papeles. No permitas que nadie los ingiera.

– Experiencia Combustión no catalizada de la sacarosa

Procedimiento parte 1

- Toma con las pinzas un terrón de azúcar y colócalo en la parte alta de la llama de la fuente de calor.
- Observa y anota lo que ocurre

Análisis de los resultados

- ¿Has observado la combustión de la sacarosa? ¿Por qué?

Procedimiento parte 2

- Toma un terrón de azúcar y envuélvelo en ceniza
- Toma el terrón envuelto y colócalo en la parte alta de la llama de la fuente de calor.
- Observa y anota lo que ocurre

Análisis de resultados

- ¿Has observado la combustión de la sacarosa? ¿Por qué?
- ¿Qué papel crees que tienen las cenizas?

Conclusión

El azúcar ordinario, la sacarosa, cuando se calienta fuertemente no se quema; en su lugar se funde, ya que tiene un punto de fusión relativamente bajo (185ºC). La reacción de combustión transcurre tan lentamente que podemos considerar que no ocurre en la práctica.

Ahora bien, si añadimos ceniza a la sacarosa, las minúsculas cantidades de componentes metálicos que contiene la ceniza catalizan la reacción de combustión.

CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

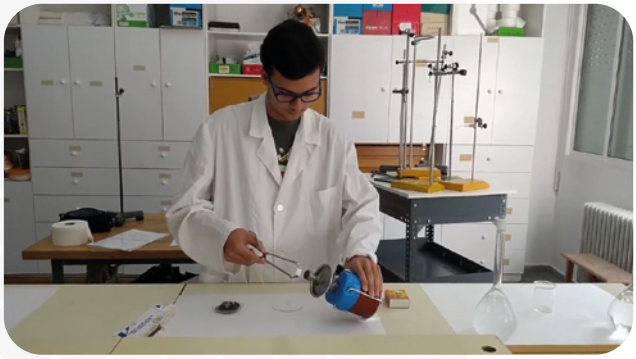
Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

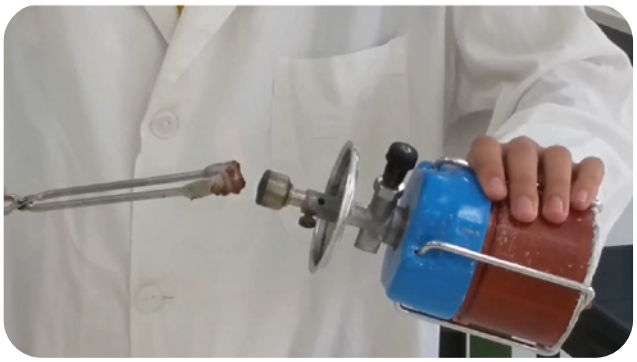
Catalizadores

GESTIÓN DE RESIDUOS

Mantener los residuos en envases de plásticos
Código LER: 160506
Sociedad general de residuos: http://generalderesiduos.com/

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA





VÍDEO EXPLICATIVO

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

BIBLIOGRAFÍA

Tuñón García de Vicuña, I. (2020). **Tema 6: velocidad de las reacciones químicas [Apuntes académicos]**. En Tuñón García de Vicuña, I., Máster en Ingeniería Biomédica. Universitat de València (UV). Recuperado 28 de abril en **https://www.uv.es/tunon/Master_Ing_Bio/tema_6.pdf**

Química en casa.com. (2016, 9 de agosto). **Velocidad de una reacción química [Entrada de blog].** Recuperado el 28 de abril en **https://quimicaencasa.com/velocidad-una-reaccion-quimica/**

Experimentos caseros. (2010). Blog. Recuperado el 28 de abril en **https://los-experimentoscaseros.blogspot.com/2010/07**

Blogia.com. (2011, 26 de julio). **Catálisis: combustión del azúcar [Entrada de Blog]**. Recuperado el 28 de abril en **https://incar.blogia.com/2011/072601-cat-lisis-combusti-n-del-az-car.php**

3

Checklist para chequeo semanal de los equipos de emergencias del laboratorio

PROFESOR

Juan Antonio Madrid Mendoza
Doctor en Química
Centro de Referencia Nacional de Química. SEF
juana.madrid@carm.es

INTRODUCCIÓN

En los laboratorios o en cualquier otro sitio donde se trabaja o donde se almacenan productos químicos o preparados peligrosos, existe el riesgo de que se produzcan situaciones como salpicaduras a la piel, derrames, salpicaduras de productos químicos a los ojos, etc. Cuando ocurre alguna de estas situaciones lo ideal es actuar con rapidez y diligencia para evitar que el problema, por ejemplo un pequeño incendio, vaya a más.

Para estas situaciones existen en las plantas químicas y en los laboratorios los "equipos de emergencias" entre los cuales tenemos:

- las fuentes lava-ojos.
- las duchas de seguridad.
- los extintores, mangueras y bocas de incendios equipadas.
- las mantas ignífugas.
- Neutralizadores y absorbentes o adsorbentes.
- Equipos de ventilación de emergencia.

Los equipos de emergencia se suelen usar con muy poca frecuencia pero dada su importancia deben estar siempre preparados para ser usados y la mejor manera de garantizar que funcionarán cuando se les necesite es chequear periódicamente su integridad y su buen funcionamiento. Por ejemplo los extintores deben ser revisados por ley una vez cada cinco años, pero puede ocurrir que al extintor se le estropee por ejemplo la manguera antes de los cinco años, sobre todo si está a la intemperie o al sol.

Esta tarea se puede hacer confeccionando una lista de chequeo (chek list) en la que se incluyan todos los equipos se seguridad del laboratorio y los elementos que hay que revisar de cada equipo. El chequeo se puede realizar semanalmente justo antes de empezar la sesión de prácticas, así nos aseguraremos de que los equipos de emergencia estarán en perfecto estado en caso de que los necesitemos.

Esta tarea es rápida de realizar y la pueden hacer por ejemplo dos alumnos diferentes cada semana. Las listas de chequeo de cada inspección semanal se guardarán correctamente fechadas y firmadas en un archivador que estará disponible para ser consultados en el laboratorio. Si aparece algún defecto en algún equipo de emergencia avisar para que lo reparen o para que sustituyan el equipo.

INTRODUCCIÓN

La lista de chequeo que se proporciona en está práctica no es exhaustiva ya que se pretende que el alumno la complete, por otra parte cada laboratorio es diferente y por tanto tendrá unos equipos de emergencia diferentes, por lo que uno de los apartados de las práctica consistirá en confeccionar una lista de chequeo personalizada para el laboratorio en el que trabajamos. Para ampliar se puede consultar la nota técnica de prevención nº 500 (NTP 500) del Instituto Nacional de Seguridad e Higiene en el Trabajo.

OBJETIVO

1) Familiarizar al alumno con los equipos de emergencia del laboratorio.

2) Aprender a realizar listas de chequeo. Comprender que las listas de chequeo hay que adaptarlas al lugar de trabajo y a los equipos que se cheque.

3) Comprender la utilidad de las listas de chequeo como medida preventiva.

4) Realizar las comprobaciones descritas en las listas de chequeo.

5) Aplicar la gestión de la prevención de riesgos laborales.

6) Involucrar al alumno en la gestión de la prevención de riesgos laborales.

DURACIÓN APROXIMADA

La duración puede ser de 2 horas.

MATERIALES Y EQUIPOS

Para cada alumno:
- archivador
- folios
- bolígrafo
- regla milimetrada
- cinta métrica
- rotulador de color rojo
- rotulador de color verde

Checklist para chequeo semanal de los equipos de emergencias del laboratorio

EPI NECESARIO

No

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

PARTE 1 – HACER EL PLANO DEL LABORATORIO

1. Haz un croquis del laboratorio en el que aparezcan todos los elementos constructivos y de mobiliario: armarios, pasillos, puertas, mesas, ventanas, fregadero, etc. utilizando papel milimetrado. Ver IMAGEN 1.

2. Con la cinta métrica mide las dimensiones de todos los elementos presentes en el croquis y anótalas en él croquis.

3. Haz un plano a escala del laboratorio utilizando la hoja milimetrada, en el que aparezcan todos los elementos constructivos y de mobiliario: armarios, pasillos, puertas, mesas, ventanas, fregadero, etc. Elige la escala de manera que el plano ocupe un folio entero. Pon en el plano el nombre del laboratorio.

4. Dibuja en el plano la posición de todos y cada unos de los equipos de emergencias utilizando los rotuladores de colores ,dibujando la señal que corresponda en cada caso con su color adecuado, según el anexo III, del RD 485/1997 sobre forma y colores de las señales en forma de panel:

• Paneles de equipos de lucha contra incendios: Pictograma blanco sobre fondo rojo.
• Paneles de equipos de salvamento o socorro: Pictograma blanco sobre fondo verde

5. Asigna un nombre y un número (un código) a cada equipo de emergencia y anótalo en el plano. Esto evitará confundir los equipos cuando hagamos el chequeo, sobre todo en laboratorios grandes en los que hay muchos equipos de un mismos tipo.

6. Ejemplo: Ver IMAGEN 2.

PARTE 2 – HACER LA LISTA DE CHEQUEO DE LOS EQUIPOS DE EMERGENCIAS DE NUESTRO LABORATORIO

Una vez hecho el plano de nuestro laboratorio tenemos que hacer una lista de chequeo en la que se incluyan los todos los equipos de emergencias con su código. Ver IMAGEN 3.

PARTE 3 – HACER EL CHEQUEO DE LOS EQUIPOS CON LA LISTA DE CHEQUEO REALIZADA

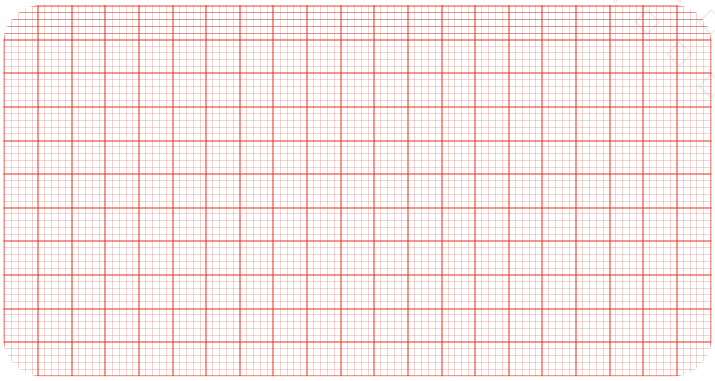
CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

GESTIÓN DE RESIDUOS

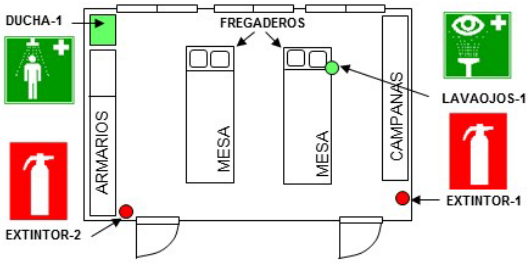
No aplica

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA



LISTA DE CHEQUEO DE LOS EQUIPOS DE EMERGENCIAS DEL LABORATORIO-001

PERSONAS QUE HACEN EL CHEQUEO	FIRMA:	FECHA:		N.A.: No Aplica
Nombre:		HORA:		
Nombre:				
EQUIPO: EXTINTOR-1	SI	NO	N.A.	OBSERVACIONES
1. ¿El EXTINTOR-1 tiene la presión correcta?				
2. ¿El EXTINTOR-1 tiene deteriorada la manguera?				
3. ¿El EXTINTOR-1 tiene deteriorada la boquilla o la lanza?				
4. ¿El EXTINTOR-1 tiene el precinto?				
5. ¿Está señalizada la localización del EXTINTOR-1?				
6. ¿El EXTINTOR-1 está fácilmente accesible?				
7. ¿.....?				
EQUIPO: EXTINTOR-2				
1. ¿El EXTINTOR-2 tiene la presión correcta?				
2. ¿El EXTINTOR-2 tiene deteriorada la manguera?				
3. ¿El EXTINTOR-2 tiene deteriorada la boquilla o la lanza?				
4. ¿El EXTINTOR-2 tiene el precinto?				
5. ¿Está señalizada la localización del EXTINTOR-2?				
6. ¿El EXTINTOR-2 está fácilmente accesible?				
7. ¿.....?				
EQUIPO: LAVAOJOS-1.				
Pon en marcha el LAVAOJOS-1 para que salga agua 30 seg.				
1. ¿El LAVAOJOS-1 funciona al abrirla válvula?				
2. ¿El LAVAOJOS-1 suministra un caudal de agua adecuado?				
3. ¿El LAVAOJOS-1 tiene deteriorado algún elemento?				
4. ¿El LAVAOJOS-1 está fácilmente accesible?				
5. ¿Está señalizada la localización del LAVAOJOS-1?				
6. ¿.....?				
EQUIPO: DUCHA-1.				
Pon en marcha la DUCHA-1 para que salga agua 30 seg.				
1. ¿La DUCHA-1 funciona al abrir laválvula?				
2. ¿La DUCHA-1 suministra un caudal de agua adecuado?				
3. ¿La DUCHA-1 tiene deteriorado algún elemento?				
4. ¿La DUCHA-1 está fácilmente accesible?				
5. ¿Está señalizada la localización de la DUCHA-1?				
6. ¿.....?				



BIBLIOGRAFÍA

Ilustre Colegio Oficial de Químicos de Murcia (COLQUIMUR). (2008). **Libro de Prácticas de Química para Prevención de Riesgos Profesionales (Ed. 1).** Murcia: COLQUIMUR. Recuperado el 28 de abril en **https://docplayer.es/71283057-Practicas-de-quimica-para-prevencion-de-riesgos-profesionales.html**

4

Metodología científica 2º ESO: LA DENSIDAD

PROFESOR

Josefa Rubio Cascales
Licenciada en Ciencias Químicas
I.E.S. ALCÁNTARA. (Alcantarilla. Murcia)
josefa.rubio8@murciaeduca.es

INTRODUCCIÓN

La densidad es una propiedad específica de la materia, por lo que, permite caracterizar la sustancia. En el currículo de Física y Química de 2º ESO, el estudiante debe diferenciar entre lo que es una propiedad general de la materia de lo que es una propiedad específica y comprender la implicación que esto tiene para poder diferenciar sustancias. De forma intuitiva, el estudiante no concibe, a priori, que la densidad es una propiedad específica, de hecho, piensa que la masa o el volumen de un mismo material influyen en el valor de la densidad. Por ese motivo, se plantea la siguiente práctica en forma de investigación, siguiendo la metodología científica, para que sea el propio estudiante el que llegue a concluir que la densidad es una propiedad específica de la materia.

OBJETIVO

Demostrar que la densidad es una propiedad específica de la materia siguiendo la metodología científica.

Esta práctica está orientada tanto para la ESO como para FP básica

DURACIÓN APROXIMADA

Esta actividad se puede plantear solo como comprobación de que la densidad es una propiedad específica de la materia (1 sesión de clase) o, como un trabajo de investigación, en grupo, para el bloque 1 del currículo de Física y Química de 2º ESO y FP básica (5-6 sesiones de clase para la investigación más otras sesiones si los estudiantes exponen oralmente sus trabajos).

Para la realización experimental para la toma de medidas necesitaremos una clase de 55 minutos.

Para el desarrollo total de la actividad: búsqueda bibliográfica, elaboración de una presentación y diseño de una aplicación llamativa se necesitan 4 clases de 55 minutos distribuidas de la siguiente manera: búsqueda bibliográfica de conceptos de masa, volumen y densidad y, posteriormente para el diseño de una aplicación práctica, preparación experimental de la aplicación del estudiante y, preparación de la presentación.

Si el profesor decide que los estudiantes expongan su trabajo se necesitan más clases en función del número de alumnos y grupos formados.

MATERIALES Y EQUIPOS

Para cada grupo de trabajo en el laboratorio:
- 60-100g de plastilina
- una probeta de 100 ml
- una calculadora
- una balanza (puede ser compartida por varios grupos)
- ficha de trabajo del estudiante parar la toma de datos

Para la elaboración de la presentación:
- Aula de ordenadores si se trata de grupo de estudiantes no digital
- Aula de clase si se trata de un grupo de estudiantes digital

Para la exposición oral:
- Ordenador en el aula
- Cañon para proyectar

EPI NECESARIO

No

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

1ª SESIÓN:

El profesor inicia la actividad lanzando la siguiente pregunta, ¿qué es la densidad y para qué nos sirve a nivel cotidiano? A continuación, se propone a los estudiantes una búsqueda bibliográfica de los siguientes contenidos: masa, volumen y densidad. Para cada uno, buscar su definición, unidad de medida en el S.I e instrumento que se utiliza para poder medir cada magnitud. Explicar qué es una propiedad general y qué es una propiedad específica de la materia y clasificar las magnitudes masa, volumen y densidad. Los estudiantes inician su trabajo en formato digital: documento de texto o presentación. Finalizan la sesión planteando hipótesis sobre los factores que pueden influir en la densidad de un cuerpo.

El profesor ayudará en el proceso de planteamiento de hipótesis. Aunque los estudiantes han buscado los contenidos citados anteriormente, los factores que suelen aparecer en la influencia de la densidad son: masa, volumen y forma.

2ª SESIÓN:

Desarrollo experimental en el laboratorio para comprobar las hipótesis planteadas. Se entrega la ficha de trabajo a cada estudiante para anotar los datos tomados.

- Experimento 1: analizar la influencia de la forma. Cada grupo de estudiantes coge 3 trozos de plastilina de igual masa (10 g cada uno) y moldea para dar forma de esfera, cubo y cilindro. Mide la masa en la balanza y el volumen de cada trozo con la probeta, mediante inmersión (si no se ha explicado antes se puede hacer en este momento). Después calcula la densidad.

- Experimento 2: analizar la influencia de la masa (y también el volumen). Cada grupo de estudiantes coge 3 trozos de plastilina de masa diferente (10, 20 y 30 g). Mide la masa de cada trozo en la balanza y el volumen en la probeta. Después calcula la densidad.
No es necesario realizar la influencia del volumen porque se puede comprobar, en los trozos anteriores, el volumen es diferente.

Metodología científica
2º ESO: LA DENSIDAD

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

3ª-4ª SESIÓN:

Análisis de resultados y conclusiones. Los estudiantes deben terminar su presentación en dos sesiones de clase. Deben responder a las cuestiones planteadas en el apartado siguiente y tienen que preparar una aplicación práctica en la que se aplique el concepto de densidad. El profesor puede proporcionarles las siguientes ideas: torre de colores, lámpara de lava, huevos que flotan y se hunden, diablillo de Descartes, velas que se apagan con dióxido de carbono, entre otros.

5ª SESIÓN:

Desarrollo experimental de la aplicación práctica elegida por cada grupo de estudiantes. El profesor tendrá disponible la mayor parte del material necesario y otro será aportado por los alumnos.

CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

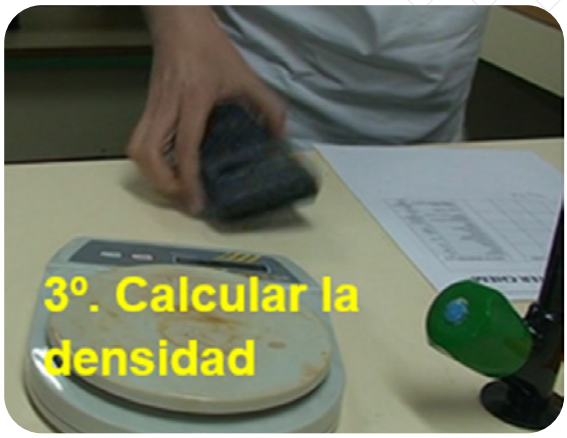
Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

GESTIÓN DE RESIDUOS

El único residuo es la plastilina mojada. Hay que indicar a los alumnos que en cuanto midan el volumen de cada trozo de plastilina, la saquen inmediatamente y la depositen sobre un trozo de papel para que se seque y pueda ser reutilizada. Al día siguiente, la plastilina se puede guardar y utilizar de nuevo.
Los estudiantes deben lavar las manos tras la realización de la práctica.

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA



VÍDEO EXPLICATIVO

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

BIBLIOGRAFÍA

Rubio Cascales, J. Idea y diseño propio.

5

Lávate las manos

PROFESOR

María Jesús Almagro Navarro
Licenciada en Bioquímica
IES José Planes (Murcia)
mariajesus.almagro@murciaeduca.es

INTRODUCCIÓN

La fabricación del jabón es un proceso químico conocido desde hace siglos y que ha venido realizándose en los centros educativos como práctica de laboratorio en el conocimiento de la reacción química de saponificación. Sin embargo en el curso 2020-2021 la situación de pandemia por la COVID-19 nos ha llevado a reconsiderar la importancia de esta sustancia química, el jabón, como un pilar en la lucha contra el coronavirus, en cuanto a la higiene de manos se refiere. Además, la lucha por el cuidado del medioambiente debe estar continuamente en nuestro día a día, el reciclado de sustancias como el aceite usado que pueden dañar nuestro entorno es, en ocasiones, más sencillo de lo que imaginamos y la Química nos ayuda a gestionar nuestros residuos en pos de un entorno saludable.

El jabón se prepara mediante la reacción química llamada de saponificación. Los aceites vegetales (aceite de oliva o de girasol) y las grasas animales (el sebo) son ésteres de glicerina con ácidos grasos. Cuando los aceites son tratados con una base fuerte (NaOH, hidróxido de sodio, de nombre común sosa caústica) se saponifican, es decir, producen la sal del ácido graso conocida como jabón, y liberan glicerina. La suavidad del jabón producido en esta reacción es debido a la glicerina, obtenida como producto de la reacción, que queda incorporada al mismo. Los jabones obtenidos de esta forma son sólidos, mientras que si la saponificación se lleva a cabo con base de potasio (KOH) obtendremos jabones líquidos.

La importancia del jabón en el lavado de manos, la lucha contra el coronavirus y toda clase de virus y bacterias es debida a la destrucción de la capa lipídica que envuelve a estos microorganismos. Aceite + Sosa (NaOH) Jabón + Glicerina Por otra parte, el uso de aceites usados para fabricar jabón nos lleva a enlazar esta práctica con dos de los 17 Objetivos de Desarrollo Sostenible que, el 25 de septiembre de 2015, los líderes mundiales adoptaron como un conjunto de objetivos globales para erradicar la pobreza, proteger el planeta y asegurar la prosperidad para todos como parte de una nueva agenda de desarrollo sostenible.

Los objetivos que vamos a trabaja aquí serán:

- 12 PRODUCCIÓN Y CONSUMO RESPONSABLES.
- 13 ACCIÓN POR EL CLIMA

INTRODUCCIÓN

Además, tal y como indica el título de nuestra práctica, vamos a utilizar el jabón para mantener una correcta higiene de manos, siempre es necesaria, pero en estos momentos es indispensable, por lo que deberemos siempre tener presente el Objetivo 3 Salud y Bienestar

OBJETIVO

La finalidad de esta práctica es trabajar los contenidos experimentales en el laboratorio sin riesgos y conectando con la actualidad científica y social.

2º ESO
- BLOQUE 1: LA ACTIVIDAD CIENTÍFICA
- BLOQUE 3: LAS TRANSFORMACIONES QUÍMICAS

3º ESO
- BLOQUE 1. LA ACTIVIDAD CIENTÍFICA
- BLOQUE 3: LOS CAMBIOS

DURACIÓN APROXIMADA

La práctica se llevará a cabo en dos sesiones de 55 minutos, en la primera sesión se explicarán los fundamentos teóricos, así como el protocolo de trabajo práctico que incluirán las medidas de seguridad propias del laboratorio de química y las normas adicionales de distanciamiento social e higiene que se tomarán para prevenir el contagio del coronavirus.

MATERIALES Y EQUIPOS

- 50 ml de aceite usado
- 40 ml de agua
- 10 g de NaOH, sosa cáustica
- probeta
- vaso de precipitados
- varilla para agitar
- frasco lavador
- balanza

EPI NECESARIO

Si.

Lávate las manos

PELIGRO Y SEGURIDAD

Peligro para el medio ambiente | Corrosivo | Peligro para la salud

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

Descrito en el documento de cuestiones y preguntas, que se puede descargar en este formulario, en el que se diferencia el grado de dificultad con colores por niveles.

- **2º ESO verde**
- **3º ESO azul**

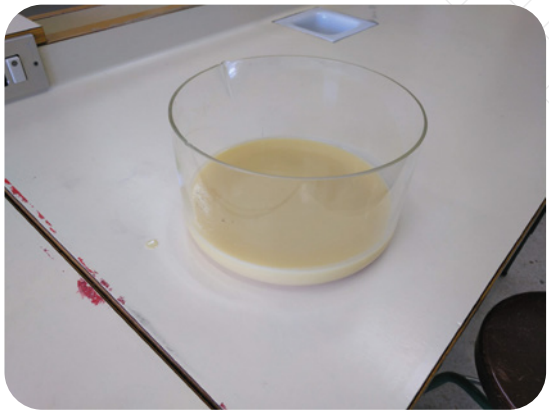
La tarea consiste en la elaboración de un informe científico por parte de los alumnos con los apartados de la rúbrica de evaluación.

CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA



BIBLIOGRAFÍA

Saponificación. Recuperado el 28 de abril en Wikipedia **https://es.wikipedia.org/wiki/Saponificaci%C3%B3n**

Ayuntamiento de Madrid (s.f.). **Educar hoy por un Madrid más sostenible [Página web].** Recuperado el 28 de abril en **http://educarmadridsostenible.es/**

→

BIBLIOGRAFÍA

Compound Interest. (s.f.). Explorations of everyday chemical compounds [página web].
Recuperado de **https://www.compoundchem.com/**

Herman Bergwerf. (2015). Programa MolView [Software].
Recuperado el 28 de abril de **https://molview.org/**

Fernández Feal, F. E. (2020).
Química (4º E.S.O., 1º y 2º de Bachillerato). Madrid: **ANAYA.**

6

El Yin y el Yang del alcohol

PROFESOR

Margarita Tortosa Martínez
Licenciada Ciencias Químicas (Bioquímica)
IES José Planes (Murcia)
margarita.tortosa@murciaeduca.es

INTRODUCCIÓN

PRIMERA PARTE

En el curso 2020-2021 la situación de pandemia por la COVID-19 nos ha llevado a reconsiderar la importancia del alcohol (etanol), debido a la actividad virucida de este compuesto químico, y en base a su efectividad sobre otros tipos de coronavirus, el alcohol etílico diluido (por ejemplo al 70%) podría estar indicado para desinfectar las manos y las superficies. El alcohol, en presencia de agua, desnaturaliza las proteínas de los microorganismos. Es bactericida frente a las formas vegetativas de las bacterias (incluidas micobacterias), hongos y virus, pero es ineficaz frente a esporas. Su actividad bactericida decae a concentraciones menores del 50% y es óptima a concentraciones de 70-90%. El compuesto químico etanol, conocido como alcohol etílico, es un alcohol que en condiciones normales de presión y temperatura se presenta como un líquido incoloro e inflamable con una temperatura de ebullición de 78.4 °C. Comprobaremos a través del proceso experimental de esta práctica como se manifiestan estas propiedades.

SEGUNDA PARTE

En el plan de acción tutorial se contempla y se trabaja año tras año el grave problema del alcohol por ser la droga más consumida entre los adolescentes, desde el departamento de Física y Química nos preocupa, consideramos necesario sensibilizar a nuestros alumnos sobre este problema, inculcando qué efectos puede tener el alcohol en su salud (toxicidad en el cuerpo humano) y aprendiendo el valor de las magnitudes, estimando error absoluto y relativo asociados y contextualizando los resultados, de ahí el cálculo de la densidad del alcohol, la graduación alcohólica, grado de alcoholemia y la cantidad de alcohol en sangre. QUÍMICA & ODS La Química contribuye a dar respuesta a los 17 Objetivos de Desarrollo Sostenible de la AGENDA 2030 de la ONU. Los objetivos que vamos a trabajar en esta práctica son: OBJETIVO 3: Garantizar una vida sana y promover el bienestar en todas las edades es esencial para el desarrollo sostenible. OBJETIVO 12: Garantizar modalidades de consumo y producción sostenibles

El yin y el yang del alcohol

OBJETIVO

La finalidad de esta práctica es trabajar los contenidos experimentales en el laboratorio sin riesgos y conectando con la actualidad científica y social.

4º ESO
- BLOQUE 1: LA ACTIVIDAD CIENTÍFICA.
- BLOQUE 2: LA MATERIA. COMPUESTOS DEL CARBONO.
- BLOQUE 3: LOS CAMBIOS.

1º Bachillerato
- BLOQUE 1: LA ACTIVIDAD CIENTÍFICA
- BLOQUE 2: ASPECTOS CUANTITATIVOS DE LA QUÍMICA
- BLOQUE 5: QUÍMICA DEL CARBONO.

DURACIÓN APROXIMADA

Dos sesiones de 55 minutos en la primera sesión se explicarán los fundamentos teóricos, así como el protocolo de trabajo práctico que incluirán las medidas de seguridad propias del laboratorio de química y las normas adicionales de distanciamiento social e higiene que se tomarán para prevenir el contagio del coronavirus.

MATERIALES Y EQUIPOS

- una botella de alcohol 96º de 250ml
- un perfumador de plástico (pulverizador)
- probeta (instrumento de medida de volumen)
- cuentagotas
- balanza (instrumento de medida de masa)
- agua destilada (frasco lavador)
- embudo de cristal y vaso de precipitado
- papel de filtro (delimita el puesto de trabajo)
- embudo de cristal

EPI NECESARIO

Si. Guantes, gafas de seguridad, uso obligatorio de mascarilla.

PELIGRO Y SEGURIDAD

Inflamable

Peligro para la salud

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

Descrito en el documento adjunto de cuestiones y preguntas, que se puede descargar en este formulario, en el que se diferencia el grado de dificultad por niveles.
La tarea consiste en la elaboración de un informe científico por parte de los alumnos con los apartados de la rúbrica de evaluación.

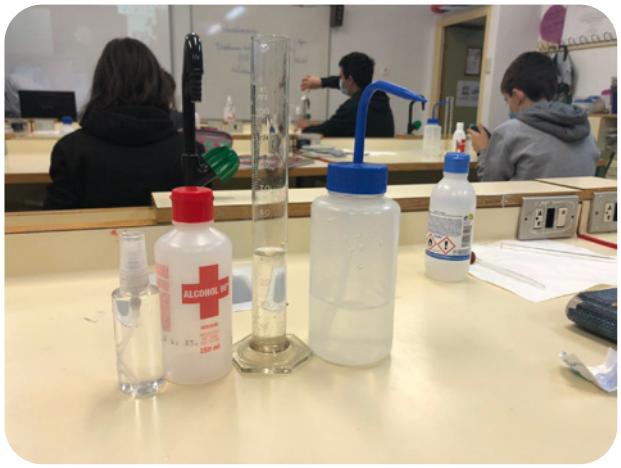
CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

GESTIÓN DE RESIDUOS

Esta práctica no genera residuos, cumpliendo con los objetivos del desarrollo sostenible ODS, 11 Ciudades y comunidades sostenibles, 12 Producción y Consumo responsables y 13 Acción por el clima.

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA



El yin y el yang del alcohol

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA

BIBLIOGRAFÍA

BQ Educación. (2015). Tutorial hoja de cálculo [vídeo].Recuperado el 28 de abril en **https://www.youtube.com/watch?v=2GzAuBV-TTgM**

Ministerio de Sanidad. (2021). Productos químicos. Recuperado el 28 de abril en **https://www.mscbs.gob.es/ciudadanos/saludAmbLaboral/prodQuimicos/introduccion.htm**

Portal Sanitario de la Región de Murcia. (2021). TOXICONET. Recuperado el 28 de abril en **http://www.murciasalud.es/toxiconet.php?op=listado_protocolos&idsec=4014**

7

Tipos de enlace químico y sus propiedades

PROFESOR

Francisco José Martínez Rodríguez
Licenciado en Química
IES Licenciado Francisco Cascales (Murcia)
franciscojose.martinez23@murciaeduca.es

INTRODUCCIÓN

Cada tipo de enlace químico tiene asociadas unas propiedades físico-químicas características, las cuales son estudiadas por los alumnos en la ESO. Para facilitar un aprendizaje significativo de estos contenidos es conveniente su comprobación de primera mano mediante la experimentación, para que no se quede en contenidos teóricos, abstractos y alejados de la realidad del alumno. En esta práctica los alumnos comprobarán experimentalmente las propiedades de los diferentes tipos de enlace químico. Mediante pruebas sencillas de solubilidad en agua, medida de conductividad eléctrica, prueba de dureza e inspección visual, los alumnos podrán identificar el tipo de enlace presente en diferentes sustancias.

OBJETIVO

Con esta práctica se pretende trabajar los contenidos de tipos de enlace químico y sus propiedades, así como los conceptos básicos de conductividad eléctrica, solubilidad en agua y dureza.
Mediante la experimentación, los alumnos podrán comprobar cómo el tipo de enlace químico marca las propiedades de objetos de uso cotidiano.

Es preciso que antes de realizar esta práctica los alumnos hayan visto los contenidos de tipos de enlace químico y sus propiedades. Es conveniente que se repasen previamente los conceptos de conductividad eléctrica, dureza y solubilidad, aunque sea de forma muy básica.

La práctica está orientada para el cuarto curso de ESO.

DURACIÓN APROXIMADA

Una sesión (55 minutos).

Tipos de enlace químico y sus propiedades

MATERIALES Y EQUIPOS

- agua destilada u osmotizada
- vaso de precipitados
- varilla de vidrio
- cucharilla o espátula
- polímetro
- pila de 4.5 V.
- cables de conexió´n para el polímetro y la pila

EPI NECESARIO

No

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

La práctica consta de cuatro experimentos independientes: inspección visual, prueba de dureza, prueba de solubilidad en agua y prueba de conductividad eléctrica.
A cada alumno o grupo de alumnos se le da cuatro muestras con las que experimentar. Todas las muestras serán sometidas a todas las pruebas experimentales. Las muestras son:
– Cera de vela (enlace covalente molecular).
– Clavo de acero (enlace metálico).
– Piedra – silicato (red covalente).
– Sal común en cristales grandes (enlace iónico).
Es preciso que los alumnos lleven un cuaderno de laboratorio donde anotar los experimentos realizados y los resultados obtenidos, tanto cualitativos como cuantitativos.

1. Inspección visual
- Comprobar y anotar la apariencia física de las muestras: tamaño, forma, color, brillo.
- En esta prueba la característica fundamental es comprobar que el clavo de acero tiene brillo.

2. Prueba de dureza
- Con el borde de una espátula o cucharilla probar a rayar la superficie de las muestras.
- En esta prueba lo fundamental es comprobar que la cera es la única muestra blanda.

3. Prueba de solubilidad
- Llenar a la mitad cuatro vasos de precipitados con agua destilada u osmotizada.
- Probar a disolver las muestras en el agua.
- En esta prueba lo más importante es comprobar que la única muestra soluble es la sal común.

4. Prueba de conductividad eléctrica
- Unir con un cable conector la pila de 4.5 V al polímetro.
- Colocar un cable en el otro borne de la pila, y otro cable en el otro conector del polímetro. Comprobar que si se unen estos dos cables, el polímetro marca 4.5 V porque está pasando la corriente eléctrica.
- Coger los dos cables y conectarlos a las muestras. Comprobar y anotar el voltaje que pasa con cada muestra.
- En esta prueba lo fundamental es verificar que sólo el clavo de acero conduce la corriente eléctrica.

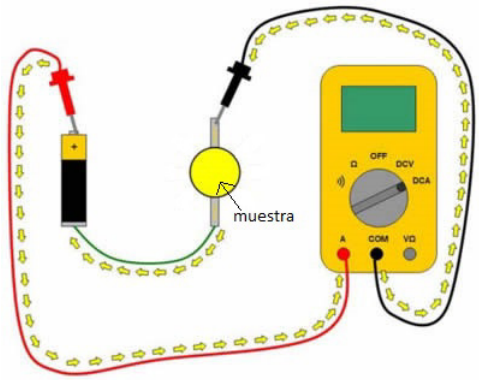
CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

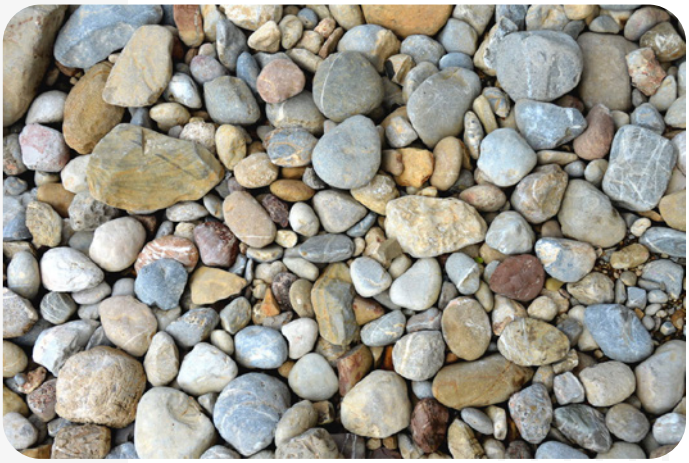
Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

GESTIÓN DE RESIDUOS

Los objetos usados como muestras de experimentación se consideran basura inorgánica que pueden eliminarse en el contenedor normal.

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA





IMÁGENES DE LA PRÁCTICA

BIBLIOGRAFÍA

University of Colorado Boulder (2004). **Hands-on Activity: Will It Conduct? Boulder**, (EE.UU) [Apuntes académicos]. Recuperado el 28 de abril en **https://www.teachengineering.org/activities/view/-cub_electricity_lesson04_activity1**

Muñiz, F. (2018). **Mineralogía con tacto. Enseñanza de las Ciencias de la Tierra.** Vol. 26 (3), pp. 366-374. ISSN: 2385-2484. Recuperado el 28 de abril en **https://www.raco.cat/index.php/ECT/article/-download/343198/434344**

8

Obtención de cristales de sulfato de cobre

PROFESOR

Francisco José Martínez Rodríguez
Licenciado en Química
IES Licenciado Francisco Cascales (Murcia)
franciscojose.martinez23@murciaeduca.es

INTRODUCCIÓN

En esta práctica los alumnos realizarán una técnica sencilla de separación de mezclas: la obtención de un sólido mediante evaporación de una disolución acuosa. Para ello se dejan evaporar disoluciones acuosas de sulfato de cobre (II), hasta que toda el agua se haya evaporado y queden únicamente cristales de dicho sólido. Es conveniente hacer esta práctica tras la de 'Obtención de cristales de sulfato de cobre', para así aprovechar las disoluciones que se preparan en ésta y reducir la cantidad de residuos perjudiciales para el medio ambiente que se generan.

OBJETIVO

En esta práctica los estudiantes podrán comprobar experimentalmente cómo mediante un proceso físico se puede separar una mezcla en sus componentes. Así se trabajan los conceptos de mezcla, sustancia pura, diferencia entre procesos físicos y químicos, y técnicas de separación de mezclas.
Asimismo, se pueden tratar contenidos transversales como el cuidado del medio ambiente y la prevención de riesgos en el laboratorio.
La práctica está pensada para los primeros niveles de ESO.

DURACIÓN APROXIMADA

Unos 30 minutos de la primera parte de preparación, varios días de espera hasta que precipiten los cristales, y unos 30 minutos para la segunda parte.

MATERIALES Y EQUIPOS

- Sulfato de cobre (II) pentahidrato
- Agua destilada u osmotizada
- Balanza de precisión
- Vaso de precipitados de 250 ml
- Cristalizadores
- Espátulas o cucharillas

Obtención de cristales de sulfato de cobre

EPI NECESARIO

Si. Guantes de látex o vinilo y bata de laboratorio.

PELIGRO Y SEGURIDAD

Peligro para el medio ambiente

Peligro para la salud

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

Primera parte: preparación

• Si se ha realizado la práctica de 'Preparación de disoluciones de diferentes concentraciones', pueden utilizarse las disoluciones ya preparadas. Si no es el caso, proceder de la siguiente manera:
• Pesar unos 10 g de sulfato de cobre (II) pentahidrato en un vaso de precipitados de 250 ml y disolver en unos 100 ml de agua destilada.
• Pasar la disolución a un cristalizador y dejarla hasta que toda el agua se haya evaporado (pueden pasar varios días).

Segunda parte: recogida de cristales

• Una vez evaporada toda el agua, con ayuda de una cucharilla recuperar los cristales de sulfato de cobre (II).
• Pesar los cristales recuperados y comprobar si se han recuperado 15 g como al inicio..

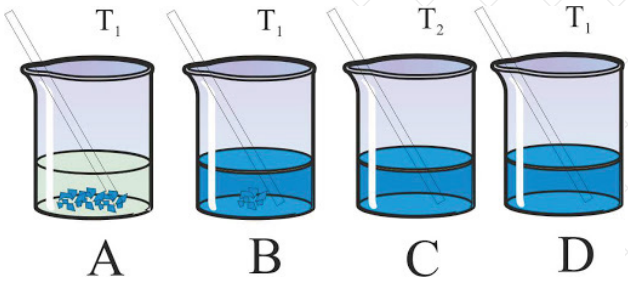
CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

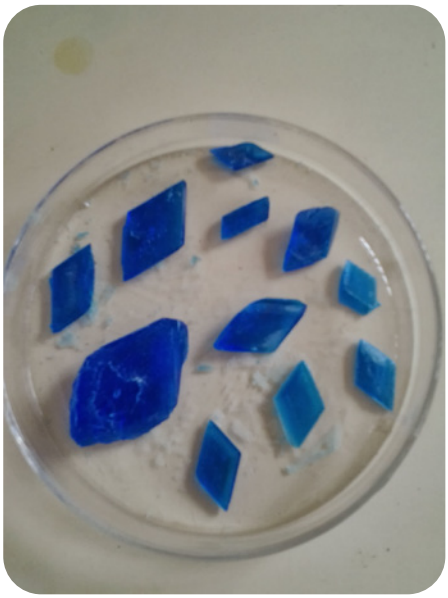
Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

GESTIÓN DE RESIDUOS

Los restos de sulfato de cobre (II) sólido y sus disoluciones son tóxicos para organismos acuáticos y no pueden eliminarse de forma convencional.
Debe prepararse un contenedor especial para guardar los residuos de sulfato de cobre (II), que deberá ser eliminado por un gestor de residuos autorizado.

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA





BIBLIOGRAFÍA

ICSC 1416 Sulfato de Cobre (II) pentahidrato. Instituto Nacional de Seguridad y Salud en el Trabajo. (2018). Recuperado el 28 de abril en International Labour Organization (ILO). **http://www.ilo.org/dyn/icsc/showcard.display?p_version=2&p_card_id=1416&p_lang=es**

9

Preparación de disoluciones de diferentes concentraciones

PROFESOR

Francisco José Martínez Rodríguez
Licenciado en Química
IES Licenciado Francisco Cascales (Murcia)
franciscojose.martinez23@murciaeduca.es

INTRODUCCIÓN

El concepto de concentración de una disolución y las formas de expresarla son fundamentales en Química. Desde los primeros cursos de ESO se trabaja este concepto,y puede resultar complicado de entender por el alumnado de más corta edad. Para ello los alumnos prepararán varias disoluciones de sulfato de cobre (II) pentahidrato, harán los cálculos necesarios para obtener las diferentes concentraciones preparadas y comprobarán visualmente que a mayor concentración , mayor es la intensidad del color. Es conveniente que los alumnos hayan trabajado previamente los conceptos de mezclas homogéneas, concentración y formas de expresar ésta, y pictogramas de peligrosidad de reactivos químicos.

No es necesario que estén familiarizados con el trabajo en laboratorio, ya que la práctica puede servir como primera aproximación al trabajo en el laboratorio de química. Es conveniente que tras esta práctica, en una sesión posterior, se realice la práctica de 'Obtención de cristales de sulfato de cobre', para así aprovechar las disoluciones preparadas.

OBJETIVO

En esta práctica los estudiantes podrán comprobar de forma visual lo que supone la diferencia de concentración en unas disoluciones, facilitando así el aprendizaje significativo de dicho concepto.
De este modo se trabajan los contenidos de mezclas homogéneas, concentración, formas de expresar la concentración, preparación de disoluciones y trabajo en laboratorio.

Asimismo, se pueden tratar contenidos transversales como el cuidado del medio ambiente y la prevención de riesgos.
La práctica está pensada para los primeros niveles de ESO.

DURACIÓN APROXIMADA

Una sesión (55 minutos).

MATERIALES Y EQUIPOS

- Sulfato de cobre (II) pentahidrato
- Agua destilada u osmotizada
- Balanza de precisión
- Vaso de precipitados de vidrio de 100 ml
- Matraces aforados de 100 ml
- Espátulas o cucharillas
- Campana de extracción

EPI NECESARIO

Si. Guantes de látex o vinilo y bata de laboratorio.

PELIGRO Y SEGURIDAD

Peligro para el medio ambiente

Peligro para la salud

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

- Dentro de la campana de extracción, en un vaso de precipitados de 100 ml pesar 5 g de sulfato de cobre (II) pentahidrato con la balanza de precisión.
- Añadir agua destilada hasta unos 60 ml y disolver.
- Pasar la disolución a un matraz aforado de 100 ml y enrasar.
- Repetir los pasos anteriores tomando 1 g de sulfato de cobre (II).
- Evaluar visualmente el aspecto de las dos disoluciones, comprobando que la más concentrada tiene una mayor intensidad de color.

CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

GESTIÓN DE RESIDUOS

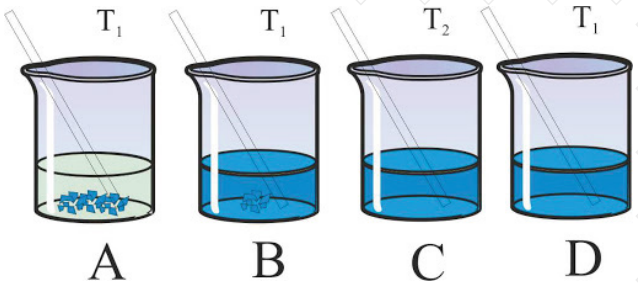
Los restos de sulfato de cobre (II) sólido y sus disoluciones son tóxicos para organismos acuáticos y no pueden eliminarse de forma convencional.

Debe prepararse un contenedor especial para guardar los residuos de sulfato de cobre (II), que deberá ser eliminado por un gestor de residuos autorizado.

Siguiendo la filosofía de las 'tres Rs' (reducir, reutilizar, reciclar) es conveniente continuar esta práctica con la de 'Obtención de cristales de sulfato de cobre', pues permite reducir la cantidad de residuo al eliminar el agua de las disoluciones, dejando sólo residuos sólidos.

Preparación de disoluciones de diferentes concentraciones

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA



BIBLIOGRAFÍA

ICSC 1416 Sulfato de Cobre (II) pentahidrato. Instituto Nacional de Seguridad y Salud en el Trabajo. (2018). Recuperado el 28 de abril en International Labour Organization (ILO). **http://www.ilo.org/dyn/icsc/showcard.display?p_version=2&p_card_id=1416&p_lang=es**

10

Propiedades de las sustancias. Descubre el tipo de enlace que tienen

PROFESOR

Josefa Rubio Cascales
Licenciada en Ciencias Químicas
IES ALCÁNTARA (Alcantarrilla. Murcia)
josefa.rubio8@murciaeduca.es

INTRODUCCIÓN

El tipo de enlace químico presente en las sustancias, es el responsable, en gran medida, de las propiedades físicas y químicas de la misma. Investigando estas propiedades podremos deducir el tipo de sustancia que tenemos. Entre las propiedades que podemos analizar tenemos el punto de fusión y ebullición, la solubilidad en agua o en un disolvente apolar y la conductividad eléctrica. Podemos estudiar el comportamiento que presentan sustancias iónicas, covalentes y metálicas y, con ello, podremos determinar el tipo de enlace que presenta una sustancia problema.

OBJETIVO

- Comprobar algunas propiedades que presentan las sustancias según el tipo de enlace que presentan.
- Deducir el tipo de enlace que presenta una sustancia problema dada.

Esta práctica está orientada para estudiantes de 3º o 4º ESO en los contenidos correspondientes al enlace químico.

DURACIÓN APROXIMADA

Esta práctica se puede realizar en una sesión de clase de 55 minutos si el material está preparado para cada grupo de estudiantes.

MATERIALES Y EQUIPOS

- Tubos ensayo y gradilla
- Portalámparas y bombilla pequeña
- Cables y pinzas de cocodrilo
- Pila de 4,5 V
- 5 Vidrio de reloj para poner cada reactivo a analizar
- Frasco lavador con agua destilada
- 3 Vasos de precipitados de 100 ml para preparar disoluciones acuosas

→

Propiedades de las sustancias. Descubre el tipo de enlace que tienen

MATERIALES Y EQUIPOS

Reactivos
- Cloruro de sodio (cristal y en polvo)
- Iodo o azufre (cristal y en polvo)
- Papel de aluminio
- Azúcar (terrón y granos finos)
- Aceite corporal
- Sulfato de cobre (II) pentahidratado (cristal y en polvo)

EPI NECESARIO

Si. Guantes para evitar manchas de iodo

PELIGRO Y SEGURIDAD

Peligro para el medio ambiente

Peligro para la salud

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

1º- Realiza el montaje de un circuito simple para comprobar la conductividad eléctrica de cada una de las sustancias. Se necesita: una pila de 4,5 V, 3 cables, 4 pinzas de cocodrilo y un portalámparas con la bombilla.

El estudiante tiene que comprobar que el circuito funciona correctamente. Para ello tiene que unir el extremo libre del cable rojo con el del cable negro y observar que se enciende la bombilla. Después ha de ir colocando cada una de las sustancias entre estos dos extremos (sin que se toquen). Por ello es conveniente que las sustancias sólidas dadas a los estudiantes sean de gran tamaño, es decir, poner un cristal de sal común, un trozo de mineral de azufre o lámina de iodo, un terrón de azúcar y un cristal de sulfato de cobre (II) pentahidratado. El aluminio se entregará en una tira.

El sulfato de cobre será la sustancia problema por lo que se entregará a los estudiantes cuando finalicen el estudio del resto de sustancias (cloruro de sodio, azufre o iodo, agua destilada, aluminio y azúcar.

Cuando se trate de una disolución ha de asegurarse que están separados, los electrodos, unos centímetros. Las disoluciones acuosas que se preparen deben estar muy concentradas. Estas disoluciones pueden estar preparadas por el profesor o las pueden preparar los estudiantes. Es necesario conocer la solubilidad de estas sustancias para poder preparar una disolución concentrada, próxima a la saturación.

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

2º- Comprueba la solubilidad. Para ello hay que echar una pequeña cantidad de cada sustancia en dos tubos de ensayo. En uno de ellos, se añade agua (disolvente polar) y en el otro, se añade aceite corporal (disolvente apolar). Se agita y observa si se disuelve o no.

El estudiante debe ir anotando el resultado de sus observaciones en la ficha dada.

3º- Los estudiantes deben buscar el punto de fusión de cada sustancia y anotarlo.

4º- Con las propiedades que han observado los estudiantes tienen que indicar el posible tipo de enlace que presenta cada sustancia y anotarlo en la tabla que aparece en su ficha.

5º- Por último, el profesor entrega una sustancia problema y los estudiantes deben descubrir el tipo de enlace que presenta.

