



José Pedro López Pérez
Raquel Boronat Gil

34 experiencias de ciencia recreativa en un colegio de Educación Primaria



José Pedro López Pérez, (Murcia, 1975), es doctor por la Universidad de Murcia, profesor de Educación Secundaria y Bachillerato, y director del IES “Ricardo Ortega” de Fuente Álamo (Murcia). Durante seis años ha trabajado como profesor asociado al Departamento de Didáctica de las Ciencias Experimentales de la Facultad de Educación en la Universidad de Murcia. Ganador de premios de ámbito regional y nacional relacionados con el mundo de las ciencias. Desde hace más de un lustro, se dedica a divulgar la enseñanza científica en centros de Educación Primaria y Secundaria, siendo autor de más de una treintena de publicaciones en revistas de didáctica y enseñanza, así como de los libros: *Prácticas de Microbiología Básica en el Laboratorio de Educación Secundaria*, *Una Visión cercana de la Microscopía en el Laboratorio de Educación Secundaria*, *Adaptación curricular. Biología y Geología. 3º de Educación Secundaria Obligatoria* y *Materiales didácticos para adaptación curricular en Biología y Geología. 1º de Educación Secundaria Obligatoria*, editados por la Consejería de Educación de la CARM.

Raquel Boronat Gil, (Valladolid, 1975), es profesora de Educación Secundaria en el Centro de Educación de Adultos “Alcantarilla” (Murcia). Desde hace más de un lustro, se dedica a divulgar la enseñanza científica en centros de Educación Primaria y Secundaria, siendo autora de más de una treintena de publicaciones en revistas de didáctica y enseñanza, así como de los libros: *Prácticas de Microbiología Básica en el Laboratorio de Educación Secundaria*, *Una Visión cercana de la Microscopía en el Laboratorio de Educación Secundaria*, *Adaptación curricular. Biología y Geología. 3º de Educación Secundaria Obligatoria* y *Materiales didácticos para adaptación curricular en Biología y Geología. 1º de Educación Secundaria Obligatoria*, editados por la Consejería de Educación de la CARM.

Publicaciones recientes de la Consejería de Educación y Formación Profesional

<http://www.educarm.es/publicaciones>

- *English outside the classroom. 73 activities you can do* / Ruth Martínez Berná
- *Mitos en verso. Caminamos con nuestros antepasados. La mitología griega a través de los sonetos para alumnos de 4.º de Educación Secundaria Obligatoria* / Guillermina Sánchez Oró
- *Un día en el cole con Babi. Para cada valor, un globo de color. Una propuesta para educación Infantil* / Andrea López López, Raquel Valenzuela Segura
- *¡POP IT TEAte! Actividades para trabajar las funciones ejecutivas en Infantil, Primaria y Educación Especial* / M^a del Rosario Barrena Calderón, Jorge Postigo García
- *Identificación y respuesta educativa en el alumnado con dificultades de aprendizaje procedimental no verbal (TANV), trastorno del desarrollo de la coordinación (TDC) y otras dificultades de movimiento* / Sergio Montero Mendoza, Inmaculada Calvo Muñoz, Rosa Nieves Fenollar Gallego, Lorenzo Antonio Hernández Pallarés, Lidia Esparza Díaz, Francisco Andrés Marín Lucas

34 experiencias de ciencia recreativa en un colegio de Educación Primaria

José Pedro López Pérez y Raquel Boronat Gil



Región de Murcia
Consejería de Educación
y Formación Profesional



Región de Murcia
Consejería de Educación
y Formación Profesional

Edita:

© Región de Murcia
Consejería de Educación y Formación Profesional
Secretaría General Servicio de Publicaciones y Estadística

www.educarmes/publicaciones



Creative Commons License Deed

La obra está bajo una licencia Creative Commons License Deed Reconocimiento-No comercial 30 España.

Se permite la libertad de copiar, distribuir y comunicar públicamente la obra bajo las condiciones de reconocimiento de autores, no usándola con fines comerciales. Al reutilizarla o distribuirla han de quedar bien claros los términos de esta licencia.

Alguna de estas condiciones puede no aplicarse si se obtiene el permiso del titular de los derechos de autor.

Nada en esta licencia menoscaba o restringe los derechos morales del autor.

© Textos: José Pedro López Pérez y Raquel Boronat Gil
© Imagen de la cubierta generada por IA: Desiderio Guerra
Maquetación: Desiderio Guerra

ISBN: 978-84-09-67836-5
1ª Edición, diciembre 2024

*A nuestros hijos David, Helena y María.
A nuestros padres.*

*“La imaginación es más importante que el conocimiento,
ya que el conocimiento es limitado”*

Albert Einstein



Demostración de ciencia recreativa en el patio de recreo del CBM “Francisco Cobacho” de Algezares (Murcia).
Fuente: Fotografía del profesorado del CBM Francisco Cobacho.