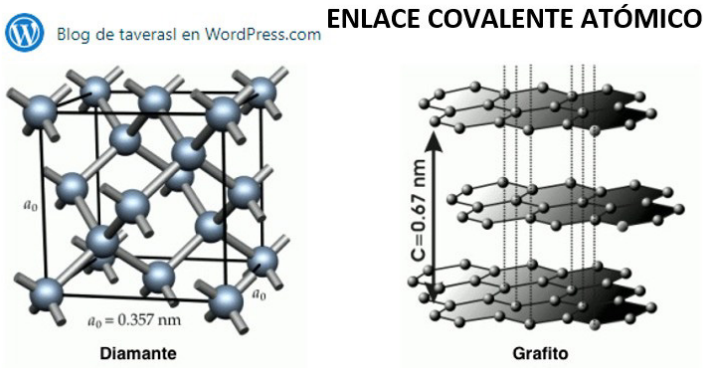
CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

GESTIÓN DE RESIDUOS

Los residuos originados en los tubos de ensayo que contienen aceite corporal deben ser recogidos en una garrafa etiquetada. No verter al desagüe.
No tirar las disoluciones con sulfato de cobre (II). Echar todas las disoluciones en un vaso de plástico de 1 litro y dejar evaporar durante días para recoger y reciclar el sulfato de cobre (II). Aparecen cristales que se pueden reutilizar para medir la conductividad eléctrica en estado sólido.

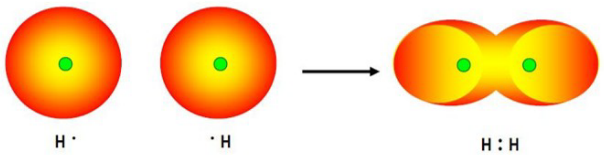
IMÁGENES DE LA PRÁCTICA



Propiedades de las sustancias. Descubre el tipo de enlace que tienen

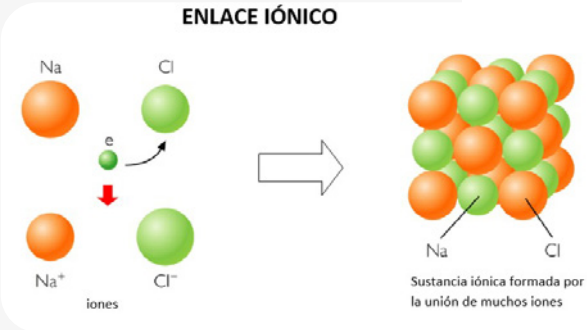
IMÁGENES DE LA PRÁCTICA

ENLACE COVALENTE

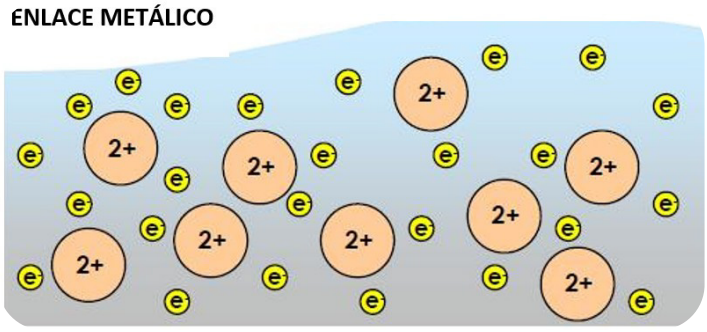


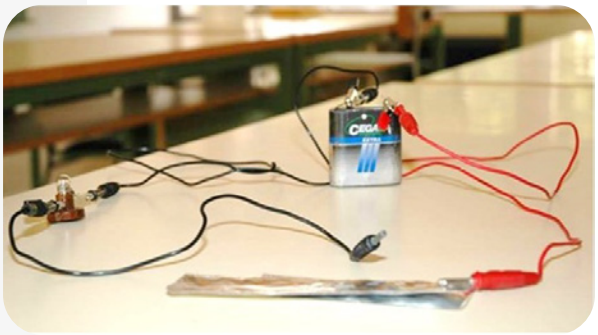
En las sustancias en las que los átomos tienen enlaces covalentes se forman verdaderas moléculas.

ENLACE IÓNICO



ENLACE METÁLICO





BIBLIOGRAFÍA

Rubio Cascales, J. Idea y diseño propio.

11

Técnicas para la separación de mezclas de sustancias

PROFESOR

Josefa Rubio Cascales
Licenciada en Ciencias Químicas
IES ALCÁNTARA (Alcantarrilla. Murcia)
josefa.rubio8@murciaeduca.es

INTRODUCCIÓN

Si analizamos las sustancias que tenemos a nuestro alrededor, podemos observar que, en muy pocos casos, encontramos sustancias puras. La gran mayoría de ellas son mezclas. Sin embargo, es posible separar los componentes de esas mezclas mediante diferentes técnicas o procedimientos. La siguiente práctica está diseñada para que los estudiantes conozcan y ejecuten diferentes técnicas para separar mezclas de sustancias. No es necesario dedicar sesiones de clase para su explicación, sino que se hará directamente en las sesiones prácticas.

OBJETIVO

Objetivo, en el que se concreta cual es la finalidad de cada práctica y a quién está orientada, estudiantes de ESO o FP básica, o para ambas.
• Conocer diferentes técnicas de separación de mezclas.
• Separar los componentes de varias mezclas dadas.
Está orientada a alumnado de la ESO Y FP Básica

DURACIÓN APROXIMADA

La práctica se plantea para desarrollarla en dos sesiones de clase de 55 minutos cada una. El material y montajes necesarios tienen que estar preparados con anterioridad.

MATERIALES Y EQUIPOS

Para la primera sesión. Separación de hierro, sal común y arena.

Para cada grupo de estudiantes:
• Balanza que puede ser compartida por varios grupos
• Tubo de ensayo con la mezcla y gradilla
• Un imán
• Frasco lavador
• Soporte con aro
• Embudo y filtro de papel
• Vaso de precipitados
• Cápsula de porcelana
• Placa calefactora o mechero con trípode y rejilla.
• Espátula y cucharilla.

Técnicas para la separación de mezclas de sustancias

MATERIALES Y EQUIPOS

Para la segunda sesión

Montaje de destilación para todos los estudiantes. Irán pasando por turnos para visualizarlo.

• 2 soportes con pinzas: uno para sujetar el refrigerante y otro para sujetar el matraz de destilación
• Tapón con termómetro para el matraz de destilación
• 2 mangueras de goma para el circuito de agua del tubo exterior del refrigerante
• Vaso de precipitados o matraz Erlenmeyer para recoger el alcohol destilado.
• Cápsula de porcelana para quemar el alcohol obtenido
• trozo de piedra pómez o de tipo volcánico para facilitar la ebullición del vino
• 100-200 ml de vino

Para la cromatografía
• Vaso de precipitados de 250 o 500 ml o cristalizador
• Papel de filtro o tiza
• Rotuladores con tinta soluble en agua (sirven los de la marca Giotto)

Para la decantación
• Soporte con pinza
• Embudo de decantación
• Agua
• Aceite corporal
• Vaso de precipitados

Para la sublimación
• Vaso de precipitados
• Mezcla de arena con iodo (muy poca cantidad)
• Matraz de base redonda que tapone el vaso de precipitados
• Plastilina para sellar el vaso de precipitados con el matraz
• Mezcla de agua y cubitos de hielo
• Mechero con trípode y rejilla o placa calefactora

Para la cristalización
• 325 g del fertilizante ADP (fosfato monoamónico en tiendas para agricultores)
• 500 ml de agua del grifo
• 1 g de papel de aluminio troceado o 0,5 g de $FeCl_3$ (para obtener cristales más definidos).
• Vaso de plástico de 1 litro
• Vaso de precipitados de 1 litro
• Mechero con trípode y rejilla o placa calefactora
• Termómetro
• Envase de poliestireno para aislar el vaso de plástico y dejar reposar durante varios días.

EPI NECESARIO

Sí
Guantes, mascarilla y gafas. Las gafas se necesitan para la evaporación del agua mezclado con la sal ya que, cuando queda muy poca agua debe retirarse la cápsula de porcelana de la fuente de calor por la posible salpicadura de cloruro de sodio. En principio, la mascarilla no es necesaria si se asegura un buen sellamiento del vaso de precipitados con el matraz de base redonda para la separación del iodo con arena.

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

1ª SESIÓN.

El profesor prepara una mezcla en un vaso de precipitados de limaduras de hierro, sal común y arena, de la que extrae el contenido, en cada tubo de ensayo, para cada grupo de estudiantes.
Cada grupo de estudiantes tiene una mezcla de hierro, arena y sal común en un tubo de ensayo (aproximadamente la tercera o cuarta parte del tubo). Tienen que medir la masa de la mezcla antes de comenzar con la separación.

Separación magnética
El hierro puede ser separado con un imán por sus propiedades magnéticas, que no presentan otros metales.
Para ello se pasa el imán sobre el tubo de ensayo. El hierro es atraído hacia la pared del tubo que se llevará hasta la boca del mismo para ser recogido fácilmente. Si se dispone de bolitas de hierro mejor que de limaduras. Advertir a los estudiantes que pasen varias veces el imán por el tubo de ensayo y se aseguren de que no queda hierro. Se puede echar la mezcla sobre un vidrio de reloj y terminar de pasar el imán. Una vez separado todo el hierro, los estudiantes tienen que medir su masa y anotarla. El profesor recoge el hierro.

Disolución y filtración
En la mezcla de arena y sal común aprovecharemos la propiedad de que la sal común es soluble en agua y la arena no. Una vez disuelta la sal utilizaremos la técnica de filtración para separar la arena del resto. A continuación, se echa agua destilada a la mezcla que queda para que se disuelva la sal común y quede la arena sin disolver. Para ello, echar agua en el tubo de ensayo y agitar vigorosamente.
Seguidamente hay que filtrar todo el contenido del tubo de ensayo. Hay que asegurar que no quedan restos en el tubo. Para ello hay que vaciar el contenido inmediatamente después de ser agitado. No conviene que haya mucha cantidad en el tubo de ensayo. Bajo el embudo se pondrá una cápsula de porcelana para recoger el líquido filtrado.
Una vez filtrado el líquido se coge el papel de filtro, se abre y se pone el grupo de estudiantes porque hay que secarlo en estufa (si se dispone de ella) o se deja al aire libre. Tardará un día en secar y después se medirá su masa.

Evaporación
Consiste en calentar una disolución hasta que todo el disolvente se evapore y el soluto quede en estado sólido.
El líquido, recogido en la cápsula de porcelana, se pone a calentar para la evaporación del agua. Retirar del fuego cuando quede muy poca agua para evitar salpicaduras o proyecciones de sal común. Esperar a que se enfríe para rascar la sal y pesar.
Con las masas obtenidas de cada sustancia, el estudiante tiene que calcular el porcentaje de cada sustancia en la mezcla. Es interesante comprobar si a todos los grupos les ha dado el mismo porcentaje.

2ª SESIÓN

Destilación
Es una técnica que permite separar dos o más líquidos miscibles (solubles entre sí), basándose en las diferencias entre sus temperaturas de ebullición. Destilaremos vino, que se compone mayoritariamente de alcohol (etanol), que hierve a 89ºC, y agua, que hierve a 100ºC, junto a otros muchos componentes en muy pequeña proporción.

→

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

Para ello, se calienta hasta alcanzar la ebullición. Los primeros vapores producidos estarán formados fundamentalmente por alcohol. Se hacen pasar por un refrigerante con lo que se enfrían y se convierten en líquido, pudiéndose recoger en un recipiente.
Con el transcurso del tiempo los vapores van teniendo menor proporción en alcohol y mayor en agua, lo que puede comprobarse con un termómetro en contacto con los vapores producidos.

El profesor inicia la sesión con la destilación. Para ello explica cada uno de los materiales haciendo hincapié en el refrigerante. los alumnos deben visualizar los dos tubos que contiene el refrigerante y cómo funciona el sistema de enfriamiento con la manguera conectada al grifo y la de salida del agua. Se coloca el vino en el matraz junto a un trozo de piedra pómez para facilitar la ebullición. Cuando empiece a hervir el vino, los alumnos pasarán por turnos para visualizar el montaje y anotar la temperatura que marca el termómetro. Si se quiere obtener bastante alcohol en poco tiempo, el profesor puede adicionar un poco de alcohol a la mezcla de vino que ha puesto. Cuando se haya destilado suficiente alcohol, el profesor pasa el recipiente a los distintos grupos de alumnos para que puedan oler el líquido destilado y comprobar que no es agua. Después se puede quemar para comprobar que, es alcohol, y observar el color de su llama.

Sublimación
La sublimación es el paso de una sustancia del estado sólido al gaseoso, y viceversa, sin pasar por el estado líquido. Se puede considerar como un modo especial de destilación de ciertas sustancias sólidas. Vamos a separar iodo mezclado con arena.
Se calienta en el vaso de precipitados el yodo sólido y lo tapamos con una superficie fría, en este caso un balón al que se le añade agua – hielo para evitar que el vapor de yodo eleve peligrosamente su temperatura. El vapor de yodo choca con el fondo del balón, y la rápida disminución de la temperatura hace que el yodo vuelva al estado sólido en forma de pequeños cristales que se pueden observar al levantar el balón.

A continuación, se puede realizar la sublimación con un solo montaje, por el profesor. Hay que asegurar el sellado entre el vaso de precipitados y el matraz de base redonda colocado encima. Antes de proceder al calentamiento de la mezcla de iodo y arena colocar agua con cubitos en el interior del matraz. Hay que echar muy poca cantidad de iodo. El experimento asombra a los estudiantes porque el iodo gaseoso tiene color. Cuando no se observen gases rosados de iodo dentro del vaso de precipitados se puede retirar el matraz y mirar los cristales del mismo en la base del matraz. Se pueden reciclar retirándolos con guantes. Hay que extremar la precaución de que no caiga iodo sobre la mesa porque se estropea. Limpiar la base del matraz con guantes y dejar caer sobre papel de filtro. Luego guardar en recipiente para volver a utilizarlo.

Cromatografía
La cromatografía es una técnica que permite separar los componentes de una mezcla basándose en la diferente velocidad con la que se mueven a través de un medio poroso (papel de filtro o tiza en nuestro caso) arrastrados por un disolvente en movimiento. Los componentes de la mezcla que se retienen más débilmente en el papel avanzan con mayor rapidez.
El profesor prepara tiras de papel de filtro de 12×5 cm y a 2 cm de la base coloca tinta de rotuladores (soluble en agua) de color naranja, verde y negro.

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

El alumno tiene que echar 1-1,5 cm de agua en un vaso de precipitados o cristalizador y colocar solo el borde de la tira de papel. Puede sujetar la tira con un bolígrafo enrollado en el otro extremo de la tira de papel o con la mano ya que durante pocos minutos, el agua asciende, por capilaridad, por la tira de papel, arrastra la tinta y separa cada uno de los colores de la mezcla.
Una vez separada la tinta en sus colores, se deja secar la tira de papel. El alumno anota los colores obtenidos por orden.

Decantación
La decantación es un método que permite la separación de dos líquidos no miscibles (que no se disuelven entre sí), tendiendo en cuenta que el de mayor densidad queda por debajo del menos denso. Para ello, se utiliza un embudo de decantación, que es un instrumento de vidrio que posee una llave en su parte inferior. Se coloca un recipiente debajo y se abre la llave hasta que prácticamente caiga la totalidad del líquido más denso. A continuación, se cierra la llave, se coloca un nuevo recipiente y se repite la operación para recoger el líquido menos denso.
De esta manera, se puede separar, por ejemplo, una mezcla de aceite y agua. El alumno debe indicar qué líquido queda arriba y cuál abajo. Si se utiliza aceite corporal, el asombro para el estudiante es mayor porque los dos líquidos son transparentes y se ve perfectamente la línea de separación entre ellos.
Coloca un vaso de precipitados en la base del embudo de decantación. Abre la llave y deja caer el líquido de la parte inferior y deja en el embudo el líquido de la parte superior.

Cristalización
Es la técnica más simple y eficaz para purificar compuestos orgánicos sólidos. Consiste en la disolución de un sólido impuro en la menor cantidad posible del disolvente adecuado en caliente. En estas condiciones se genera una disolución saturada que al enfriar se sobresatura produciéndose la cristalización. Para ello, es conveniente que el proceso de enfriamiento se produzca lentamente de forma que los cristales se formen poco a poco y el lento crecimiento de la red cristalina excluya las impurezas. Si el enfriamiento de la disolución es muy rápido las impurezas pueden quedar atrapadas en la red cristalina.
Vamos a cristalizar ADP (dihidrógeno fosfato de amonio o fosfato monoamónico en tiendas de agricultura).

Coge un vaso de precipitados de 1 litro y añade 325 g de ADP y disuélvelos en 500 ml de agua del grifo, en caliente, hasta una temperatura que no sobrepase los 80ºC porque lo vamos a vaciar en un vaso de plástico y no queremos que funda. Si queremos obtener unos cristales bien definidos y en forma de aguja hay que adicionar 1 g de papel de aluminio troceado o 0,5 g de $FeCl_3$. Los cristales serán transparentes y si queremos darle color podemos adicionar unas gotas de algún colorante alimentario. Si se ha adicionado papel de aluminio hay que retirarlo antes de verter en el vaso de plástico.

Vierte la disolución en un recipiente de plástico aislado térmicamente, tápalo y déjalo reposar durante, al menos, 2 días.
Separa el líquido de la disolución, en otro vaso de plástico y, observa los cristales formados. Mide su masa y comprueba que aún queda soluto (ADP) en el líquido que has retirado. Si dejas el vaso abierto, se formará más precipitado por evaporación del agua. Para esto se necesitan varios días.

Técnicas para la separación de mezclas de sustancias

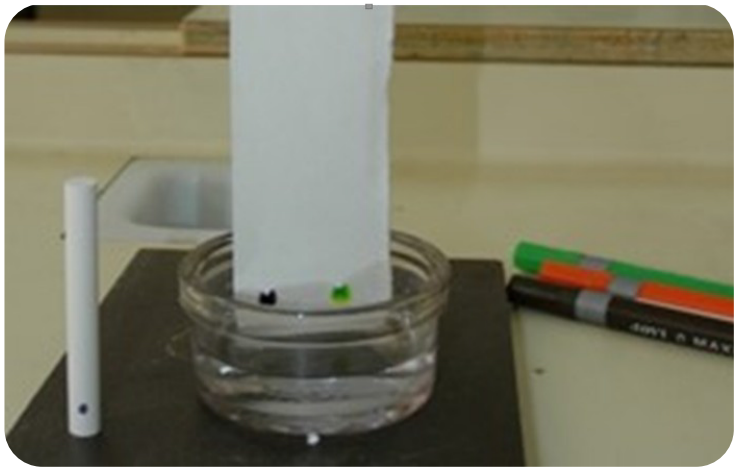
- CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

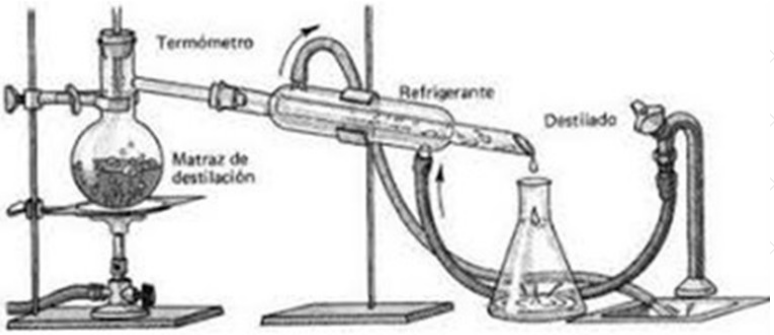
- GESTIÓN DE RESIDUOS

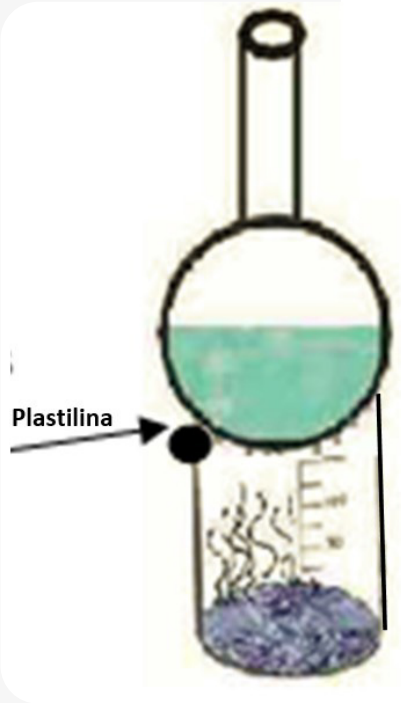
Todos los residuos generados, son sustancias puras que pueden reciclarse y ser utilizadas después.

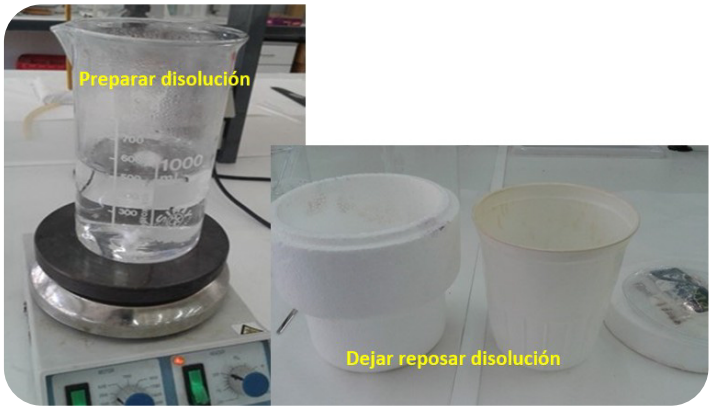
- IMÁGENES DE LA PRÁCTICA



IMÁGENES DE LA PRÁCTICA







BIBLIOGRAFÍA

Rubio Cascales, J. Idea y diseño propio.

12

Investigamos el estado gaseoso. Teoría cinética de gases

PROFESOR

Josefa Rubio Cascales
Licenciada en Ciencias Químicas
IES ALCÁNTARA (Alcantarrilla. Murcia)
josefa.rubio8@murciaeduca.es

INTRODUCCIÓN

La materia se presenta, en la Naturaleza, en diferentes estados de agregación, con propiedades diferentes entre sí, lo que les hace tener comportamientos muy distintos. Para justificar este comportamiento tenemos que adentrarnos al interior de la materia y observar lo que ocurre. Esta es la base de la denominada teoría cinético-molecular, que propone que: • La materia está formada por partículas entre las que existen fuerzas de atracción o cohesión. Estas fuerzas son elevadas en el caso del estado sólido y casi inexistentes en el estado gaseoso. • Las partículas se encuentran en continuo movimiento. A mayor temperatura, mayor velocidad adquieren. En el estado sólido las partículas ocupan posiciones fijas y solo vibran. En el estado líquido las partículas tienen mayor movilidad que en el sólido y, además de vibrar pueden desplazarse y, en el estado gaseoso se mueven libremente (vibran, rotan y se trasladan), en todas direcciones. La práctica se plantea para investigar el comportamiento que tienen las sustancias en el estado gaseoso y justificarlo en base a la teoría cinética.

OBJETIVO

Observar el comportamiento de una sustancia gaseosa, en distintas situaciones, y justificarlo mediante la teoría cinético-molecular.
Está orientada a alumnado de la ESO Y FP Básica

DURACIÓN APROXIMADA

La práctica está diseñada para dos sesiones de clase de 55 minutos. Se pueden realizar menos experimentos de los planteados para realizarlo en una sola sesión.

MATERIALES Y EQUIPOS

- Balanza
- Matraz de destilación
- 2 matraz Erlenmeyer de 250 ml y 1 de 1 litro
- Tubo en U con manguera flexible en un extremo para conectar al matraz de destilación
- Jeringa (mejor de plástico con goma en émbolo que de vidrio)
- Vaso de tubo
- Recipiente de plástico para envasar al vacío
- Alcohol de quemar

MATERIALES Y EQUIPOS

- Algodón
- Pinzas de metal
- Cerillas
- Placa calefactora o mechero con trípode y rejilla
- 2 Soporte con pinza
- Papel de filtro o folio normal
- Jarra o botella
- Bicarbonato de sodio
- Vinagre
- 2-3 velas
- Pelota de ping pong
- 1 huevo cocido

EPI NECESARIO

No

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

El profesor monta cada experimento en un puesto del laboratorio. Cada grupo de estudiantes va pasando por cada uno de ellos de forma rotativa. Los alumnos tienen que ir respondiendo a las cuestiones planteadas en cada experimento y justificar el comportamiento observado según la teoría cinético-molecular, es decir, tiene que hablar de partículas, fuerzas entre ellas y movimiento.

Experimento 1: ¿Pesan los gases?
Los estudiantes disponen de una balanza y de un globo. Tienen que medir la masa del globo vacío y después de inflarlo, con un inflador o soplando. Se le pregunta por el gas en el interior que, en caso de inflarlo soplando, se dirá que es dióxido de carbono.
También se puede hacer con una jeringa a la que se le inyecta gas de aerosoles que venden para la limpieza de teclados. En este caso se mide la masa de la jeringa vacía y cuando se ha introducido el gas. Esto es más caro que el caso anterior y, la jeringa debe ser grande.

Experimento 2: ¿Qué ocurre con el volumen ocupado por un gas al calentarlo?
En el montaje se necesita una placa calefactora, un matraz Erlenmeyer de 100 0 250 ml, un globo y unas pinzas metálicas.
Los estudiantes colocan el globo en la boca del matraz y, después, este sobre la placa calefactora para calentar el matraz y su contenido. En unos minutos el globo se eleva y se infla. Se retira el matraz de la placa y se deja enfriar. Se observa que el globo vuelve a su posición inicial. Precaución para no tener quemaduras. Hay que utilizar las pinzas para retirar el matraz de la placa calefactora.

Experimento 3: ¿Qué ocurre con la presión al calentar un gas?
En el montaje se necesitan 2 soportes con pinzas, tubo en U, mechero o placa calefactora y matraz de destilación con tapón. En uno de los soportes se sujeta el tubo en U y en el otro el matraz de destilación. Se conecta, con una manguera flexible, una de las ramas del tubo en U con la salida del matraz de destilación. En el tubo en U se pone agua coloreada.
Los estudiantes encienden el mechero para calentar el matraz de destilación observando cómo varía el nivel del agua contenida en el tubo en U. Si el montaje está bien cerrado se puede observar este comportamiento al calentar el matraz de destilación con las manos. Cuando se utiliza el mechero basta con encenderlo unos 2 minutos.

→

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

Experimento 4: ¿Qué ocurre al aumentar la presión sobre un gas encerrado en un recipiente?
En este caso solo es necesario una jeringa. Los estudiantes tienen que tirar del émbolo para introducir aire en su interior. Después, taponan la salida, con su dedo o con unas piezas que llevan algunas de ellas, y ejercen presión sobre el émbolo.
Pueden comprobar que el gas se comprime con facilidad. Si dejan de ejercer la presión sobre el émbolo, de nuevo, el gas aumenta su volumen. Las jeringas de vidrio funcionan muy bien y, al tener menos rozamiento, se comprime bastante el gas. El problema está cuando cesa la fuerza aplicada en el émbolo ya que este sale disparado y, en más de una ocasión, cae al suelo y se rompe. Por eso, es mejor utilizar jeringas de plástico, pero unas que llevan una pieza de goma negra en el interior del émbolo porque tienen menor rozamiento que las que no tienen esa goma.
Se puede aprovechar la ocasión para comprobar que, si en la jeringa se introduce agua líquida, no se puede comprimir.

Experimento 5: ¿Qué ocurre al extraer gas de un recipiente cerrado?
Para este experimento se necesita un recipiente de plástico para envasar al vacío. Es un artículo para alimentación. El envase lleva una pestaña en la tapa para la salida y entrada de aire y una bomba para hacer el vacío de forma manual.
Se coloca un globo en el interior del recipiente. Ponemos la tapa y con la bomba, extraemos aire. Al igual que ocurría con los hemisferios de Magdeburgo, por mucho que los estudiantes tiren de la tapa, esta no se puede abrir. Se puede observar que ha habido un hundimiento en la tapa y el globo del interior ha aumentado su volumen. La extracción de aire provoca que la presión en el interior del recipiente sea menor que la presión en el exterior. Al haber menor presión en el recipiente, el volumen que ocupan las partículas del interior del globo, es mayor.
Si dejamos entrar aire a través de la pestaña de la tapa se puede observar cómo disminuye el volumen del globo y, la tapa, se abre con facilidad.

Experimento 6: ¿Podemos introducir un huevo duro en un matraz sin tocarlo y sin romperlo?
En este experimento necesitamos un matraz Erlenmeyer de 1 litro, un huevo cocido, un trocito de algodón, alcohol para quemar, pinzas metálicas y cerillas.
Cogemos un poco de algodón y lo empapamos con el alcohol. Sujetando con las pinzas, prendemos fuego y lo introducimos en el interior del matraz. Seguidamente ponemos el huevo duro en la boca del matraz. Si se ha puesto suficiente cantidad de alcohol, se observa cómo vibra el huevo sobre la boca del matraz y, seguidamente penetra al interior del matraz provocando un característico ruido. El movimiento de vibración del huevo se debe a la salida de las partículas del aire por el aumento de velocidad de estas al ser calentadas. De esta forma disminuye la presión en el interior del matraz mientras que en el exterior es mayor.
También podemos extraer el huevo, sin romperlo. Para ello hay que sujetar la boca del matraz, acercar el huevo y soplar fuertemente. La entrada de partículas de aire provocará un aumento de presión, suficiente para impulsar el huevo hacia afuera. Esto tiene que hacerse con rapidez y después de haber enfriado el matraz.

→

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

Experimento 7: ¿Podemos sujetar el agua contenida en un vaso con un papel o una pelota de ping-pong?
Para este experimento solo se necesita un vaso de tubo (plástico o vidrio), agua del grifo y un trozo de papel de filtro o de un folio normal.
Cortamos el papel en un cuadrado de 7 cm de lado (suficiente para tapar la boca del vaso). Se llena el vaso con agua del grifo, colocamos el papel encima de la boca del vaso mojando todo el borde. Aseguramos bien que no queden arrugas en todo el borde, giramos el vaso y lo colocamos boca abajo. Soltamos la mano y, el agua no cae.
Este experimento también se puede realizar con un matraz Erlenmeyer de 250 ml y una pelota de ping pong. Llenamos el matraz con agua del grifo, colocamos la pelota en su boca. Aseguramos que no quedan orificios en el borde, giramos y ponemos boca abajo.
Con este experimento se demuestra la presión atmosférica. Las partículas del aire ejercen una presión de, aproximadamente 1 atmósfera, que pasa desapercibida.
Se aconseja realizar el experimento en el fregador o sobre un recipiente, por si, no se asegura bien el sellado en todo el borde y, el agua, como fluido que es, fluye por algún orificio y cae.

Experimento 8: ¿Quién apaga estas velas?
Para este experimento se necesita una jarra, 2-3 velas, cerillas, bicarbonato de sodio y vinagre.
Encendemos las velas. Se echa 20 g bicarbonato de sodio en la jarra y se añade vinagre. Se agita bien y se observa cómo aparecen burbujas debido a la formación de dióxido de carbono. El dióxido de carbono es un gas más denso que el aire por lo que permanece en el interior de la jarra.
después volcamos, suavemente, la jarra sobre la llama de la vela y, comprobaremos que se apaga de forma misteriosa.
El misterio queda resuelto cuando se razona que el dióxido de carbono cae sobre la llama, desplaza al oxígeno y finaliza la reacción de combustión. Como explicó un alumno, cuando soplamos soltamos dióxido de carbono y ahora lo estamos echando desde el interior de la jarra. Aprovechamos que tiene mayor densidad que el aire.

CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

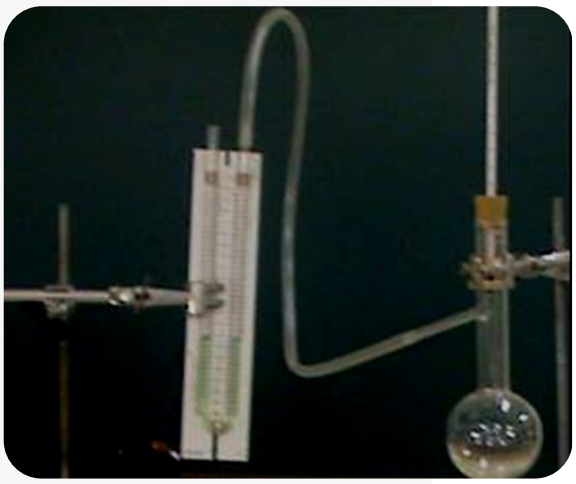
Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

GESTIÓN DE RESIDUOS

Todos los residuos generados, son sustancias puras que pueden reciclarse y ser utilizadas después.

Investigamos el estado gaseoso. Teoría cinética de gases

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA



IMÁGENES DE LA PRÁCTICA

BIBLIOGRAFÍA

Rubio Cascales, J. Idea y diseño propio.

13

Arcoíris dulce

PROFESOR

Charo Vila López
Doctora por la Universidad de Murcia
Colegio Monteagudo-Nelva (Murcia)
mrvila@fomento.edu

INTRODUCCIÓN

La densidad de una sustancia es una propiedad característica de la misma y viene dada por la cantidad de masa que ocupa un volumen determinado. Cuando dos o tres disoluciones tienen distinta densidad se pueden separa en fases, ocupando la parte superior la de menor densidad. Por otra parte, la concentración en g/l o g/ml de una disolución se puede determinar, a partir de la masa de soluto (el que está en menor proporción) que hay en un volumen determinado de disolución.

OBJETIVO

Esta práctica está orientada a 2º y 3ºESO

El objetivo es estudiar la propiedad característica de la densidad y empezar a hacer cálculos de concentraciones.

DURACIÓN APROXIMADA

La duración de la práctica será de 60 minutos.

MATERIALES Y EQUIPOS

- 3 vasos de precipitados
- Una copa
- Colorantes alimenticios, al menos tres
- Agua
- Azúcar
- Pipeta
- Varilla agitadora
- Cuchara o balanza

EPI NECESARIO

Sí
Bata, guantes, gafas

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

1. Se pone 50ml de agua en cada uno de los 3 vasos de precipitados

2. Se añade dos gotas de distinto colorante alimenticio a cada uno de los vasos con agua.

3. En el primero de los vasos, no se añade nada más. En el segundo de los vasos se añaden 3 cucharadas de azúcar (o el peso equivalente medido en la balanza) y se remueve hasta la disolución total. En el tercero de los vasos se añaden 6 cucharadas de azúcar y se remueve hasta la disolución total.

4. Se toman con la pipeta 30 ml del primero de los vasos y se dejan en la copa. Se toman 30 ml del segundo de los vasos y llegando con la pipeta al fondo de la copa, se dejan lentamente para que se vean las fases separadas. Por último se toman 30 ml del tercero de los vasos, e igualmente, una vez está la pipeta en el fondo de la copa se dejan salir.

Es importante, cuidar el orden y no "abrir la pipeta" hasta que esté en el fondo de la copa.

CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

GESTIÓN DE RESIDUOS

No genera resíduos

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA

BIBLIOGRAFÍA

Densidad. Recuperado el 28 de abril en Wikipedia. **https://es.wikipedia.org/wiki/Densidad**

Concentración. Recuperado el 28 de abril en Wikipedia. **https://es.wikipedia.org/wiki/Concentración**

14

Separación de mezclas

PROFESOR

Charo Vila López
Doctora por la Universidad de Murcia
Colegio Monteagudo-Nelva (Murcia)
mrvila@fomento.edu

INTRODUCCIÓN

Se conoce como mezcla a la combinación de dos o más sustancias sin que entre ellas haya cambio o reacción química. En las mezclas cada una de las sustancias que la componen conserva toda su identidad y sus propiedades. Las mezclas se pueden clasificar en Homogéneas (a simple vista no se distinguen sus componentes) y Heterogéneas (a simple vista se pueden distinguir sus componentes). El componente de la mezcla que se encuentra en mayor proporción se denomina disolvente y el que está en menor proporción o se denomina soluto.

Existen multitud de procesos para separar mezclas, por lo que no se puede hablar de una única técnica de separación de mezclas, sino que atendiendo a sus propiedades físico-químicas se pueden realizar una u otras, incluso combinarse entre ellas.

En el desarrollo de esta práctica vamos a llevar a cabo las siguientes técnicas de separación de mezclas:

• **Sublimación.** Esta técnica solo puede usarse en aquellas sustancias que a presión ambiente, puedan sublimar. Como ya sabemos, la sublimación es el cambio de estado que permite a la materia pasar del estado sólido al estado gaseoso directamente. Si en una mezcla hay un único compuesto que sublime, nos facilita mucho la separación de los componentes.

• **Filtración.** Consiste en separar los componentes que existen en una mezcla donde uno de los componentes es líquido y el resto sólido. Se hace pasar toda la mezcla por un papel de filtro que retiene el sólido y deja pasar el líquido. El papel de filtro tiene unos poros muy pequeños y actúa como "colador". Si el tamaño del solido es mayor que el de los poros del papel, no le permite el paso, mientras que sí se lo permite a los líquidos.

• **Cristalización.** Las sales (y otras sustancias que ya veremos en cursos posteriores) son solubles en agua. Podemos usar la cristalización si en una mezcla tenemos un único componente soluble en agua. Al disolverlo, no lo perdemos, la sustancia se mantiene diluida.
Para recuperarla simplemente tendremos que eliminar el agua mediante evaporación o mediante ebullición.

Separación de mezclas

OBJETIVO

Esta práctica va dirigida a alumnos de 2ºy 3º ESO.
El objetivo será separar los componentes de una muestra problema. Dicha muestra contendrá arena de playa, sal común (cloruro sódico) y Yodo.
Para ello se deberá plantear una ruta de separación donde se recupere la mayor cantidad posible de cada sustancia

DURACIÓN APROXIMADA

Duración aproximada de 60 minutos.

MATERIALES Y EQUIPOS

- Arena de playa.
- Yodo.
- Cloruro sódico.
- Agua.
- Vaso de precipitados (2 de 100 mL).
- Vidrio de reloj.
- Mechero Bunsen.
- Trípode.
- Rejilla refractante.
- Embudo.
- Papel de filtro.
- Cristalizador.

EPI NECESARIO

Si.
Bata, guantes, gafas

PELIGRO Y SEGURIDAD

Peligro para la salud

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

Previamente se habrá preparado la mezcla a separar. Se debe preparar en un bote con tapón (para evitar la sublimación del yodo). El proceso de separación de la mezcla es el siguiente. (Se indica entre paréntesis la técnica que se está llevando a cabo).
(Sublimación)

Coger una porción de la mezcla problema. Para ello usaremos un vaso de precipitados donde, con la espátula, echaremos la mezcla problema.

→

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

Masa de mezcla problema que tomamos: g
Preparar el material para la sublimación. Para ello encima del mechero Bunsen, colocar el trípode y la rejilla refractante. Encima de la rejilla refractante colocar el vaso de precipitados que contiene la mezcla problema tapado con un vidrio de reloj.
Encender el mechero bunsen.

Al cabo de unos instantes se empieza a ver un vapor de color violeta que asciende por el vaso de precipitados. Es el Yodo que está sublimando (pasando a vapor). Se observa que tras unos minutos aparecen depositados, en el vidrio de reloj de la parte superior, los cristales de yodo (sublimación inversa: Paso de vapor a solido sin pasar por el estado líquido).

Esto es debido a la diferencia de temperaturas que existe en el inferior del vaso y el vidrio de reloj que se encuentra frío. Ya se ha separado el yodo de la mezcla problema.

Masa de yodo purificado: g
El yodo purificado se devuelve al bote de yodo, puesto que la sublimación es una técnica de alta pureza. Ahora en la muestra problema solo queda sal y arena.
(Filtración)

Se retira el vidrio de reloj que tiene depositado el yodo sublimado. El yodo se devuelve al bote de producto.
En el vaso de precipitados se añade agua lentamente, mientras se agita, hasta que se haya disuelto toda la sal disponible.
Se prepara el material de filtración. Para ello se recorta el papel de filtro y se introduce en el embudo. El embudo se coloca sobre un vaso de precipitados limpio.
Se vuelca el vaso de precipitados que contiene la mezcla problema en el papel de filtro.

Se observa cómo queda retenida la arena de la playa. Mientras el agua (que contiene la sal), pasa a través del embudo al vaso de precipitados limpio.
En el papel de filtro queda la arena de la playa separada del resto de componentes de la mezcla. Antes de pesar la arena, se deja secar al sol un día. Esto se hace para no tener en cuenta la masa del agua.
Masa de la arena purificada: g La arena se devuelve al bote del producto.
(Cristalización)

Todos los vasos de precipitados que contienen la disolución de sal y agua se vuelcan en un cristalizador. El cristalizador debe guardarse en un lugar expuesto al sol y donde no se mueva en al menos una semana.
Tras la semana en el cristalizador, el agua se habrá evaporado formando los cristales de sal ya recuperada.

CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA

BIBLIOGRAFÍA

Mezcla. Recuperado el 28 de abril en Wikipedia. **https://es.wikipedia.org/wiki/Mezcla**

Física y Química de Segundo de E.S.O (s.f.). **Sublimación de yodo** [Entrada de Blog]. Recuperado el 28 de abril en **https://fisica-quimica-2eso.blogspot.com/2019/09/sublimacion-de-yodo.html**

15 Azul-transparente

PROFESOR

Charo Vila López
Doctora por la Universidad de Murcia
Colegio Monteagudo-Nelva (Murcia)
mrvila@fomento.edu

INTRODUCCIÓN

Una de las formas en las que se puede producir una reacción química es por transferencia de electrones de unas sustancias a otras. La pérdida de electrones es conocida como oxidación y la ganancia de éstos como reducción. La glucosa es una sustancia que se oxida fácilmente cuando se encuentra en un medio alcalino. Lo que sucede es una reacción de oxidación de la glucosa por el oxígeno del aire que hay en el frasco, de modo que la nueva sustancia formada -y debido a la acción catalizadora del azul de metileno- nos ofrece el nuevo color.

Al agitar la mezcla, favorecemos el contacto entre los reactivos, produciéndose la citada oxidación. Mientras quede oxígeno en el frasco podremos provocar esa reacción. Las oscilaciones de color se pueden suceder cuantas veces queramos con tal de agitar, reposar, volver a agitar, etc. Lo que ocurre es:

Glucosa (red) + oxígeno + ácido glucónico (ox) + OH-

Para observar la reacción utilizamos un indicador, el azul de metileno, que se presenta en dos formas: cuando hay oxígeno presente en la disolución el indicador toma un color azul (forma oxidada). Al agitar estamos disolviendo el oxígeno del aire en la disolución que tenemos en la botella. Pero, si el oxígeno se agota la disolución se decolora porque el azul de metileno se transforma en su forma reducida. Al dejar en reposo el oxígeno disuelto reacciona con la glucosa. Podemos considerar la reacción en dos etapas: Al dejar reposar la botella:

(indicador azul) + glucosa–>indicador incoloro) + ácido glucónico Forma oxidada Forma reducida Con el oxígeno del aire: al agitar la botella (indicador incoloro) + oxígeno + agua–> (indicador azul) + OH- Forma reducida Forma oxidada

OBJETIVO

Esta práctica está dirigida estudiantes de 4ºESO

Estudio de reacciones redox y de “ida y vuelta”
Conocimiento del funcionamiento de los indicadores

Azul-transparente

DURACIÓN APROXIMADA

La duración de la práctica será de 60 minutos.

MATERIALES Y EQUIPOS

- Matraz
- Vidrio de reloj
- 3.5 g glucosa
- Agua
- Azul de metileno
- 3g de NaOH
- Botella de plástico pequeña

EPI NECESARIO

Sí
Bata, guantes, gafas

PELIGRO Y SEGURIDAD

Corrosivo

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

1. Se prepara, en el matraz, una disolución de 3g de hidróxido sódico en 100 ml de agua destilada y se deja enfriar.

2. Se le añaden 3,5g de glucosa.

3. Posteriormente se le añade una pequeña disolución de azul de metileno.

4. Se vierte la mezcla preparada en la botella de plástico, de modo que éste sólo quede lleno hasta la mitad, aproximadamente.

5. Ahora, bastará con agitar el frasco y ver qué sucede.

La mezcla preparada es incolora, pero al agitarla se vuelve azul... y nuevamente incolora cuando se deja reposar.

CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA

BIBLIOGRAFÍA

Reducción-Oxidación. Química.es. (s.f.). Recuperado el 28 de abril en Química.es. **https://www.quimica.es/enciclopedia/Reducci%C3%B3n-oxidaci%C3%B3n.html**

Indicador (Química). Recuperado el 28 de abril en Wikipedia. **https://es.wikipedia.org/wiki/Indicador_(química)**

16

Bolitas rellenas de química

PROFESOR

Asunción María Hidalgo Montesinos
Doctora en Química
Facultad de Química. Universidad de Murcia
ahidalgo@um.es

INTRODUCCIÓN

Este experimento suele ser conocido como "esferificación", ya que se obtienen bolitas o esferas de alginato. Para formar estas esferas se necesita que el líquido quede encapsulado en el interior de una membrana, de más o menos solidez, formada tras la propia gelificación del líquido a nivel superficial. Este efecto se consigue con la ayuda de dos sustancias: un alginato y una sal de calcio.

El alginato es un espesante que proviene de las algas pardas (género Laminaria, s.p.) y se encuentra entre el 20% y el 30% de su peso seco. En contacto con una sal de calcio se forma alginato cálcico dando lugar a geles muy similares a las gelatinas. En este sentido, una disolución de alginato se solidifica instantáneamente al entrar en contacto con la disolución de calcio. Si la disolución de alginato se deja caer sobre la disolución de calcio en forma de gota (esfera), la superficie de la gota se endurece rápidamente formando una membrana que deja el líquido en el interior. Cuanto más tiempo se dejen las esferas en la disolución de calcio más gelifican y, por tanto, más se endurece la membrana al aumentar su grosor desde fuera hacia el centro.

En este experimento se muestra otra aplicación de la química en la alta cocina, dado que en los últimos años la cocina ha evolucionado a un nuevo nivel: cocina molecular.

OBJETIVO

El objetivo se centra en preparar bolitas de color de alginato sódico. En el experimento se hace gotear una disolución de alginato sódico previamente coloreada sobre una disolución de cloruro cálcico. Al entrar el contacto las esferas de alginato se endurecen por el intercambio iónico entre el sodio y el calcio. A mayor tiempo de contacto, mayor intercambio iónico y mayor entrecruzamiento del polímero por lo que la esfera tendrá mayor solidez.

Esta práctica está orientada para un nivel de Educación Secundaria.

→

OBJETIVO

Objetivos generales:
• Adquisición, no solo de conocimientos científicos, sino también, de una metodología que les permita analizar y procesar la información.
• Favorecer el desarrollo intelectual de los discentes mediante la realización de experiencias concretas, el hecho de practicar la inferencia y la toma de decisiones

Objetivos específicos
• Entender el concepto de gelificación
• Comprender el mecanismo de la polimerización utilizando algunos ejemplos de nuestro entorno

Práctica integrada en:

2º ESO. Bloque 3:
• Los cambios químicos
• Cambios físicos y cambios químicos
• La reacción química

3º ESO. Bloque 3:
• Los cambios químicos
• Cambios físicos y cambios químicos
• La reacción química
• La química en la sociedad y el medio ambiente

4º ESO. Bloque 3:
• Los cambios químicos
• Reacciones y ecuaciones químicas

DURACIÓN APROXIMADA

Tiempo estimado de 30 minutos.

MATERIALES Y EQUIPOS

• Alginato sódico (E401)
• Cloruro cálcico (E509)
• Colorante alimentario
• Agua mineral
• Cucharas, jeringas
• Colador
• Cuencos vidrio
• Vasos de vidrio
• Agitadores magnéticos

EPI NECESARIO

No

Bolitas rellenas de química

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

1. Preparar una disolución de alginato pesando 8 gramos de alginato de sodio y mezclándolo con 300 mL de agua mineral, empleando la batidora y hasta que la mezcla sea homogénea. Llevar a ebullición y dejar reposar la mezcla hasta enfriarse. Añadir unas gotas de colorante.

2. Posteriormente se prepara el baño de sales de calcio pesando 5 gramos de cloruro de calcio y añadiendo un litro de agua mineral. Mezclar agitando con ayuda de una varilla, hasta que quede bien disuelto. Dejar reposar unos minutos antes de usar.

3. Preparar un baño de agua mineral para enjuagar las esferas una vez formadas.

4. Introducir la disolución de alginato en una jeringuilla y dejar caer gotas sobre la disolución de calcio.

5. Dejar reposar las esferas durante unos minutos y sacarlas con ayuda de un colador.

6. Posteriormente sumergir las esferas en un baño de agua para eliminar el exceso de calcio.

7. Observar la consistencia y solidez de las esferas según el tamaño y tiempo de esferificación.

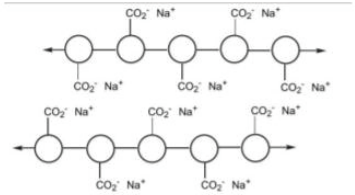
GESTIÓN DE RESIDUOS

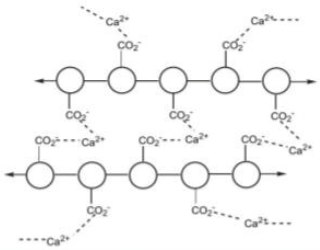
Según procedimiento establecido por el centro educativo

CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA





BIBLIOGRAFÍA

Universidad de Cádiz (UCA). (2014). **Taller 6: la ciencia y los alimentos.** En UCA, Ciencias Around You (pp. 23-28). Cádiz: Facultad de Ciencias de la Universidad de Cádiz. Recuperado el 28 de abril en **https://rodin.uca.es/xmlui/bitstream/handle/10498/17306/CiencIasAroundYou2014-Edicin6.pdf?sequence=1&isAllowed=y**

17

Determinación de Cloro Libre en aguas de diversa procedencia

PROFESOR

Jorge Hernández Coronado
Doctor en Química
Centro Integrado de Formación y Experiencias Agrarias. Molina de Segura (Murcia)
jorge.hernandez2@murciaeduca.es

INTRODUCCIÓN

El cloro es el agente químico usado por excelencia en la desinfección de aguas de diversa procedencia, el cual pose posee poder bactericida y bacteriostático, elimina e inactivando a los diferentes agentes patógenos presentes en el agua destruyéndolos en un tiempo relativamente rápido. Aguas que van a ser potabilizadas en ETAPs, Estaciones de Tratamiento de Aguas potables) o aguas residuales urbanas que van a ser depuradas en EDARs, Estaciones de Depuración de Aguas Residuales, entre otras, deben ser desinfectadas con el objeto de cumplir sus respectivos cometidos.

La Organización Mundial de la Salud se ha pronunciado claramente ante la tesitura de desinfectar o no un agua, cada acción con sus ventajas e incovenientes: Se debe desinfectar siempre. Por tanto, la Administración debe velar por la salud pública de sus ciudadanos mediante la cloración de las aguas que suministra a la población para consumo humano. En concreto, el Real Decreto 140/2003 (y sus posteriores modificaciones mediante texto consolidado) establece unos valores paramétricos de 1 y 2 mg/L para el cloro libre y combinado, respectivamente. De todas las formas químicas presentes de cloro en un agua (cloro libre y combinado), es la fracción de cloro libre la que realmente interesa ya que es la que posee claramente un elevado poder oxidante y desinfectante frente a patógenos.

Aguas residuales, de vasos de piscinas, de torres de refrigeración, etc deben ser analizadas según normativa vigente, con el objeto de asegurar aguas exentas de bacterias, virus, hongos, protozoos y otros gérmenes nocivos.

OBJETIVO

- Aprender a determinar el cloro libre en aguas de diversa procedencia mediante el uso de un fotómetro.
- Conocer la química del cloro
- Concienciar y sensibilizar al alumnado de la necesidad de desinfectar un agua e indirectamente concienciarlos sobre la necesidad de ahorrar agua, respetando así el mediombiente.

DURACIÓN APROXIMADA

La sesión aproximada de la práctica sería de 60 minutos.

MATERIALES Y EQUIPOS

- Fotómetro monoparamétrico/multiparamétrico para la medición de cloro libre
- Reactivos químicos para su uso con el fotómetro (usualmente denominados informalmente DPD-1 y DPD-2, tanto en formato líquido como en polvo)
- Agua de grifo
- Agua ultrapura para enjuagar y lavar el material
- Fotómetro multiparamétrico/monoparametrico
- Jeringa de 5 o 10 ml.

Se puede realizar la práctica con agua de grifo si no se puede hacer con aguas de otra procedencia.

EPI NECESARIO

No

PELIGRO Y SEGURIDAD

Comburente

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

1. Encender el fotómetro y ajustar el cero o blanco con el agua del grifo a analizar, según instrucciones del fabricante; proceder a continuación a la determinación de cloro libre en la misma, siguiendo también las indicaciones recogidas en las instrucciones.

2. El equipo mide la absorbancia (cantidad de luz que absorbe una determinada muestra) generada al reaccionar los reactivos químicos (DPD-1 y DPD-2) con el cloro libre presente en el agua, de manera que a más concentración de cloro en el agua problema, la muestra presentará un color más intenso y por tanto mayor absorbancia, la cual es cuantificada mediante el fotómetro, previamente calibrado en fábrica. El mismo presenta en pantalla la concentración de cloro libre expresada en mg/L de agua.

Imagen 1. Fotómetro monoparamétrico para la determinación de cloro libre.
Imagen 2. Fotómetro monoparamétrico desembalado para la determinación de cloro libre.
Imagen 3. Determinación de cloro libre en agua de grifo; valor obtenido 0,91 mg/L (1 mg/L = 1 1 parte por millón = 1 ppm)
Imagen 4. Determinación de cloro libre con el empleo de un fotómetro monoparamétrico.

Determinación de Cloro Libre en aguas de diversa procedencia

- CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

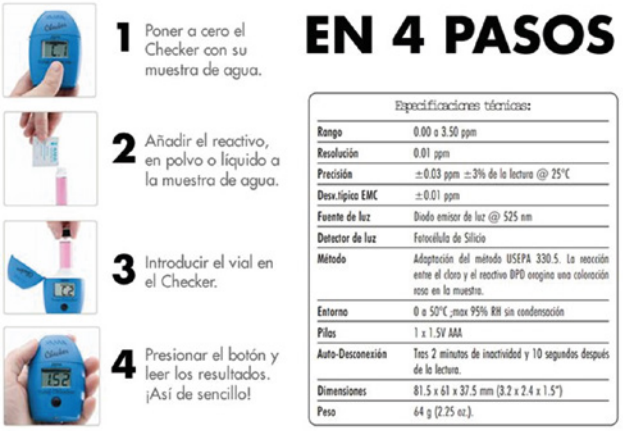
Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

- GESTIÓN DE RESIDUOS

El contenido de los viales en los que se ha realizado la determinación analítica pueden ser vertidos directamente a la pileta del laboratorio, siendo conveniente el abrir el grifo para que corra el agua.

- IMÁGENES DE LA PRÁCTICA

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA



VÍDEO EXPLICATIVO

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

BIBLIOGRAFÍA

HACH COMPANY. (2000). **Manual de Análisis de Agua** (Ed. 2 en español). HACH COMPANY: EE.UU. Recuperado el 28 de abril en **https://www.hach.com › asset-get.download.jsa**

18

¿Qué está ocurriendo? Estudio de las reacciones químicas

PROFESOR

Roxana Mª Ródenas López
Licenciada en Ciencias Químicas
IES Sabina Mora. Roldán (Murcia)
roxanamaria.rodenas@murciaeduca.es

INTRODUCCIÓN

Las reacciones químicas fueron observadas mucho antes de ser comprendidas: así se sabía que la madera ardía, las uvas fermentaban y se convertían en vino, el hierro se corroía,... Una reacción química es un cambio en el que unas sustancias llamadas reactivos, reaccionan y dan lugar a otras llamadas productos.

Las reacciones químicas son procesos que suponen reordenación de átomos y como resultado del cambio aparecerán sustancias nuevas, que necesitaríamos analizar su composición para comprobarlo, pero como esto no siempre es posible, podemos observarlo con otras evidencias físicas como desprendimiento de gas, cambio de color, intercambio de energía térmica, liberación de energía en forma de luz... Los alumnos lo estudiarán con reacciones químicas cotidianas.

OBJETIVO

1. Reconocer y emplear adecuadamente instrumentos de laboratorio. Realizar una reacción química. Identificar los cambios que se producen en las reacciones químicas. Distinguir distintos tipos de reacciones. Escribir ecuaciones químicas. Comprobación de la Ley de conservación de la masa.

2. Se persigue que el alumnado además de realizar la práctica, haga las observaciones pertinentes con tiempo para obtener conclusiones y elaborar el informe (que se le proporcionará y tendrá que presentar). Para escribir la ecuación química contará con la ayuda de la profesora

Esta práctica está orientada para los alumnos de 2º de ESO. También podrían realizarlo los alumnos de 3º de ESO, si no se ha realizado la práctica el curso anterior.

DURACIÓN APROXIMADA

Una sesión de 55 minutos

MATERIALES Y EQUIPOS

- Matraz Erlenmeyer
- Cucharilla-espátula
- Embudos. (pueden ser de plástico)
- Vasos de precipitados
- Tubos de ensayo
- Pipetas
- Globos
- Disolución de ácido acético (CH3-COOH) (vinagre)
- Hidrogenocarbonato de sodio (NaHCO3)(Bicarbonato sódico)
- Velas
- Platos de plástico
- Botes de cristal
- Cerillas
- Clavos de hierro
- Limones
- Carbonato de calcio (mármol)
- Disolución de sulfato de cobre (II) (Cu SO4)
- Disolución de cloruro de sodio (NaCl)
- Disolución de ácido clorhídrico (HCl)
- Disolución de hidróxido de sodio (NaOH)
- Disolución de nitrato de plata (AgNO3)
- Balanza
- Papel de filtro
- Fenolftaleína

EPI NECESARIO

Si.
Bata, guantes y gafas

PELIGRO Y SEGURIDAD

Comburente

Corrosivo

Peligro para el medio ambiente

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

Reacciones realizadas por los alumnos: lo harán en grupos de dos, en su puesto de trabajo tendrán preparado todo el material, excepto las balanzas que tendrán un puesto fijo y se turnarán para su utilización.

1- Reacción de oxidación: Combustión.

Poner una vela (parafina C36 H74) en el centro de un plato. A continuación echa un poco de agua en el plato, sin sobrepasar el soporte de la vela y coloca encima un bote de cristal invertido tapando la vela. Observar detenidamente el fondo del vaso invertido. Comentar los cambios que se producen antes de poner el vaso y después, explicarlos.

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

2- Reacciones ácido-base.

a)Reacción de ácido acético (vinagre) con hidrogenocarbonato de sodio (bicarbonato de sodio).

• Verter aproximadamente100 mL de vinagre en el matraz Erlenmeyer con mucho cuidado.
• Introducir UNA cucharadita Y MEDIA de Bicarbonato sódico en el globo con ayuda del embudo y colocarlo en la boca del matraz sujetándolo bien.
• Ponerlo encima de la balanza (previamente se le ha puesto un papel de filtro) y anotar lo que marca.
• Dejar caer el bicarbonato sódico dentro del matraz , si es necesario sujetando el globo con la mano para que no se suelte.
• Observar lo que sucede. Y comprobar lo que marca ahora la balanza. Explicarlo.

b)Reacción de zumo de limón con hidrogenocarbonato de sodio (bicarbonato de sodio).

• Echa un poco de bicarbonato de sodio dentro de un vaso de precipitados limpio.
• Toma un trozo de limón y exprímelo lentamente sobre el hidrogenocarbonato de sodio.
• Observa si se produce algún cambio y anótalo.

c)Reacción de ácido acético (vinagre) con carbonato de calcio.

• Poner un trocito de mármol ($CaCO_3$) dentro de un vaso de precipitados limpio.
• Añadir un poco de vinagre.
• Observar si se produce algún cambio, diciendo al menos uno de los productos que se forman.
• Comparar la velocidad de esta reacción con la de la reacción 2a.

3- Reacción de oxidación.
Poner un clavo de hierro (Fe) en un vaso de precipitados. Añadir la disolución de sulfato de cobre (II) (azul). Observa y anota lo que ocurre.

Reacciones realizadas por la profesora: se harán como experiencias de cátedra **debido a la peligrosidad de los reactivos** y la edad del alumnado.

A- Reacción de precipitación (de sustitución): Formación del cloruro de plata insoluble.

• En un tubo de ensayo se echa 2 ó 3 mL de disolución de nitrato de plata, incoloro. Se añade una cantidad similar de una disolución de cloruro de sodio, también incoloro, y hay que observar lo que ocurre al mezclarlas. Hay que hacer que el alumnado se fije en el el compuesto blanco, insoluble, de cloruro de plata, que precipita (explicando este concepto) y lo que queda en disolución, el nitrato de sodio, que es soluble.

→

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

B- Reacción de neutralización: formación del cloruro de sodio.

Se trata de que observen que los ácidos y las bases reaccionan entre sí para dar una sal neutra y agua. Y que vean su efecto sobre ciertas sustancias llamadas indicadores.
En un tubo de ensayo se echa unos 2 mL de disolución de NaOH y se añaden 2 gotas de fenolftaleína. Se observa el color con la base. Después se deja gotear sobre el tubo una disolución de HCl. Observar que llega un momento en el que desaparece el color, explicando el proceso de neutralización de las características del ácido y de la base y formación de la sal.

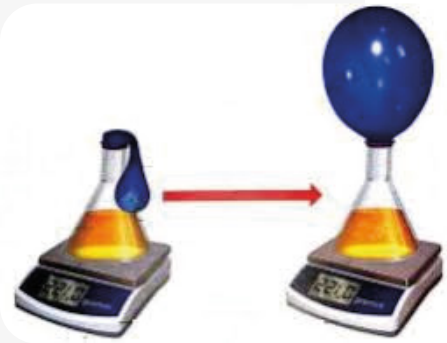
CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

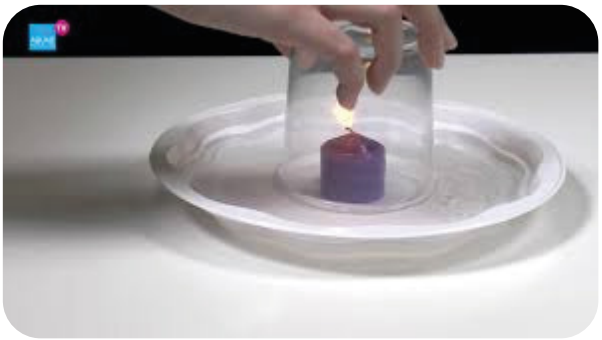
Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

GESTIÓN DE RESIDUOS

Elimínense los productos almacenándolos en un recipiente y etiquetando. Eliminar el contenido/el recipiente de conformidad con la normativa local, regional, nacional o internacional. Información pertinente para el tratamiento de las aguas residuales No tirar los residuos por el desagüe.

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA





IMÁGENES DE LA PRÁCTICA

BIBLIOGRAFÍA

Ficha de datos de seguridad conforme al Reglamento (CE) nº 1907/2006 (REACH) modificado por 2015/830. TECHSPRAY. (2017). Recuperado el 28 de abril en **https://www.tme.eu/Document/6d2dfd0d6698cb8b64271db447d7b976/es.pdf**

José Campos Sastre. (s.f.). **Ámbito científico tecnológico** [Entrada de Blog]. Recuperado el 28 de abril en **https://cientificocalvin.wordpress.com/**

LICEO AGB (s.f.). **Solubilidad, efectos del pH y los iones complejos** [Entada de Blog]. Recuperado el 28 de abril en **https://www.liceoagb.es/quimigen/solu4.html**

Fundación AQUAE (s.f.). **¿Por qué el agua y el aceite no se mezclan?** [Entrada de Blog]. Recuperado el 28 de abril en **https://www.fundacionaquae.org/experimento-agua-aceite-no-se-juntan/**

19

Calculando densidades

PROFESOR

Roxana Mª Ródenas López
Licenciada en Ciencias Químicas
IES Sabina Mora. Roldán. (Murcia)
roxanamaria.rodenas@murciaeduca.es

INTRODUCCIÓN

La densidad es una magnitud física que relaciona la masa que posee un cuerpo con el volumen que ocupa. Es una propiedad específica de las distintas sustancias puras y permite distinguir unas de otras ya que una sustancia pura posee una densidad determinada que no varía siempre que se mida a una temperatura y presión establecidas La densidad de una sustancia pura no depende de la cantidad empleada en la medición: tienen igual densidad una parte del sistema material que el todo. Se dice por ello que es una magnitud intensiva.

OBJETIVO

1. Reconocer y emplear adecuadamente instrumentos de laboratorio.
• Determinar experimentalmente el volumen y la masa de un sólido y calcular su densidad.
• Comprobación de que la densidad es una propiedad específica o característica de las sustancias.

2. Se persigue que el alumnado además de realizar la práctica, haga las observaciones pertinentes con tiempo para obtener conclusiones y elaborar el informe (que se le proporcionará y tendrá que presentar)

Orientada para los alumnos de 2º de ESO.
Bloque 2: La materia.

DURACIÓN APROXIMADA

Una sesión de 55 minutos

Calculando densidades

MATERIALES Y EQUIPOS

- Balanza
- Regla, calibre
- Probeta graduada de 100 cm^3
- Cuentagotas.
- Agua
- Hilo
- Objetos sólidos que quepan en la probeta (utilizamos los cuerpos geométricos de distintos materiales como aluminio, hierro, latón con enganche) también algún objeto irregular.

EPI NECESARIO

No

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

Lo harán en grupos de dos, en su puesto de trabajo tendrán preparado todo el material, excepto las balanzas que tendrán un puesto fijo y se turnarán para su utilización.
Cada grupo tendrá un objeto irregular, dos objetos regulares distintos del mismo material y otro con la misma forma geométrica pero distinto material.

1-MEDIDA DE LA MASA:
Mide la masa del objeto con la balanza y anota el resultado, expresándolo en gramos.

2-MEDIDA DEL VOLUMEN:

2.1-Sólido Regular: podemos utilizar dos métodos y comparar resultados.

a) Utilización de fórmulas matemáticas: Se calcula el volumen midiendo los parámetros necesarios (diámetro, lados, altura) en el cuerpo con el calibre y sustituyendo los datos en la correspondiente fórmula geométrica (esfera, cilindro, paralelepípedo...)

b) Método de la probeta: Consiste en medir el volumen del cuerpo por desplazamiento del agua contenida en una probeta.

- Para realizar la medida, se llena la probeta con agua hasta la mitad (por ejemplo 50 cm3) , evitando el error de paralaje (la dirección de la visión ha de estar paralela a la superficie del agua en la probeta) y para conseguir mayor precisión se pueden añadir las últimas porciones de agua con el cuentagotas.
- Se introduce el objeto (resbalando por la pared interior de la probeta para que no se rompa) y si tiene un enganche se ata un hilo para introducirlo. Observa cómo el nivel del agua asciende, debido al volumen que ocupa el cuerpo. Anota el nuevo volumen. Se calcula el volumen del cuerpo por diferencia.

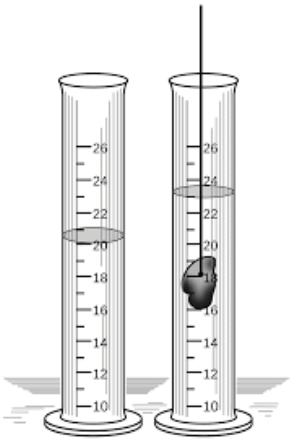
2.2- Sólido Irregular: Se mide el volumen del cuerpo por desplazamiento del agua contenida en una probeta.

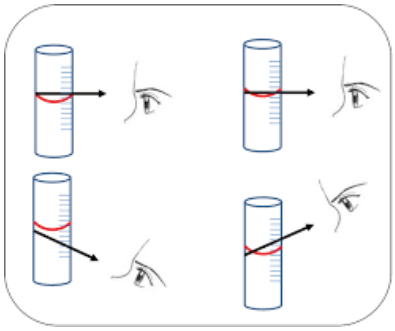
Se completa la tabla de resultados y se calcula la densidad en g/cm3. Se expresa en Kg/m^3 y consultando la tabla de densidades se compara con las densidades de las sustancias puras para saber de qué material está hecho cada objeto.

CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA





BIBLIOGRAFÍA

Desplazamiento (fluido). Recuperado el 28 de abril en Wikipedia. **https://es.wikipedia.org/wiki/Desplazamiento_(fluido)**

Balanza digital serie PCE-BSH. PCE (s.f.). Recuperado el 28 de abril en **https://www.pce-iberica.es/medidor-detalles-tecnicos/balanzas/balanza-digital-pce-bsh-10000.htm**

20

Iniciación a la química de alimentos: Gelificación de pectina

PROFESOR

Francisco Rojas Melgarejo
Doctor en Química
IES Dos Mares. San Pedro del Pinatar. (Murcia)
francisco.rojas@murciaeduca.es

INTRODUCCIÓN

Utilizamos una fruta de temporada (membrillo), y estudiamos la química de uno de sus hidratos de carbono (pectinas), para explicar los procedimientos, técnicas y tecnologías necesarias para obtener un producto natural, saludable y de fácil conservación de forma sencilla, segura, económica y reproducible (dulce de membrillo).

Las propiedades ácidas del jugo de limón y las propiedades higroscópicas de sacarosa favorecerán las interacciones intercadena y la gelificación de pectina. La inversión de sacarosa será determinante para mejorar la palatabilidad del producto final. Las sustancias responsables del color y aroma característicos aparecerán durante la caramelización de la fructosa generada.

OBJETIVO

Esta práctica puede presentarse tanto a estudiantes de ESO o FP básica, como a alumnos de Bachillerato de Ciencias y Tecnología, dependiendo del grado de dificultad con que se presente a los estudiantes y de la rigurosidad de los resultados que se pretenden obtener.

Objetivos generales:
1. Iniciar a los alumnos en las tareas del trabajo científico.
a. Búsqueda de información.
b. Aprender a aprender.
c. Elaboración del diseño experimental.
d. Modificación y/o adaptación del diseño experimental inicial en función de las dificultades y/o nuevas preguntas surgidas.
e. Discusión de los datos obtenidos y obtención de resultados.
f. Elaboración del informe final.
g. Utilización de nuevas tecnologías de la comunicación e información.
2. Dar a conocer nuestra Huerta como patrimonio natural y cultural de nuestra Tierra.
3. Diseño de una práctica de laboratorio sencilla, segura, económica y reproducible, adecuada para alumnos de diferentes niveles educativos.
4. Descubrir en un producto artesanal propio de nuestra huerta, toda la Química que encierra y cómo este conocimiento se ha transmitido de generación en generación.

→

OBJETIVO

Objetivos específicos:
1. Elaborar una carne o dulce de membrillo.
2. Pretratamiento de la materia prima inicial y acondicionarla para el proceso final a que será sometida.
3. Establecer unas condiciones de reacción que permitan realizar la reacción de gelificación en condiciones óptimas.
4. Preparar un medio de trabajo en unas determinadas condiciones de reacción que serán controladas para asegurar que éstas no varían a lo largo de todo el proceso.
5. Control de las condiciones de ensayo para garantizar la no descomposición de las materias primas utilizadas y la no generación de productos no deseados.
6. Determinar el momento final de la reacción y establecer las condiciones de almacenado.

DURACIÓN APROXIMADA

Aproximadamente se requerirán 2 ó 3 sesiones lectivas en laboratorio de 55 min cada una.

MATERIALES Y EQUIPOS

Reactivos: Membrillo natural (Cydonia oblonga), limones y azúcar blanco.

Equipos: Exprimidor, batidora de vaso, medidor de pH Checker®Plus HI98100 con electrodo de pH HI1271 (opcional para control del pH del limón), placa de inducción portátil, waterproof digital multi thermometer TP3001, cronómetro de laboratorio KKF002, cuchillo.

EPI NECESARIO

Sí
Mascarilla reglamentaria que debe utilizarse en todo momento en los centros educativos.

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

1. Lavar los membrillos a fondo con agua del grifo para eliminar la capa vellosa superficial protectora.

2. Eliminar cualquier punto negro presente en la piel para evitar que aparezcan irregularidades a la vista y al paladar en el producto final procesado.

3. Con un cuchillo, cortar cada membrillo en cuatro trozos aproximadamente iguales (La dureza de este fruto desaconseja cualquier manipulación adicional para eliminar el corazón de pepitas de su interior). No pelar los membrillos.

→

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

4. En una olla, cubrir los trozos de membrillo cortados con agua del grifo y cocer durante 40 minutos, a una temperatura entre 95-100 ºC, pero evitar un intenso burbujeo que produzca derrames. Comprobar la dureza de la fruta con un cuchillo hasta alcanzar el punto de reblandecimiento deseado.

5. Separar los trozos de fruta del agua de cocción y dejar enfriar a temperatura ambiente durante diez minutos. Recoger el agua de cocción filtrada y guardar en el frigorífico hasta nuevo uso.

6. Con un cuchillo, eliminar el corazón de pepitas y comprobar la ausencia de cualquier resto leñoso.

7. Pesar los trozos de fruta provistos de su piel en una balanza y anotar la masa.

8. Cortar varios limones y exprimirlos con un exprimidor. Se requieren 100 mL de jugo de limón por cada 750 g de membrillo a procesar.

9. Homogeneizar el membrillo en una batidora. Añadir la fruta en trozos pequeños, poco a poco, con intervalos de intensa agitación entre adición y adición. Facilitar esta etapa, añadiendo el jugo de limón y si fuera necesario un poco de agua de cocción. Almacenar la jarra de la batidora con la masa de fruta homogeneizada en el frigorífico, durante toda una noche.

10. Trasvasar la masa de fruta se a una olla.

11. Pesar el azúcar (80 % de la masa de fruta), añadir, mezclar vigorosamente hasta conseguir una mezcla homogénea y calentar lentamente hasta una temperatura próxima a los 100 ºC. Agitar continuamente durante 40 minutos y evitar intenso burbujeo en la masa de reacción (Peligro: quemaduras). Si es necesario, bajar la temperatura un poco.

12. Dejar enfriar el producto final obtenido durante 5 minutos, trasvasar a un recipiente de polipropileno y guardar en el frigorífico hasta servir.

13. Presentación final.

CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

GESTIÓN DE RESIDUOS

En esta práctica no se generan residuos que deban ser tratados de forma especial. Sólo se generarán residuos de alimentos que se eliminaran en el contenedor de orgánicos.

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA

VÍDEO EXPLICATIVO

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

BIBLIOGRAFÍA

Rojas-Melgarejo, F. (2019). **Nuestra huerta. ¡Mucha química para comérsela!** Una aproximación a la química de alimentos para estudiantes de ESO y Bachillerato. Anales de Química., Vol. 115 (5), pp. 429-434.

21

Determinación de la velocidad inicial de crecimiento de sal marina

PROFESOR

Francisco Rojas Melgarejo
Doctor en Química
IES Dos Mares. San Pedro del Pinatar. (Murcia)
francisco.rojas@murciaeduca.es

INTRODUCCIÓN

Estudiamos la velocidad inicial de crecimiento de cristales de sal marina, formados por evaporación del agua a partir de una disolución saturada de esta sal. Mostramos la diferente forma de cristalización dependiendo de la estación del año en que nos encontremos, con una velocidad de crecimiento muy superior a principios de verano en comparación con la medida a inicios de otoño y una clara imposibilidad de formación de cristales de NaCl en plena estación otoñal. Estos resultados sugieren nuevos estudios para optimizar el final del período de cristalización y el inicio de la campaña de extracción de la sal formada en las empresas salineras ubicadas en las costas españolas.

OBJETIVO

Esta práctica puede presentarse tanto a estudiantes de ESO o FP básica, como a alumnos de Bachillerato de Ciencias y Tecnología, dependiendo del grado de dificultad con que se presente a los estudiantes y de la rigurosidad de los resultados que se pretenden obtener.

Objetivos generales:

• Mostrar la ciencia como un campo de conocimiento abierto e interrelacionado con multitud de otras disciplinas.
• Ejemplificar la utilización conjunta de diferentes conceptos de Física y Química, aparentemente no conectados, impartidos en diferentes momentos del proceso educativo del alumnado en la etapa de Educación Secundaria Obligatoria, para dar respuesta a uno de los fines últimos de cualquier disciplina científica: descripción y comprensión de los procesos que tienen lugar en la Naturaleza.

Objetivos específicos:

• Poner en práctica uno de los conceptos impartidos en tercero de Educación Secundaria Obligatoria: la cristalización.
• Aplicación de los contenidos de cinemática impartidos en cuarto de Educación Secundaria Obligatoria: cálculo de la velocidad.
• Interrelacionar ambos conceptos mediante la medida de la velocidad de crecimiento de los cristales de una sal: NaCl.

→

OBJETIVO

• Posibilidad de aplicar el método a la cristalización de otras sales de mayor complejidad estructural como CuSO4.5H2
• Otros contenidos utilizados: proporcionalidad, cálculo y utilización de escalas.
• Adquisición de destrezas en el manejo de material para la visualización y captura de imágenes: lupa binocular, microscopio óptico, cámaras de vídeo y fotografía.
• Análisis de las imágenes capturadas para la obtención de datos.
• Utilización de programas informáticos para el procesado de los datos: Microsoft Excel, SigmaPlot 12.0 ó superior, GIMP 2.8.16.
• Elaboración y análisis de tablas y gráficas: obtención de resultados.
• Utilización de programas informáticos para la elaboración de informes para su comunicación: Microsoft PowerPoint, Microsoft Word (formato doc. y pdf).

DURACIÓN APROXIMADA

Aproximadamente se requerirán 2 ó 3 sesiones lectivas en laboratorio de 55 min cada una.

MATERIALES Y EQUIPOS

Reactivos: Cloruro de sodio (NaCl), agua destilada y alcohol etílico 96%. Otras sales iónicas: CuSO4.5H2O.

Equipos para análisis de imagen: Dispositivo DC265 Visual Presenter de Lumens Digital Optics Inc., lupa estereoscópica binocular 10x y objetivo 2x, ordenador portátil o de sobremesa. Alternativa para la captura de imagen: Digital Microscope pro 600x de Dino-Lite o similar. Lámpara de luz roja y termómetro de mercurio.

EPI NECESARIO

Sí
Mascarilla reglamentaria que debe utilizarse en todo momento en los centros educativos. En el caso de utilizar sulfato de cobre pentahidratado, se recomienda llevar ropa de protección, guantes de resistencia química y gafas de protección.

PELIGRO Y SEGURIDAD

Corrosivo

Peligro para el medio ambiente

Peligro para la salud

Determinación de la velocidad inicial de crecimiento de sal marina

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

• Preparar una disolución saturada de NaCl: 3,8 g de NaCl en 10 mL de agua destilada.

• Conectar el equipo de captura de imagen. Dispositivo DC265 Visual Presenter de Lumens Digital Optics Inc., adaptado a una lupa estereoscópica binocular 10x y objetivo 2x y conectados a un ordenador portátil o de sobremesa.

• Desengrasar con etanol del 96% un portaobjetos de vidrio previamente lavado con agua y jabón.

• Añadimos un pequeño volumen de disolución saturada de NaCl sobre el portaobjetos. La cristalización ocurre por evaporación del disolvente de la disolución inicial. En meses de otoño e invierno es posible facilitar la evaporación haciendo el ensayo bajo una lámpara de luz roja. Es posible establecer diferentes temperaturas de calentamiento ajustando la distancia entre la lámpara y la muestra. Se requiere seguimiento y control de temperatura.

• Grabar la secuencia completa de cristalización hasta la total evaporación del disolvente.

• Reproducir la secuencia grabada para seleccionar un cristal y estudiar su proceso de crecimiento. En cada instante seleccionado, capturar pantalla (Ctrl+Alt+Imp Pant), pegar en un documento de Microsoft Word, guardar en formato PDF y grabar el registro de la imagen seleccionada. Repetir el proceso de captura tantas veces como sea posible (mínimo diez-quince imágenes).

• Abrir el programa GIMP, seleccionar e importar cada una de las imágenes en formato PDF guardada y anotar la resolución de la imagen.

• Ampliar la imagen (normalmente 200%) y medir el cristal seleccionado mediante la herramienta «Herramienta de medida: medir distancias y ángulos» que se encuentra dentro de la pestaña «Herramientas» de la barra superior del programa. Para que el resultado de la medida sea visible en la pantalla, seleccionamos la pestaña correspondiente a «Usar la ventana de información». Si es necesario, ampliar la imagen una vez más (normalmente 400%) para verificar que los puntos, inicial y final, de la dimensión medida son adecuados.

• Registrar el valor de la medida realizada en píxeles. Repetir este procedimiento para cada imagen seleccionada y guardada (mínimo diez-quince imágenes).

• Conversión a centímetros.

L(cm) = [l(px)÷R(ppp)]×2,54

Donde,

L (cm): longitud calculada en centímetros.

l (px): longitud medida sobre la imagen en píxeles.

R (ppp): resolución de la imagen en píxeles/pulgada.

2,54: factor de conversión entre pulgadas y centímetros.

→

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

• Cálculo de la escala y determinación de la longitud real de los cristales. Un alfiler de grosor conocido (Ej.: 0,60 mm) se somete a igual proceso de grabación, captura de imagen, medida y conversión a unidades de longitud convencionales que el utilizado para las imágenes de los cristales. El valor final obtenido (Ej.: 6,4 mm) permite calcular la escala, con la que obtener los valores reales de longitud de nuestros cristales, expresados en milímetros.

Esc.: Ldibujo/Lreal = 10,668/1

• Representar los valores experimentales reales de longitud de cristal (mm) versus el tiempo de cristalización-captura (minutos) mediante gráfica de puntos en el programa Microsoft Excel (SigmaPlot©0 para Windows©, o similar), trazar la línea de tendencia más adecuada y mostrar el valor de R2.

• Seleccionar los datos del tramo recto inicial de la gráfica (entre 6-10 puntos), dibujar la línea de tendencia recta más adecuada, mostrar el valor de R2 y la ecuación de la nueva recta.

• La velocidad inicial de crecimiento real de los cristales se determinó a partir de la pendiente de la recta dibujada.

CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

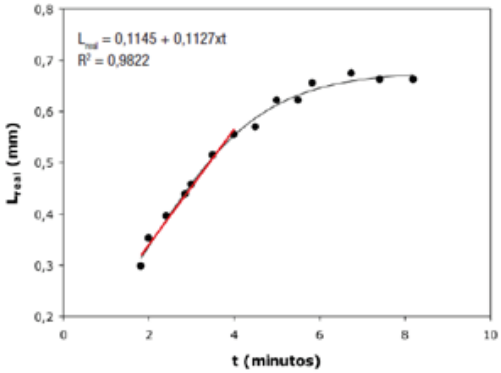
GESTIÓN DE RESIDUOS

En esta práctica no se generan residuos que deban ser tratados de forma especial. Si se utiliza CuSO4.5H2O, se recomienda recoger los cristales formados para una nueva práctica.

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA

Determinación de la velocidad inicial de crecimiento de sal marina

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA



VÍDEO EXPLICATIVO

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

BIBLIOGRAFÍA

Rojas-Melgarejo, F. (2019). **Las dificultades de cristalización de cloruro de sodio** (NaCl): un proyecto de investigación integrador del currículo de Ciencias en ESO y Bachillerato. Anales de Química, Vol. 115 (3), pp. 244-248.

Reyero Cortiña. C., Martín Sánchez, M., Morcillo Ortega, J. G., García García, E. y Martín Sánchez, M. T. (2008). **Obtención de cristales en niveles no universitarios.** Anales de Química, vol. 104(3), pp. 215–219.

Heredia Avalos, S. (2006). **Experimentos de química recreativa con sulfato de cobre pentahidratado**. Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación Científica, vol. 3(3), pp. 467-484.

Quintana-Hernández, D. A. Moncada-Abaunza, E. Bolaños-Reynoso y L. I. Salcedo-Estrada. (2005). **Evaluación del crecimiento de cristales de azúcar y determinación del factor de forma de área superficial.** Revista Mexicana de Ingeniería Química, vol. 4, pp. 123-129.

BIBLIOGRAFÍA

Dirección General de Cultura y Educación de la Provincia de Buenos Aires. (2010). Física, segundo año, unidad III. Argentina: Universidad Tecnológica Nacional. Recuperado el 28 de abril en **http://www.edutecne.utn.edu.ar/cens_utn/fisica/fisica_2010_3.pdf**

Jandel Scientific. (2011). Sigma Plot ed. 12 for window [Software]. Recuperado el 28 de abril en **https://systatsoftware.com/**

GNU. (2015). GIMP ed. 2.8.16 for window [Software]. Recuperado el 28 de abril en **https://gimp.es/**

22

Si te sacan los colores ¡Respira! Detección de CO2, mediante indicadores ácido base

PROFESOR

Laura Pérez Yrache
Licenciada en Ciencias Químicas
IES Saavedra Fajardo (Murcia)
laura.perez4@murciaeduca.es

INTRODUCCIÓN

Proponemos en esta práctica, un viaje a través de los colores. De la mano de diferentes indicadores de pH. Disoluciones coloreadas que cambiarán el color cuando el dióxido de carbono aparezca en escena.

El dióxido de carbono, será producido en el laboratorio de tres formas diferentes: mediante la reacción del vinagre y el bicarbonato, combustión de unas cerillas, y al insuflar aire con una pajita pero, ¿cómo sabremos que el dióxido de carbono ha sido generado? ¿Cómo lo detectaremos?

Presentemos brevemente a nuestro protagonista. El dióxido de carbono, o CO2 a temperatura ambiente y presión atmosférica es un gas inodoro, incoloro, ligeramente ácido y no inflamable. Es más pesado que el aire, presenta buena solubilidad en agua y carácter ligeramente ácido.

Además, hay que comentar que según la teoría de Arrhenius, ácido es toda sustancia que en disolución acuosa, se disocia en sus iones, liberando H+ y base aquella sustancia que en disolución acuosa se disocia en sus iones, liberando OH- .Sabemos que el carácter ácido o básico de una sustancia queda determinado por la concentración de iones H+ en el medio, [H+]. De manera que a mayor [H+] mayor será su carácter ácido y teniendo en cuenta la definición de pH, pH =-log [H+], cuanto menor sea el pH, mayor será su carácter ácido, siendo ácidas aquellas sustancias cuyo pH está por debajo de 7, básicas aquellas que su pH está por encima de 7 y neutras cuando el pH es igual a 7.

Utilizaremos los indicadores de pH, sustancias que tienen distinto color según la acidez o basicidad de una disolución, para determinar el pH de las disoluciones y detectar mediante cambios en el color de estas, los cambios de pH que se producen cuando el CO2 entra en contacto con ellas.

Partimos una disolución básica de hidróxido de sodio, NaOH→ Na+ + OH-, también se ha realizado con una disolución de amoniaco, NH3 +H2O→NH4+ + OH-, base más débil que el hidróxido y más fácilmente neutralizable, a la que añadimos un indicador de pH.

→

INTRODUCCIÓN

Por otra parte, sabemos que el CO_2 generado se disuelve parcialmente en agua, siguiendo el siguiente equilibrio, $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$ posteriormente, $H_2CO_3 \rightarrow HCO_3^- + H^+$ (pKa=6.37) $HCO_3^- \rightarrow CO_3^{2-} + H^+$ (pKa=10.25) Cuando el dióxido de carbono se genera en presencia de la disolución de hidróxido de sodio o amoniaco, tiene lugar una reacción de neutralización, se produce la retirada de grupos OH^-, lo que conlleva una disminución en el pH de la disolución, y por tanto un cambio en el color del indicador, que pone de manifiesto la presencia del CO_2.

Los cambios de color obtenidos por los tres indicadores utilizados en disoluciones de hidróxido de sodio, son los siguientes:

Indicador utilizado	Disolución inicial básica	Disolución final básica
Fenolftaleína	Fucsia	Incoloro
Col lombarda	Amarillo verdoso	Azul morado
Cúrcuma	Marrón rojizo	Amarillo

La estimación del pH se ha realizado de forma cualitativa, por lo que es aproximada, los valores exactos de pH y los intervalos de viraje de los indicadores citados se pueden consultar en la bibliografía.

OBJETIVO

Esta práctica está diseñada para alumnos de 4º de ESO, ya que es en este curso se inicia a los alumnos en el estudio de algunas reacciones de interés, como la neutralización y la combustión, resaltando su importancia tanto a nivel industrial, como a nivel celular.
Se trabajarán los conceptos ácidos, base y pH, y además se llevaran a cabo procesos de obtención y detección de CO_2. Se trata de que comprueben de primera mano tanto el mecanismo de actuación de los indicadores ácido base, como la producción de CO_2 por diferentes procesos.

Los objetivos que pretendemos conseguir con la realización de esta práctica son los siguientes:

- Utilizar la teoría de Arrhenius para describir el comportamiento químico de ácidos y bases, aproximándonos cualitativamente al concepto de ph como indicador de la acidez de una disolución.
- Familiarizar al alumno con diferentes tipos de indicadores, algunos de origen natural y su modo de actuación e intervalo de viraje.
- Determinar el carácter ácido o básico de diferentes disoluciones.
- Plantear las destrezas manipulativas, los procedimientos y el manejo del material de laboratorios necesarios en cualquier investigación experimental.
- Conocer diferentes fuentes de obtención de CO_2
- Desarrollar técnicas de detección de CO_2

Si te sacan los colores ¡Respira! Detección de CO2, mediante indicadores ácido base

DURACIÓN APROXIMADA

La práctica está planteada para dos sesiones, pero se puede adaptar a una sola, en caso de no disponer del tiempo necesario. Consultar procedimiento.

- Versión reducida: una sesión, 55 min
- Versión ampliada: dos sesiones, 110 min

MATERIALES Y EQUIPOS

Materiales: gradilla con tubos de ensayo, cuentagotas, 2 matraces Erlenmeyer, vaso de precipitados de 200ml, vidrio de reloj, cerillas, manguera de plástico o pajitas, papel absorbente, matraz kitasato, embudo.

Indicadores de pH: cúrcuma, col lombarda, fenolftaleína, papel indicador.

Reactivos: hidróxido de sodio, NaOH, amoníaco NH3, agua destilada y agua del grifo, ácido clorhídrico, HCl, vinagre, bicarbonato NaHCO3

EPI NECESARIO

Sí

Los alumnos utilizaran, bata, guantes y gafas protectoras.

***Nota aclaratoria-1** Del CO2, se conocen sus efectos nocivos y repercusiones medioambientales, aunque es importante aclarar que el dióxido de carbono no se considera nocivo para nuestra salud ni tampoco tóxico, aunque esto no significa que sea beneficioso.

***Nota aclaratoria-2** Entendemos que estas experiencias están diseñadas para ser realizadas en un contexto normalizado en el cuál los alumnos puedan asistir al laboratorio sin riesgo de contagios y hacer sus experimentos con normalidad, de no ser así no tendría cabida la propuesta de generación de CO2 a través de inspiraciones, ya que todos los alumnos llevarían puesta su mascarilla y sería incompatible con los protocolos de seguridad.

PELIGRO Y SEGURIDAD

Corrosivo

Peligro para la salud

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

Previamente a la realización de la práctica hay que preparar los indicadores naturales de col lombarda y cúrcuma.

Se prepara el indicador de col lombarda, cociendo varias hojas de la col durante unos 10 minutos en agua, se filtra y el líquido obtenido tendrá un color azul oscuro y se dejará enfriar.

El procedimiento a seguir para obtener el indicador del extracto de cúrcuma o curry, llamado curcumina es el siguiente. En primer lugar se agrega una cucharadita de cúrcuma o curry a unos 50 ml de alcohol etílico o isopropílico. Se agita vigorosamente y se deja reposar un par de minutos. Debe repetirse el proceso anterior unas tres veces con el fin de extraer la mayor cantidad posible de extracto. A continuación se emplea un embudo con papel de filtro para separar el líquido obtenido del sólido. El líquido tendrá un intenso color amarillo.

PRIMERA PARTE

1.-Tomamos tres tubos de ensayo y echamos en cada uno de ellos aproximadamente 1ml de disolución de HCl. Indica la [H+]:.....

2.-Identicamente en otros tres tubos de ensayo echamos aproximadamente 1ml de disolución de NaOH. Indica la [OH-].....
Las disoluciones se les proporcionan ya están preparadas, se puede plantear como ampliación que las preparen ellos.

3.- A continuación añadimos dos gotas de indicador a cada tubo de ensayo y anotamos los colores que resultan en la siguiente tabla:

Disolución	Color de fenoltaleína	Color de lombarda	Color de cúrcuma	Color papel indicador	Medio ácido/basico
NaOH					Básico
HCL					Ácido

4.-Toma tres para cada sustancia, doce en total, y repite el mismo procedimiento que antes, añade1 ml de la sustancia a cada uno de los tres tubos y posteriormente unas gotas de indicador a cada tubo. Esto lo repites con cada una de las cuatro disoluciones que le facilitamos al alumno (vinagre, agua destilada, amoniaco y bicarbonato).

5.-Anota los colores en la tabla e identifica, si las disoluciones de las siguientes sustancias son ácidas o básicas comparando los colores con los resultados de la tabla anterior es obtenidos con los resultado de la tabla del apartado anterior.

Disolución	Color de fenoltaleína	Color de lombarda	Color de cúrcuma	Color papel indicador	Medio ácido/basico
Vinagre					
Amoniaco					
Agua destilada					
Bicarbonato					

Si te sacan los colores ¡Respira! Detección de CO2, mediante indicadores ácido base

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

Para la versión reducida, realizaremos solamente una de las tres experiencias propuestas en la segunda parte para la obtención de CO2. Proponemos por tiempo la tercera experiencia:
• Generación de CO2 soplando con una pajita.

SEGUNDA PARTE

Ahora realizamos las experiencias para la obtención de CO2. Asignamos a cada equipo de trabajo, dos o tres personas máximo, un indicador, de los tres que les hemos presentado.
Empezamos con la combustión de las cerillas que es la que más tiempo tarda en producirse.

• **Primera experiencia**: Generación de CO2 por combustión.

1.-En un vaso de precipitados de 250ml introduce 50ml aproximadamente de una disolución de NaOH y añade unas gotitas de indicador, solo de uno de ellos, el que hayamos asignado.(Cúrcuma, Col lombarda, Fenolftaleina). Anota el color que adquiere la disolución inicial.

2.-Toma varias cerillas, las unes en un montoncito y las pegas a la parte superior del vaso de precipitados, con ayuda de celo.

3.- Prendes las cerillas, y tapas el vaso con cuidado con un vidrio de reloj. Como producto de la combustión se obtiene el CO2 Cualitativamente podemos escribir la reacción:

Madera + O2(g)+ → CO2(g)+H2O(l)+ subproductos de la combustión

La reacción que tiene lugar en el vaso de precipitados es:

2NaOH (aq)+CO2(g) → Na2CO3(aq)+H2O(l)

4.- Observa y anota el color de la disolución final .....Explica que ha sucedido.

Segunda experiencia: Generación de CO2 mediante la reacción del vinagre y el bicarbonato.

Se recomienda llevar a cabo la experiencia dentro de una bandeja de plástico, para evitar que los posibles escapes de producto, que podría mancharlo todo.

1.- En un matraz Erlenmeyer de 250ml, introduce 50ml aproximadamente de una disolución de NaOH y añade unas gotitas de indicador.

2.- A continuación, añade unos 200ml de la disolución de bicarbonato de concentración C=10g/0,250L=40g/L, a un matraz kitasato, coloca un embudo en la parte superior y un trozo de manguera de plástico en la tubuladura. La parte de la manguera que queda libre, debe quedar dentro del matraz con la disolución. Como muestra la fotografía.

3.- Añde poco a poco, para que el líquido no salga del matraz, los 200ml de vinagre, mientras tu compañero sujeta el matraz Erlenmeyer con la disolución, tapando la boca de este con papel absorbente o una servilleta. La reacción que tiene lugar en el matraz

→

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

kitasato es una reacción de neutralización entre un ácido débil, el ácido acético, CH3-COOH, procedente del vinagre y una base débil, el bicarbonato de sodio, NaHCO3(aq), que transcurre mediante la siguiente reacción:

CH3-COOH (aq) + NaHCO3 (aq) → CH3-COONa 3(aq)+ H2CO3(g) → CH3-COONa 3(aq) + CO2 (g) + H2O(l)

La reacción que tiene lugar en el matraz Erlenmeyer es:

2NaOH (aq) +CO2 (g) → Na2CO3(aq)+H2O(l)

4.- Observa y anota el color de la disolución final .....Explica que ha sucedido.

• Segunda experiencia Generación de CO2 soplando con una pajita o trozo de manguera.

1.- En un matraz Erlenmeyer de 250ml, introduce 50ml aproximadamente de una disolución de NaOH y añade unas gotitas de indicador.

2.- Introduce el trozo de manguera y tapa la boca del matraz con papel absorbente o una servilleta, para evitar salpicaduras. Sopla en el interior de la disolución, haciendo que el CO2 que expulsamos al respirar entre en contacto con la disolución hasta que aprecies un cambio en color de esta.

La reacción que tiene lugar en nuestro organismo es la siguiente:

C6H12O6 (aq) + O2(g) → CO2(g) + +H2O(l)+ ENERGÍA

La reacción que tiene lugar en el matraz Erlenmeyer es:

2NaOH (aq) +CO2(g) → Na2CO3(aq)+H2O(l)

4.- Observa y anota el color de la disolución final .....Explica que ha sucedido.

Para terminar completa la siguiente tabla con los resultados obtenidos de las experiencias que han realizado los compañeros con otros indicadores.

Indicador utilizado	Disolución inicial pH > 7	Disolución final pH < 7
Fenolftaleína		
Col lombarda		
Cúrcuma		

***Opcional:**
Se pueden medir el tiempo que tarda en producirse el cambio de color en cada uno de los experimento y hacer algunas reflexiones, acerca de la velocidad de reacción y las diferentes concentraciones de CO2 obtenidas en los distintos procesos.

Si te sacan los colores ¡Respira! Detección de CO2, mediante indicadores ácido base

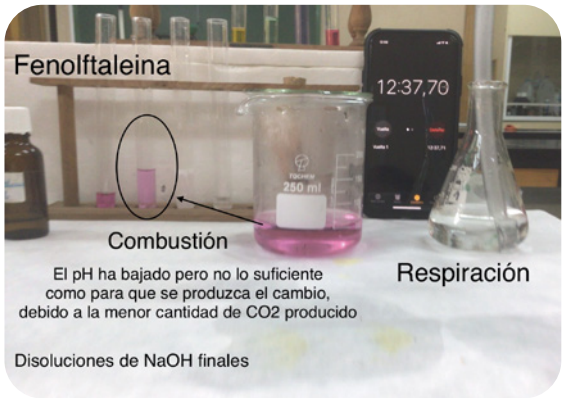
- CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

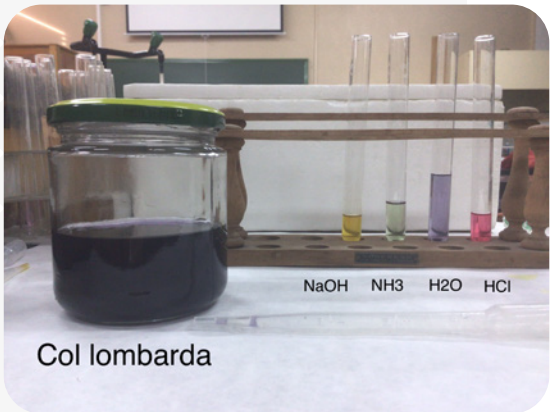
Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

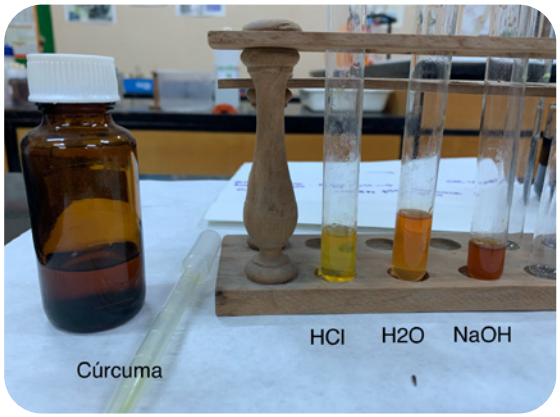
- GESTIÓN DE RESIDUOS

No se generan residuos que sean necesarios gestionar.

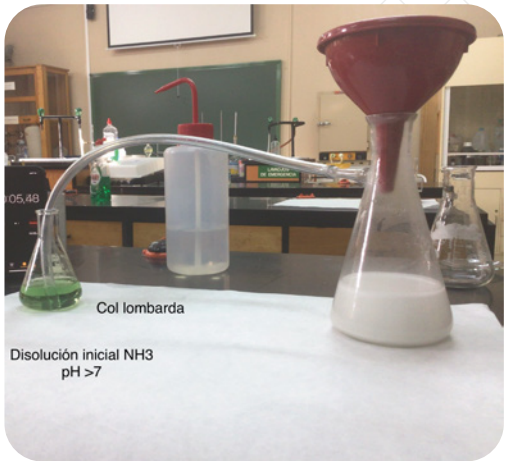
- IMÁGENES DE LA PRÁCTICA

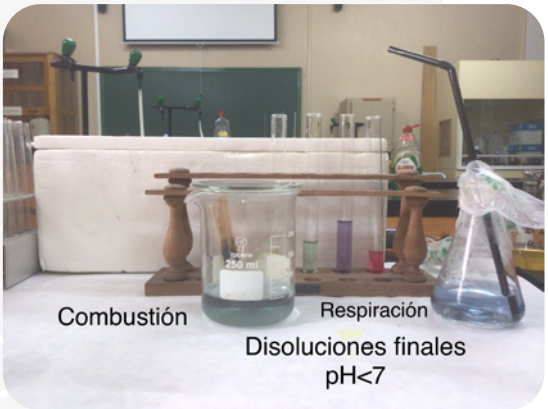


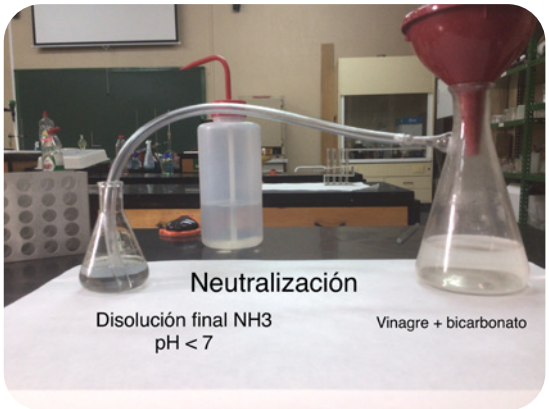




IMÁGENES DE LA PRÁCTICA







BIBLIOGRAFÍA

Heredia Ávalos, S. (2006). **Experiencias sorprendentes de química con indicadores de pH caseros.** Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación Científica, vol. 3(1), pp. 89-103.

Jiménez Liso, M. R., Manuel Torres, E., González García, F. y Salinas López, F. (2000). **La utilización del concepto de pH en la publicidad y su relación con las ideas que manejan los alumnos: Aplicaciones en el aula.** Enseñanza de las Ciencias, vol. 18(3), pp. 451-461.

BIBLIOGRAFÍA

CO2 (Dióxido de Carbono). (s.f.). Recuperado el 28 de abril en Registro Estatal de Emisiones y Fuentes Contaminadoras (PRTR). **https://www.prtr-es.es/CO2-Dioxido-de-carbono,15590,11,2007.html**

ICSC 0164 peróxido de hidrógeno (disolución acuosa >60%). Instituto Nacional de Seguridad y Salud en el Trabajo. (2018). Recuperado el 28 de abril en International Labour Organization (ILO). **http://www.ilo.org/dyn/icsc/showcard.display?p_version=2&p_card_id=1416&p_lang=es**

VadeQuímica. (2015). Ficha de datos seguridad 16030T-Agua Oxigenada 30%. Recuperado el 28 de abril en VadeQuímica **https://www.vadequimica.com/media/catalog/product/v/a/vadequimica-fs-agua_oxigenada_30_.pdf**

23

Fabricación de jabón

PROFESOR

Dionisio Ruiz Ruiz
Doctor en ciencias Químicas
Colegio Maristas La Merced-Fuensanta (Murcia)
dionisioruizruiz@gmail.com

INTRODUCCIÓN

El jabón es la sal sódica de los ácidos grasos que esterifican a la glicerina en las grasas. Si tratamos una grasa/aceite con hidróxido de sodio se produce una reacción que se conoce con el nombre de SAPONIFICACIÓN cuyos producto de reacción son jabón y la glicerina.

OBJETIVO

Realizar en el laboratorio la reacción química de saponificación. Destacar la importancia del reciclado, en este caso de aceites y grasas, como una forma de respeto y conservación del medio ambiente.

DURACIÓN APROXIMADA

Media hora para la ejecución y 48 horas para obtención de resultados

MATERIALES Y EQUIPOS

- Aceite preferentemente usado en la cocina.
- Balanza
- Probeta de 100 ml
- Vaso de plástico tamaño café
- Hidróxido de sodio en escamas o lentejas
- Agua
- Varilla de vidrio para agitar

EPI NECESARIO

No

Fabricación de jabón

PELIGRO Y SEGURIDAD

Corrosivo

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

- Pesar en el vaso de plástico 7.5 g de NaOH
- Añadir 25 ml de agua y agitar hasta total disolución del hidróxido de sodio (la mezcla se calienta). Adicionar ahora 50 ml de aceite y remover durante 15 minutos para homogeneizar muy bien.
- Dejar reposar 48 h para que ocurra la reacción de saponificación y obtendremos un jabón sólido natural con unas propiedades físico-químicas extraordinarias.
- Se recomienda usar el jabón 10 días después de su fabricación.

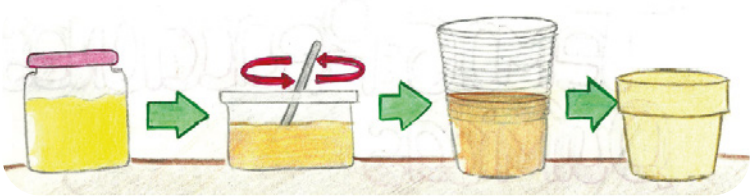
CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

GESTIÓN DE RESIDUOS

Finalizada la práctica el único residuo resultante el el vaso de plástico que se deposita en el contenedor amarillo.

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA



24

Estudio experimental de la lejía. Determinación de la concentración de hipoclorito de sodio

PROFESOR

María Dolores Gálvez Sanchez
Licenciada en Ciencias Químicas. Especialidad Bioquímica
IES Saavedra Fajardo (Murcia)
mariadolores.galvez@murciaeduca.es

INTRODUCCIÓN

La lejía es un producto de limpieza de uso común en los hogares. Se utiliza como desinfectante y decolorante habitual. Se trata de una disolución acuosa de hipoclorito de sodio de concentración inferior al 5% en los productos de uso doméstico.

Su carácter altamente oxidante lo hace muy eficaz como desinfectante contra hongos, bacterias e incluso virus (se utiliza como desinfectante de superficies donde pueda haber Covid-19) La reacción del hipoclorito sódico con peróxido de hidrógeno produce oxígeno que, en las condiciones experimentales habituales en un laboratorio escolar, puede evidenciar, a simple vista, la producción de una reacción química.

Por otra parte, con esta reacción se puede ir un poco más allá experimentalmente, y conseguir medir el volumen de un producto de reacción gaseoso. Incluso, se pueden aplicar conocimientos estequiométricos y de las leyes de los gases para determinar la concentración de hipoclorito de sodio en la lejía. NaClO(ac) + H2O2(ac) NaCl(ac) + H2O(l) + O2(g)

Teniendo en cuenta, la estequiometría de la reacción, por cada mol de hipoclorito de sodio que reaccione se forma un mol de oxígeno molecular, las condiciones ambientales de presión y temperatura, el valor de la densidad de la lejía y la ecuación de los gases ideales se puede determinar el tanto por ciento de hipoclorito de sodio presente en la lejía de uso doméstico.

OBJETIVO

(1) Conocer el principio activo de la lejía y su acción como desinfectante.
(2) Evidenciar que se ha producido una reacción química.
(3) Medir experimentalmente el volumen de un producto de reacción gaseoso.
(4) Determinar de forma experimental la concentración de una lejía, expresada en tanto por ciento de hipoclorito de sodio.
(5) Estudio cuantitativo del reactivo limitante.

→

Estudio experimental de la lejía. Determinación de la concentración de hipoclorito de sodio.

OBJETIVO

El nivel de estudios recomendado dependerá de los objetivos que se quieran conseguir al desarrollar esta práctica:

4º ESO: objetivos (1), (2), (3) (podría ser adecuada para algún grupo de 3º ESO)

1ºBachillerato: Objetivos (3), (4) y (5)

DURACIÓN APROXIMADA

1 sesión (50 minutos) para 4ºESO.

2 sesiones de laboratorio para 1ºBachillerato.

• 1 sesión para explicar el procedimiento, preparar los materiales y montar el equipo.
• 1 sesión para realizar los experimentos y recoger los datos experimentales.

Además, serán necesarias algunas horas de trabajo en casa para elaborar el informe del trabajo realizado.

MATERIALES Y EQUIPOS

• Vasos de precipitados.
• Balanza
• Termómetro
• Jeringuilla de 5 ml
• Probetas de 10 ml y de 100ml
• Matraz Erlenmeyer
• Tapón caucho horadado
• Tubo de silicona
• Lejía de uso doméstico
• Peróxido de hidrógeno del 33%(w/v)
• Soporte y pinzas
• Cubeta con agua
• Cuaderno para tomar notas

EPI NECESARIO

Si.
Son necesarios guantes y recomendables gafas y bata.

PELIGRO Y SEGURIDAD

Peligro para el medio ambiente | **Comburente** | **Corrosivo** | **Peligro para la salud**

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

Primera parte: Procedimiento y diseño experimental

(1) Se llena la probeta de 100 ml al máximo de su capacidad y la cubeta con agua.
(2) Se introduce la probeta invertida en la cubeta (tapando el extremo abierto con la mano hasta colocarlo correctamente) y se sujeta al soporte con una pinza.
(3) Se anota la medida del nivel de agua de la probeta que resulta tras introducirla en el barreño.
(4) Por otra parte, se introduce 5 ml de lejía doméstica (medida con la probeta de 10 ml) en el matraz Erlenmeyer y se tapa con el tapón previamente unido al tubo de goma, el cual se lleva hasta el interior de la probeta invertida que se dejó sumergida en la cubeta con agua.
(5) Se toman 3 ml de peróxido de hidrógeno con la jeringuilla y la conectamos al tapón del matraz Erlenmeyer donde se encuentra la lejía.
(6) Una vez comprobada la estanqueidad del matraz se procede a introducir el peróxido de hidrógeno de la jeringuilla en el matraz para que se produzca la reacción con el hipoclorito de sodio de la lejía.
(7) La reacción es inmediata, se observa que el nivel de agua en la probeta invertida desciende.
(8) Anotamos la nueva altura del agua para calcular la diferencia entre el volumen inicial y el nuevo volumen, obtenido al ser desplazada el agua por el oxígeno producido en la reacción.
(9) El proceso se realizará al menos tres veces para minimizar el error en los datos experimentales obtenidos.
(10) Con los datos recogidos se pasa a la fase de cálculos para la determinación de la concentración de la lejía.

Segunda parte: recogida de datos experimentales

(11) Toma de datos necesarios para los cálculos.
Presión atmosférica: suponemos 1 atm
Temperatura ambiente: la medimos en el momento de realizar los experimentos.
Densidad de la lejía: medimos la masa de un determinado volumen y realizamos el cálculo.

(12) Tabla de resultados experimentales
Donde se anotará el volumen inicial del agua en la probeta, el volumen final y el volumen de oxígeno obtenido.

Tercera parte: Cálculos e Interpretación de resultados

(13) Determina el error absoluto y relativo de los resultados experimentales del volumen de oxígeno recogido.
(14) Representación gráfica y línea de tendencia.
(15) Cálculos para determinar la concentración en NaClO.

CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

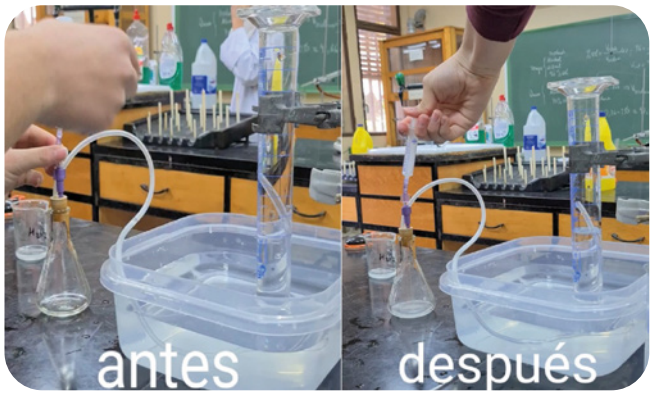
Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

Estudio experimental de la lejía. Determinación de la concentración de hipoclorito de sodio.

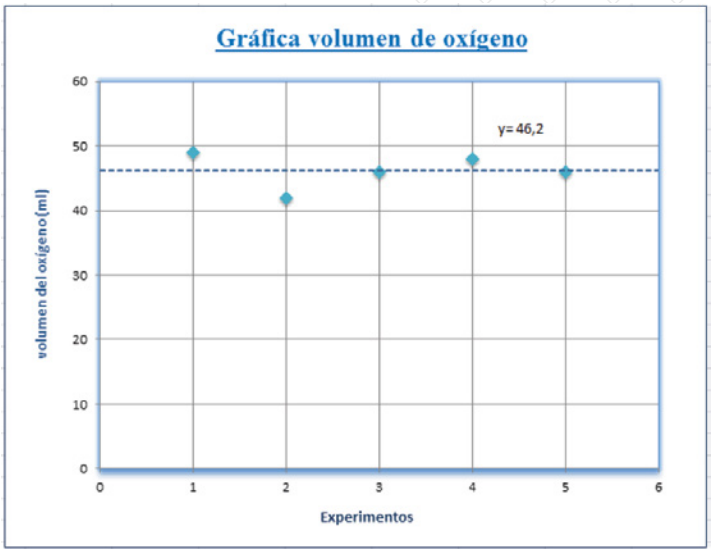
GESTIÓN DE RESIDUOS

El peróxido de hidrógeno puede provocar a largo plazo efectos negativos en el medio acuático. Puesto que lo utilizamos como producto en exceso, todo lo que queda en el matraz una vez producida la reacción se debe recoger en un contenedor etiquetado para su posterior retirada por un servicio autorizado y nunca verterlo al desagüe.

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA



IMÁGENES DE LA PRÁCTICA



VÍDEO EXPLICATIVO

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

BIBLIOGRAFÍA

Eureka: Prácticas de Química by www.jpcampillo.es is licensed under a Creative Commons Reconocimiento-NoComercial 4.0 Internacional License.

La calidad y exactitud de la traducción o el posible uso que se haga de esta información no es responsabilidad de la OIT, la OMS ni la Comisión Europea. © Versión en español, INSST, 201
http://www.ilo.org/dyn/icsc/showcard.display?p_card_id=164&p_edit=&p_version=2&p_lang=es

https://www.vadequimica.com/media/catalog/product/v/a/vade-quimica-fs-agua_oxigenada_30_.pdf

25

Determinación del punto final potenciométrico

PROFESOR

Francisco Rojas Malgarejo
Doctor en Química
IES Dos Mares. San Pedro del Pinatar. (Murcia)
francisco.rojas@murciaeduca.es

INTRODUCCIÓN

Se propone un nuevo enfoque en la realización de la valoración de ácidos (bases) fuertes con bases (ácidos) también fuertes como práctica en el laboratorio de química para alumnos y alumnas de Educación Secundaria Obligatoria y Bachillerato de Ciencias y Tecnología, como una actividad que permite el aprendizaje mediante la interrelación de diferentes áreas: matemáticas, química, informática y tecnología.

La importancia de este concepto y su aplicación actual en diferentes campos de la Ciencia hacen necesario de un nuevo enfoque que permita su acercamiento a los estudiantes adaptando el grado de concreción y de profundización dependiendo del nivel educativo que cursen.

La aplicación de las nuevas tecnologías en el enfoque aquí propuesto permite minimizar los inevitables errores cometidos por estudiantes poco experimentados, se soluciona la poca disponibilidad de material y medios para la enseñanza de las ciencias en los centros de Educación Secundaria Obligatoria, y se muestra a los estudiantes la utilidad de las nuevas tecnologías en la resolución de problemas científicos nuevos o, como en este caso, en la resolución de viejos problemas pero con métodos más simples, sin perder precisión y exactitud, además de poder profundizar más en el conocimiento del concepto estudiado así como obtener nuevas conclusiones y mejorar la descripción del proceso químico que tiene lugar.

Damos a conocer y aplicamos el método de la primera derivada al estudio y determinación del punto final de una valoración potenciométrica.

OBJETIVO

Esta práctica puede presentarse tanto a estudiantes de ESO o FP básica, como a alumnos de Bachillerato de Ciencias y Tecnología, dependiendo del grado de dificultad con que se presente a los estudiantes y de la rigurosidad de los resultados que se pretenden obtener.

→

OBJETIVO

Objetivos generales:
1. Mostrar la ciencia como un campo de conocimiento abierto e interrelacionado con multitud de otras disciplinas.
2. Ejemplificar la utilización conjunta de conceptos de Física y Química y de Matemáticas, impartidos en diferentes momentos del proceso educativo del alumnado en las etapas de Educación Secundaria Obligatoria y Bachillerato, para dar respuesta a uno de los fines últimos de cualquier disciplina científica: descripción y comprensión de los procesos que tienen lugar en la Naturaleza.

Objetivos del proyecto:
1. Determinación del punto final potenciométrico.
2. Preparación de disoluciones de ácido y base fuertes de diferente concentración.
3. Utilización de material de laboratorio para el montaje de una valoración potenciométrica, poniendo especial cuidado en la disposición del material utilizado.
4. Utilización de equipos de medida de pH: calibración automática de dos puntos.
5. Realización de una valoración poteciométrica completa.
6. Utilización de programas informáticos para el procesado de los datos: Microsoft Excel, SigmaPlot 12.0 ó superior, o similar y GIMP 2.8.16.
7. Elaboración y análisis de tablas y gráficas para la obtención de resultados: aplicación del método de la primera derivada.
8. Utilización de programas informáticos para la elaboración de informes para su comunicación: Microsoft PowerPoint, Microsoft Word (formato doc. y pdf).

DURACIÓN APROXIMADA

Aproximadamente se requerirá 1 sesión lectiva en laboratorio y 1 sesión lectiva de tratamiento informático de los datos obtenidos.

MATERIALES Y EQUIPOS

Reactivos: Hidróxido de sodio (NaOH), ácido clorhídrico (HCl), agua destilada y disoluciones tampón de pH 4,01 y 7,01.

Equipos: Medidor de pH Checker®Plus HI98100 con electrodo de pH HI1271, o similar, agitador magnético, bureta y vaso de precipitados de 100 mL.

EPI NECESARIO

Si.

Esta práctica requiere el uso de la mascarilla reglamentaria que debe utilizarse en todo momento en los centros educativos, así como se recomienda llevar ropa de protección (bata o camisa de manga larga vieja), guantes de resistencia química y, si se considera oportuno, gafas de protección.

Determinación del punto final potenciométrico

PELIGRO Y SEGURIDAD

Corrosivo

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

1. Preparar 100 mL de disolución acuosa de HCl 0,50 M, 100 mL de disolución acuosa de NaOH 0,25 M y otra 0,50 M.

2. Calibrar el pHmetro mediante calibración automática en dos puntos con disoluciones tampón de pH 4,01 y 7,01.

3. Montar el dispositivo para la valoración potenciométrica con el material necesario.

4. Llenar la bureta con la disolución acuosa valorante de NaOH 0,25 M ó 0,50 M y purgar.

5. Colocar 25 mL de HCl 0,50 M en un vaso de precipitados de 100 mL provisto de agitador magnético. Medir el valor de pH inicial.

6. Realizar adiciones de 2 mL de disolución valorante y medir el valor de pH obtenido después de cada adición. Cuando el valor de pH empiece a subir con regularidad continuar con adiciones de 1 mL de disolución valorante. Detener la valoración cuando el valor de pH alcance la meseta en su valor máximo.

7. En una hoja de cálculo del programa Microsoft Excel realizar una tabla donde se indique los valores de volumen de reactivo valorante añadido (VNaOH, mL) frente al valor de pH medido.

8. Con los datos de la tabla anterior, realizar la gráfica de puntos (pH vs VNaOH, mL): dispersión sólo con marcadores. Unir los puntos de la gráfica con una línea cambiando el formato de la gráfica: dispersión con líneas suavizadas y marcadores. Visualizar la sigmoide obtenida. El punto final pontenciométrico vendrá determinado por el punto medio del tramo de subida de la sigmoide (difícil de determinar).

9. Tratamiento matemático de los datos iniciales. Para cada dos valores sucesivos de la tabla obtenida calcular los correspondientes valores de variación de pH (ΔpH), variación del volumen de reactivo valorante (ΔVNaOH, mL).

10. Calcular la velocidad de variación del pH frente a la variación del volumen de reactivo valorante añadido (vpH, ml-1) utilizando la siguiente fórmula:

11. Calcular el valor medio de los sucesivos volúmenes de reactivo valorante añadido utilizando la siguiente fórmula:

→

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

12. Ampliar la tabla inicial de la hoja de cálculo del programa Microsoft Excel con una columna con los valores correspondientes de valor medio de volumen de reactivo valorante (NaOH, mL) y otra columna con los valores de velocidad de variación del pH frente a la variación del volumen de reactivo valorante añadido (vpH, mL-1). Representar la gráfica de puntos correspondiente (vpH vs NaOH) y unir los puntos con una línea, como se indica en el punto 8. Visualizar la gráfica obtenida. El pico de la gráfica se corresponde con el punto medio del tramo de subida de la sigmoide y por tanto con el punto final pontenciométrico que quedará bien definido (fácil de determinar).

13. Insertar una cuadrícula en el fondo de la gráfica. Trazar una línea perpendicular al eje de abscisas pasando por el pico de la gráfica.

14. Con la herramienta de Recortes de nuestro ordenador, seleccionar el área de la gráfica anterior, nombrar y guardar en el escritorio del ordenador.

15. Abrir el programa GIMP, seleccionar e importar la imagen correspondiente al recorte realizado en el apartado anterior.

16. Medir una unidad de volumen clara en la gráfica estudiada mediante la herramienta «Herramienta de medida: medir distancias y ángulos» que se encuentra dentro de la pestaña «Herramientas» de la barra superior del programa. Para que el resultado de la medida sea visible en la pantalla, seleccionamos la pestaña correspondiente a «Usar la ventana de información». Registrar el valor de la medida realizada en píxeles. Así conoceremos el valor en píxeles de la unidad de volumen seleccionada y este valor se tomará para realizar las conversiones necesarias de las medidas a realizar, con el correspondiente factor de conversión.

17. Medir la distancia de la línea perpendicular que pasa por el pico de la gráfica al origen de la gráfica, en píxeles. Con el factor de conversión del apartado anterior, obtener el valor de volumen (mL) correspondiente al punto final potenciométrico de la valoración ácido-base realizada. Anotar el dato y redactar las conclusiones de la práctica.

18. El volumen medido en el apartado anterior y la concentración de la disolución valorante permitirá calcular la concentración de la disolución valorada, en función del volumen utilizado de esta última.

19. Calcular el error absoluto (Ea, mL) y el error relativo (Er, %) asociados a las medidas realizadas en base a los valores teóricos de volumen de neutralización esperados.

***NOTA**. El modo de realización de la valoración queda sujeto al criterio del profesorado, valorando un ácido o una base fuertes con la correspondiente base o ácido también fuertes. Las concentraciones de las disoluciones preparadas también quedan al criterio del profesorado.

Determinación del punto final potenciométrico

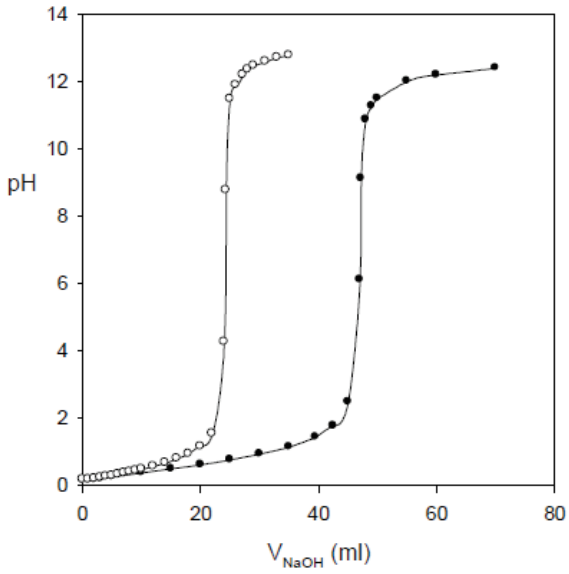
CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

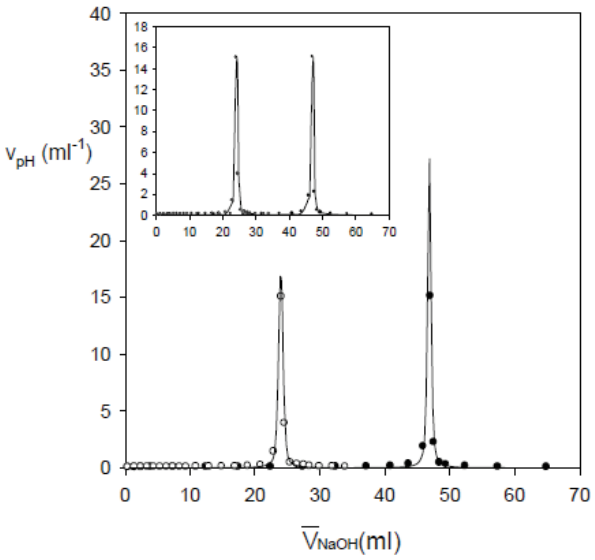
Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

GESTIÓN DE RESIDUOS

Los residuos generados en esta práctica serán eliminados en un contenedor de residuos inorgánicos que deberán ser recogidos por una empresa especializada en este tipo de residuos.

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA





IMÁGENES DE LA PRÁCTICA

BIBLIOGRAFÍA

Rojas-Melgarejo, F. (2012). **Nuevas tecnologías para el estudio de las reacciones de neutralización ácido-base.** Publicaciones Didácticas, vol. 21, pp. 158-161.

Garber, C.C. y Carey, R.N. (1992). **Estadística de laboratorio.** En L.A. Kaplan y A.J. Pesce (Eds.). Química Clínica. Teoría, análisis y correlación. Buenos Aires: Editorial Médica Panamericana.

Martínez-Salas, J. (1982). **Elementos de matemáticas.** Valladolid: José Martínez Salas.

Ravi Kumar, M.N.V. (2000). **A review of chitin and chitosan applications.** Reactive & Functional Polymers, vol. 46, pp. 1-27.

Skoog, D.A. y West, D.M. (1989). **Química Analítica.** Madrid: McGraw-Hill/Interamericana de España.

26

Investigando con pompas de jabón

PROFESOR

María Dolores Gálvez Sanchez
Licenciada en Ciencias Químicas. Especialidad Bioquímica
IES Saavedra Fajardo (Murcia)
mariadolores.galvez@murciaeduca.es

INTRODUCCIÓN

Las pompas de jabón son películas con forma de esferas muy finas, de jabón y agua cuyo interior es hueco. Las moléculas de un líquido interaccionan entre sí mediante las llamadas fuerzas intermoleculares.

La diferencia entre las interacciones en el interior del líquido y en su superficie es la causante del fenómeno de la tensión superficial, responsable de la formación de las pompas. También es la causa de que la superficie de un líquido se comporte como si fuera una delgada película elástica. Para que una pompa pueda ser estable, perdure en el tiempo, es necesario adicionarle un estabilizante como el jabón.

El jabón junto con otros productos de limpieza es una sustancia tensoactiva, que a diferencia de lo que se suele pensar, disminuye la tensión superficial del agua, estabilizando la pompa por medio del llamado efecto Marangoni. Al estirarse la película jabonosa se produce una redistribución del jabón haciéndola más resistente en todos sus puntos. La forma esférica de las pompas de jabón es el resultado de la minimización del área de la película jabonosa consiguiendo así la disminuye de la tensión superficial.

OBJETIVO

(1) Fomentar el gusto por las Ciencias acercando fenómenos físicos cotidianos al laboratorio de la escuela.
(2) Desarrollar las destrezas manipulativas, los procedimientos y el manejo del material de laboratorio necesarios en cualquier investigación experimental, así como poner en práctica el método científico.
(3) Potenciar la creatividad de los alumnos estudiando una propiedad de los fluidos como es la tensión superficial con pompas de jabón.
(4) Estudiar fenómenos de electrización de la materia.
(5) Relacionar algunas de las propiedades de las sustancias químicas con las fuerzas intermoleculares que presentan.

Esta práctica se recomienda para **2º, 3º, 4º ESO y FP Básica**, el nivel se adecuará según los objetivos que se quieran conseguir.

DURACIÓN APROXIMADA

1 sesión de 50 minutos si tienen todo el material preparado. Además, será necesario una hora de trabajo en casa para terminar de contestar a las preguntas del guion de la práctica.

MATERIALES Y EQUIPOS

- Agua
- Jabón lavavajillas de tipo comercial
- Glicerina farmacéutica
- Leche
- Colorantes alimentarios
- Vinagre
- Bicarbonato
- Marcos de alambre de distintas formas
- Clips, agujas finas
- Hoja de acetato
- Globo
- Frasco de vidrio transparente
- Cañita de refresco
- Bastoncillo de algodón

EPI NECESARIO

No.

PELIGRO Y SEGURIDAD

Peligro para la salud

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

1. Evidencias de la existencia de la tensión superficial.

Material necesario: cubeta, clips o agujas finas, agua, detergente, leche, colorantes, bastoncillo de algodón.

a. Toma una cubeta con agua y con mucho cuidado intenta poner algunos clips flotando en el agua. Cuando lo hayas conseguido, toca suavemente la superficie del agua con un bastoncillo empapado en detergente.

b. Toma otra cubeta y añade un poco de leche. Pon en el centro unas gotas de colorante y con cuidado toca sobre las gotas de colorante con el bastoncillo empapado de detergente.

→

Investigando con pompas de jabón

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

c. Describe lo que ocurre en cada caso e intenta darle una explicación.

2. Preparación de la mezcla jabonosa.

Material necesario: agua 120 ml, jabón lavavajillas de tipo comercial 40 ml, glicerina 20 ml, marcos de alambre de distintas formas.

a. Añade al agua el jabón y la glicerina y mezcla bien.

3. Visualización de las diferentes formas que adquiere una película jabonosa en diferentes estructuras hechas de alambre.

Cuando introducimos un marco de alambre en el líquido jabonoso y lo retiramos, la película delgada que se forma adquiere espontáneamente la forma de menor superficie compatible con los extremos impuestos por el marco. Por ejemplo, si introducimos un alambre de forma rectangular la película formada tendrá forma plana, ya que cualquier deformación respecto del plano aumentaría la superficie de éste.

a. Prueba con diferentes marcos de alambre e indica que tipo de forma tienen antes y después de hacer la pompa. Describe lo que observas

4. Pompas de jabón electrizadas.

Material necesario: hoja de acetato, loción jabonosa, una cañita de refrescos y un globo.

a. Realiza una pompa de jabón sobre la hoja de acetato, a continuación, acerca el globo electrizado cerca de la pompa de jabón. ¿Qué sucede?

b. A continuación, haz de nuevo la pompa sobre el acetato y con mucho cuidado haz otra pompa en el interior de la primera. Acerca de nuevo el globo. ¿Qué sucede?

5. Suspender una pompa de jabón en un frasco.

Material necesario: vinagre, bicarbonato, frasco de vidrio transparente, pompas de jabón.

a. Añade un poco de vinagre al frasco de vidrio, a continuación, añade bicarbonato, cuando empiecen a disminuir las burbujas añade una pompa de jabón al interior del frasco.
¿qué ocurre? ¿Cómo justificas que la pompa flote dentro del frasco?

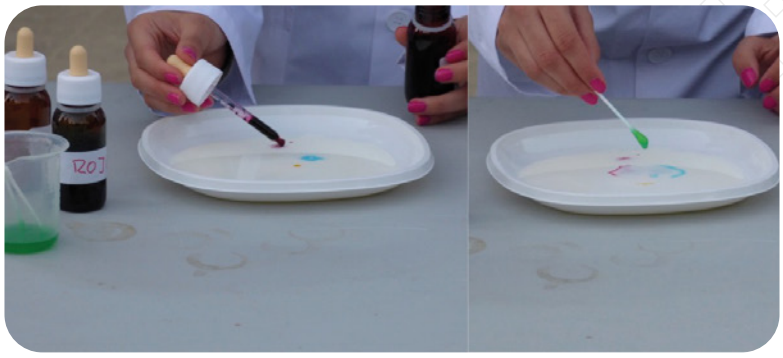
CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

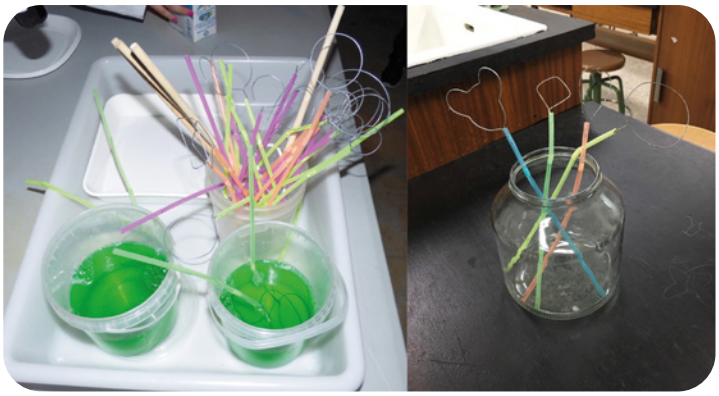
Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

GESTIÓN DE RESIDUOS

Los residuos que se generan, leche con colorantes, no contaminan se pueden eliminar por el desagüe. La mezcla jabonosa que sobre se guardará para practicas posteriores.

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA





Investigando con pompas de jabón

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA

VÍDEO EXPLICATIVO

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

BIBLIOGRAFÍA

Descubriendo la Física. (s.f.). Blog. Recuperado el 28 de abril en **http://descubriendo.fisica.unlp.edu.ar/descubriendo/index.php/Portada**

Universidad Complutense de Madrid (UCM). (s.f.). Tensión superficial y películas de jabón. Recuperado el 28 de abril en UCM. **https://drive.google.com/file/d/0B0yZp1C8vsMqdmM1VXFKQ29wbWc/view**

ICSC 0624 Glicerol. Instituto Nacional de Seguridad y Salud en el Trabajo. (2006). Recuperado el 28 de abril en International Labour Organization (ILO). **http://www.ilo.org/dyn/icsc/showcard.display?p_card_id=624&p_edit=&p_version=2&p_lang=es**

27

Crecer desde lo alto

PROFESOR

Asunción María Hidalgo Montesinos
Doctora en Química
Facultad de Química. Universidad de Murcia
ahidalgo@um.es

INTRODUCCIÓN

Este experimento suele ser conocido como "hielo instantáneo", ya que parece "congelarse" de inmediato un líquido con la apariencia del agua. Curiosamente, es el fundamento de esas bolsas que se encuentran en algunos comercios, que crean frío (hielo), con solo golpear el interior de la bolsa. Pero antagónicamente, es el proceso inverso al que nos referimos el que causa tal efecto "endotérmico" (proceso que absorbe energía del medio). A la hora de crear cristales de acetato sódico nos vamos a basar en el principio de la solubilidad.

La solubilidad es la capacidad que tiene una sustancia de disolverse en un disolvente. Cuanto mayor sea su solubilidad, mayor cantidad de esa sustancia podremos disolver. Cuando una disolución no admite más soluto, a una temperatura dada se dice que está saturada a dicha temperatura. Pero si elevamos la temperatura es posible disolver una mayor cantidad de soluto que, generalmente, precipitará al enfriar.

En ocasiones, es posible que no ocurra tal precipitación y la disolución es inestable, de modo que al agregar un núcleo de cristalización, ocurre rápidamente la cristalización. Pero...¿Qué es la cristalización? Podría definirse como la operación de transferencia de materia y energía en la que se forma un sólido desde una fase homogénea. Y para que esto suceda, debe existir sobresaturación.

OBJETIVO

El objetivo se centra en preparar una disolución sobresaturada y observar cómo ocurre la cristalización al introducir en la disolución sobresaturada un núcleo de cristalización.

Para ello, se calentará agua en la que se disolverá gran cantidad de acetato de sodio. Una vez obtenida la disolución, se dejará enfriar en el frigorífico. Y una vez fría, se podrán crear cristales de acetato de sodio. Para ello se utilizará un "cristal semilla", que se introducirá en el recipiente que alberga la solución. Este cristal facilitará que se depositen los iones de la disolución en sus caras, permitiendo un crecimiento más o menos ordenado de los cristales de la sal.

Esta práctica está orientada para un nivel de Educación Secundaria.

→

Crecer desde lo alto

OBJETIVO

Objetivos generales:
Adquisición, no solo de conocimientos científicos, sino también, de una metodología que les permita analizar y procesar la información. Favorecer el desarrollo intelectual de los discentes mediante la realización de experiencias concretas, el hecho de practicar la inferencia y la toma de decisiones

Objetivos específicos
• Entender el concepto de cristalización, saturación y sobresaturación.
• Comprender el mecanismo de cristalización a partir de una disolución saturada de acetato de sodio.

Práctica integrada en:

2º ESO. Bloque 3:
• Los cambios químicos
• Cambios físicos y cambios químicos
• La reacción química

3º ESO. Bloque 3:
• Los cambios químicos
• Cambios físicos y cambios químicos
• La química en la sociedad y el medio ambiente

4º ESO. Bloque 3:
• Los cambios químicos
• Reacciones y ecuaciones químicas

DURACIÓN APROXIMADA

Tiempo estimado de 30 minutos.

MATERIALES Y EQUIPOS

• Un vaso de precipitados Pirex de 250 mL
• Un vidrio de reloj o una cápsula de porcelana
• Una varilla de vidrio
• Placa calefactora de laboratorio
• NaCH3COO 3H2O (100 gramos o más)

EPI NECESARIO

Si.

Para realizar la experiencia deben utilizarse guantes y gafas de seguridad. Las reacciones deben llevarse a cabo en áreas bien ventiladas. Debe observarse una especial precaución al manejar las placas calefactoras. No tocar nunca la placa caliente.

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

1. Pesar como mínimo 100 gramos de acetato de sodio trihidrato.

2. Añadir un 10% en peso de agua y calentar suavemente, removiendo con una varilla hasta que se disuelva completamente y empiece a hervir.

3. Extraer la varilla y tapar con un vidrio de reloj o una cápsula de porcelana, para evitar que caiga polvo.

4. Dejar enfriar. Se puede acelerar el proceso colocando el vaso en un baño de agua fría.

5. Cuando la disolución se encuentra fría se colocan unos cristales de acetato de sodio en una cápsula de porcelana y se vierte lentamente la disolución sobresaturada que se ha preparado. Se observará cómo cristaliza instantáneamente formando una columna.

6. Si se tocan los cristales formados se puede comprobar que están calientes.

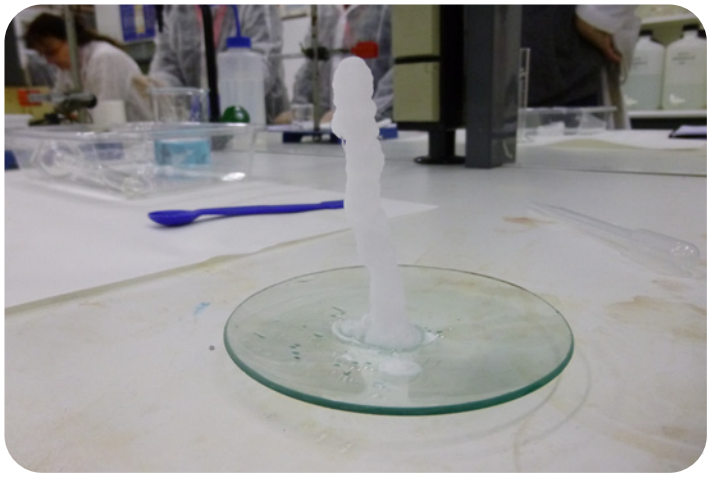
CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

GESTIÓN DE RESIDUOS

Es imprescindible gestionar adecuadamente los residuos.

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA



IMÁGENES DE LA PRÁCTICA

BIBLIOGRAFÍA

Tomás Serrano, A. y García Molina, R. (2015). **Experimentos de Física y Química en tiempos de crisis.** Servicio de publicaciones de la Universidad de Murcia (UMU), ISBN: 978-84-16038-96-1.

Hidalgo, A. M. (2019). **Práctica: Crecer Hacia Abajo [Apuntes académicos]**. En Hidalgo, A. M. (Comp.), MASTERCHEM: Talleres para docentes (pp. 55-58). Universidad de Murcia. ISBN: 978-84-09-08441-8

Universidad de Cádiz (UCA). (2014). **Taller 4: la magia de los cristales.** En UCA, Ciencias Around You (pp. 15-18). Cádiz: Facultad de Ciencias de la Universidad de Cádiz. Recuperado el 28 de abril en **https://rodin.uca.es/xmlui/bitstream/handle/10498/17306/CienciasAroundYou2014-Edicin6.pdf?sequence=1&isAllowed=y**

28

Esencia de San Valentín: enfleurage

PROFESOR

Francisco Rojas Melgarejo
Doctor en Química
IES Dos Mares. San Pedro del Pinatar. (Murcia)
francisco.rojas@murciaeduca.es

INTRODUCCIÓN

En esta práctica se muestra una técnica ancestral, sencilla y segura para la extracción de aromas de flores y otras plantas aromáticas. Aumentaremos la complejidad del procedimiento realizando el refinado de la esencia obtenida mediante una segunda extracción (doble extracción), que permitirá obtener de forma selectiva el correspondiente aroma extraído ("absoluto").

OBJETIVO

Esta práctica puede presentarse tanto a estudiantes de ESO o FP básica, como a alumnos de Bachillerato de Ciencias y Tecnología.

Objetivos generales:

1. Iniciar a los alumnos en las tareas del trabajo científico.
2. Diseño de una práctica de laboratorio sencilla, segura, económica y reproducible, adecuada para alumnos de diferentes niveles educativos.
3. Mostrar la ciencia como un campo de conocimiento abierto e íntimamente relacionado con nuestro entorno natural más próximo.
4. Mostrar la naturaleza como fuente de recursos indispensable para nuestra vida, que debemos conocer, saber utilizar y respetar.
5. Presentar la reutilización y reciclado de materiales como una fuente de recursos para la elaboración de nuevos productos, a la vez que minimizamos la carga de contaminantes que vertemos al medioambiente.
6. Iniciar a los alumnos en diferentes tareas propias de un laboratorio de química.

Esencia de San Valentín: enfleurage

OBJETIVO

Objetivos del proyecto:

1. Acceso a bases de datos especializadas y búsqueda de la información necesaria.
2. Búsqueda de información relevante sobre las propiedades de interés de plantas de nuestro entorno y sus aplicaciones prácticas: rosas.
3. Introducir a los alumnos en el conocimiento de los procesos físicos de extracción: enfleurage.
4. Utilización de material de laboratorio para el montaje del dispositivo necesario, poniendo especial cuidado en la disposición del material utilizado.
5. Filtración de un extracto alcohólico de plantas naturales y verificación de la correcta ejecución del proceso realizado: transparencia del filtrado.
6. Preparar la esencia de una flor (rosas) a partir de pétalos que han sido debidamente reutilizados.

DURACIÓN APROXIMADA

Aproximadamente se requerirán tres sesiones lectivas en laboratorio, con un intervalo de al menos dos o tres días de separación entre cada dos sesiones.

MATERIALES Y EQUIPOS

Reactivos y otros materiales: pétalos de rosas, alcohol etílico, agua destilada, parafina, papel de filtro y rejilla de fibra de vidrio (tela mosquitera).

Equipos: mechero Bunsen o similar, trípode, rejilla refractaria, matraz Erlenmeyer, embudo de vidrio, jeringuilla de polipropileno de 100 ml, soportes, pinzas y nueces de sujeción.

EPI NECESARIO

Si.

Esta práctica requiere el uso de la mascarilla reglamentaria que debe utilizarse en todo momento en los centros educativos, así como se recomienda llevar ropa de protección (bata o camisa de manga larga vieja), guantes de resistencia química y, si se considera oportuno, gafas de protección.

PELIGRO Y SEGURIDAD

Inflamable **Peligro para la salud**

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

1. Cortamos una porción de parafina con la cantidad necesaria, se añade a un vaso de precipitados de 250 mL y se calienta hasta su fusión.

2. Con una brocha, extendemos la parafina líquida sobre una hoja de papel de filtro. Dejamos enfriar y aplicamos una segunda capa.

3. Colocamos los pétalos de rosa convenientemente sobre una mitad del papel de filtro recubierto de parafina, se dobla por la mitad y aplicamos presión colocando unos libros encima.

4. Dejamos pasar 2-3 días hasta que consideremos que la extracción ha tenido lugar. Este parámetro (tiempo de extracción) puede ensayarse para ser optimizado y encontrar el más adecuado para cada flor o planta aromática utilizada.

5. Abrimos el papel de filtro y retiramos los pétalos con cuidado.

6. El papel de filtro se corta en tiras alargadas y finalmente en cuadrados de 2×2 cm, que colocaremos en un vaso de precipitados de 500 mL con etanol al 96% o una mezcla de etanol:agua (1:1), para facilitar el paso de los aromas de la parafina al etanol. Dejar tapado durante 2-3 días.

7. Montar el dispositivo de filtrado. Filtrar utilizando una jeringuilla de polipropileno de 100 mL con un trozo de papel de filtro y otro de fibra de vidrio, convenientemente recortados y colocados en su parte inferior. La jeringuilla deberá estar sujetada en un soporte con la ayuda de una pinza y nuez, y el filtrado se recogerá en un matraz Erlenmeyer. Verificar la transparencia del filtrado.

8.Tapar el matraz Erlenmeyer con papel de filtro o algodón para facilitar la evaporación del etanol y la concentración de la esencia obtenida. Medir el volumen final de la esencia obtenida.

9. VARIANTE: Esencia de romero o tomillo.

CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

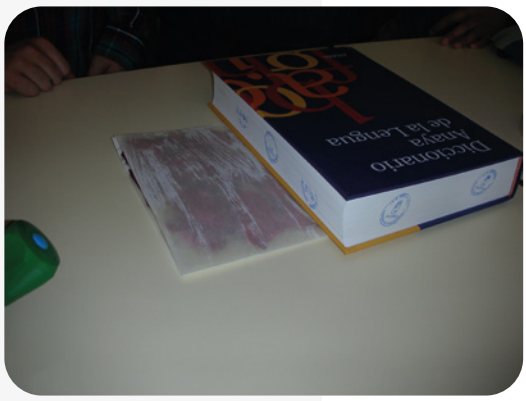
Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

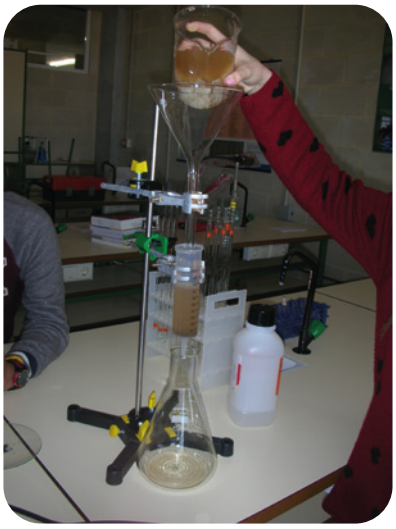
GESTIÓN DE RESIDUOS

Esta práctica no genera residuos que deban ser gestionados.

Esencia de San Valentín: enfleurage

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA





BIBLIOGRAFÍA

Botello-Jacuinde MG, Avello-Lorca M, García-Campos ML, Fernández-Rocca P, Beltrán-Campos V, Jiménez-García SN. **Usos terapéuticos de la aromaterapia con lavanda** *(Lavandula angustifolia):* revisión integrativa de la literatura. Rev. iberoam. Educ. investi. Enferm. 2020; 10(1):48-56.

Martínez Madrid MJ y Martínez Madrid IM. **Usos populares de la flora típica del oeste de Cartagena.** Revista Eubacteria (noviembre 2011) nº27: 1-16.

Espliego. *Lavandula Spica DC (L. latifolia vill.).* **Guía de plantas medicinales del Magreb.** Cuadernos de la fundación Dr. Antonio Esteve nº 18.

https://www.arbosanafarmacia.es/blog/lavanda-propiedades-usos-cosmetica

Avila-Sosa R, Navarro-Cruz AR, Vera-López O, Dávila-Márquez RM, Melgoza-Palma N y Meza-Pluma R. Romero *(Rosmarinus officinalis L.):* **Una revisión de sus usos no culinarios.** Ciencia y Mar 2011, XV (43): 23-36.

29

Ambientador de lavanda: antipolilla natural

PROFESOR

Francisco Rojas Melgarejo
Doctor en Química
IES Dos Mares. San Pedro del Pinatar. (Murcia)
francisco.rojas@murciaeduca.es

INTRODUCCIÓN

Lavandula dentata, llamada popularmente alhucema rizada o cantueso, es una especie de la familia de las lamiáceas. Se propone una práctica sencilla donde se utilizan los recursos naturales que encontramos en nuestro entorno más próximo para utilizarlos para un fin concreto. En este caso, se trata de elaborar un antipolilla natural, limpio, nada tóxico y que aporta al ambiente las propiedades inherentes al producto utilizado. Aplicaremos al lugar donde depositemos el ambientador elaborado un aroma fresco, silvestre y relajante propio de la lavanda que utilizamos.

OBJETIVO

Esta práctica puede presentarse tanto a estudiantes de ESO o FP básica, como a alumnos de Bachillerato de Ciencias y Tecnología.

Objetivos generales:

1. Iniciar a los alumnos en las tareas del trabajo científico.
2. Diseño de una práctica de laboratorio sencilla, segura, económica y reproducible, adecuada para alumnos de diferentes niveles educativos.
3. Mostrar la ciencia como un campo de conocimiento abierto e íntimamente relacionado con nuestro entorno natural más próximo.
4. Mostrar la naturaleza como fuente de recursos indispensable para nuestra vida, que debemos conocer, saber utilizar y respetar.

Objetivos del proyecto:

1. Acceso a bases de datos especializadas y búsqueda de la información necesaria.
2. Búsqueda de información relevante sobre las propiedades de interés de plantas de nuestro entorno y sus aplicaciones prácticas: lavanda.
3. Preparar un filtro a partir del papel de filtro de que disponemos en el laboratorio.
4. Preparar un antipolilla natural a partir de una planta de lavanda.

Esencia de San Valentín: enfleurage

DURACIÓN APROXIMADA

Aproximadamente se requerirán 1 sesión lectiva en laboratorio.

MATERIALES Y EQUIPOS

Esta práctica no requiere de materiales y/o equipos especiales. Se necesita papel de filtro, pegamento en barra, cola blanca o similar y tijeras.

EPI NECESARIO

No

DESCRIPCIÓN O PROCEDIMIENTO

1. Coger papel de filtro y recortar un rectángulo de aproximadamente 10×22 cm.

2. Doblar por la mitad dejando una solapa de 2 cm. Al doblar quedará un cuadrado de 10×10 cm más una solapa de 2 cm.

3. Por los lados perpendiculares a la línea de doblado añadir un cordón de cola blanca, pegamento en barra o similar y pegar.

4. Cortar unos trozos de planta de lavanda en pequeños trozos de aproximadamente 2-3 cm de longitud.

5. Colocar los trozos de lavanda dentro de la bolsa de papel de filtro arriba preparada.

6. Finalmente cerrar la bolsa por la solapa dejada para este fin añadiendo un cordón de cola blanca, pegamento en barra o similar.

7. VARIANTE: Ambientador de romero o tomillo.

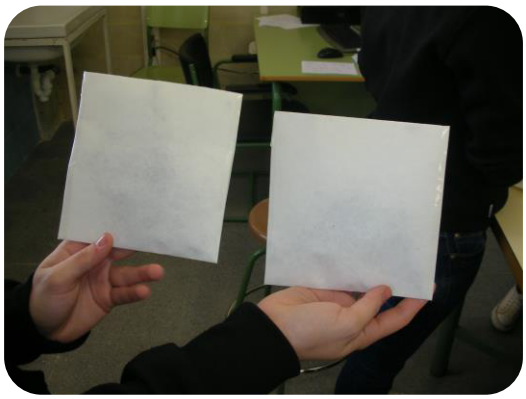
CUESTIONARIO DE LA PRÁCTICA

Visita **www.practicasdequimicasinriesgo.es**

GESTIÓN DE RESIDUOS

Esta práctica no genera residuos que deban ser gestionados.

IMÁGENES DE LA PRÁCTICA



BIBLIOGRAFÍA

Botello-Jacuinde MG, Avello-Lorca M, García-Campos ML, Fernández-Rocca P, Beltrán-Campos V, Jiménez-García SN. **Usos terapéuticos de la aromaterapia con lavanda** *(Lavandula angustifolia):* revisión integrativa de la literatura. Rev. iberoam. Educ. investi. Enferm. 2020; 10(1):48-56.

Martínez Madrid MJ y Martínez Madrid IM. **Usos populares de la flora típica del oeste de Cartagena.** Revista Eubacteria (noviembre 2011) nº27: 1-16.

Espliego. *Lavandula spica DC (L. latifolia vill.).* **Guía de plantas medicinales del Magreb.** Cuadernos de la fundación Dr. Antonio Esteve nº 18.

https://www.arbosanafarmacia.es/blog/lavanda-propiedades-usos-cosmetica.

Avila-Sosa R, Navarro-Cruz AR, Vera-López O, Dávila-Márquez RM, Melgoza-Palma N y Meza-Pluma R. Romero *(Rosmarinus officinalis L.):* **Una revisión de sus usos no culinarios.** Ciencia y Mar 2011, XV (43): 23-36.

Región de Murcia
Consejería de Empleo,
Investigacion y Universidades

Centro de Referencia Nacional
de Química de Cartagena

Sef
Servicio Regional
DE EMPLEO y FORMACIÓN

Prácticas de química sin riesgo

E.S.O
FP BÁSICA

practicasdequimicasinriesgo.es