Agradecimientos

A nuestra pequeña familia, por el tiempo que les hemos quitado a la hora de confeccionar esta monografía.

Al Equipo Directivo y a la Asociación de Madres y Padres del CMB Francisco Cobacho de Algezares (Murcia), por confiar en nosotros y hacer visible la labor de divulgación de la ciencias.

A tod@s l@s maestr@s que nos han hecho llegar muchas de las imágenes con el objetivo de hacer mucho más cercana esta monografía.

A los cientos de alumn@s de Educación Infantil y Primaria que estoicamente han aguantado el dossier de experiencias y las pertinentes explicaciones a lo largo de todos estos años, con el objetivo de crear nuevas vocaciones científicas.

Al IES Ricardo Ortega de Fuente Álamo, por el préstamo desinteresado de material básico de laboratorio.

A todos los compañeros y compañeras que han reconocido nuestra pequeña labor en el conocimiento de la enseñanza de las Ciencias de la Naturaleza.

Presentación

Desde que llegué a la enseñanza media como docente he intentado tener muy presente la motivación al alumno. Es decir, potenciar ese factor tan necesario en el correcto proceso de enseñanza y aprendizaje, tanto en los maestros y profesores, enseñando y dando a conocer ideas, como entre el alumnado, que atienden para conocer y aprender (García, 2011). Resulta increíble que haya tan poca motivación por estudiar ciencia entre los jóvenes y una desilusión intrínseca por enseñarlo entre el profesorado. Además, sorprenden las diferentes encuestas que se realizan a la población, en lo que se valora tan positivamente la labor de los científicos (más aún tras la pandemia), pero que contrastan con el poco interés por el estudio de las materias científicas.

En mis clases diarias, antes de comenzar el aspecto que llevo pensado para ese día, tenemos una reflexión con una experiencia esperando un porqué de la misma por el alumnado. Gran parte de estas experiencias se recogen en esta monografía.

Con la ayuda de Raquel Boronat, y con suma ilusión, todos los festivos de Santo Tomás de Aquino hemos intentado que nuestros hijos y el resto de alumnos del colegio donde, día a día, conviven con la enseñanza, profundizasen en la ciencia. Pidiendo permiso a la directiva del centro, quién siempre ha estado a favor de este tipo de experiencias, y a la asociación de madres y padres del colegio, quién ha sufragado algunos gastos derivados de las mismas, las ganas no se han perdido durante años. Más aún cuando este tipo de actividades sorprendentes, realizadas con materiales fáciles de obtener y de relativa reciprocidad en casa, pueden atraer a muchos de los alumnos y hacerles partícipes del espectáculo que se llevará a cabo delante de todos.

Esta monografía recoge las numerosas “obras teatrales científicas” que se han llevado a cabo desde el pasado curso 2015-2016 en un centro de educación primaria de la Región de Murcia, el CBM “Francisco Cobacho” de Algezares (Murcia), como herramienta de trabajo para futuros maestros y demás docentes que muestren interés por cambios en la manera de enseñar las ciencias desde un modo creativo y cercano a los alumnos.

Desde aquí queremos dar las gracias a todos aquellos discentes y familias que nos han agradecido nuestro interés por la divulgación, haciendo con ello más amena la enseñanza a sus hijos.

En Murcia, a 31 de Agosto de 2022.
José Pedro López Pérez

ACTIVIDADES

1) EL DIABLO DE DESCARTES O LUDIÓN. "Un submarino muy especial"	11
2) QUÍMICA EN ACCIÓN. "Una pasta de dientes a lo grande"	15
3) QUÍMICA EN ACCIÓN. "El genio maravilloso en una lámpara química"	17
4) FAQUIRES. "Un colchón sorprendente de colegio"	19
5) REACCIÓN ÁCIDO-BASE. "Un cohete con capacidad para subir a la Luna"	22
6) REACCIONES QUÍMICAS SORPRENDENTES. "Cacotillas algezañas"	25
7) TENSIÓN SUPERFICIAL DEL AGUA. "La pimienta corredora"	28
8) QUÍMICA EN ACCIÓN. "Uhh..., ¿qué es esto? ¿Carbón de azúcar?"	30
9) QUÍMICA EN ACCIÓN. "Gases coloreados"	32
10) QUÍMICA EN ACCIÓN. "Una pila muy curiosa"	34
11) GEOLOGÍA. "También hay piedras curiosas en nuestra vida"	37
12) FÍSICA ATMOSFÉRICA. "Una columna de aire muy pesada"	39
13) IMANES. "Objetos del deseo"	42
14) QUÍMICA DE CINE. "Reacciones químicas de película"	45
15) QUÍMICA EXPLOSIVA. "Gominolas al poder"	48
16) FÍSICA ATMOSFÉRICA. "Huracán y torbellino"	50
17) FÍSICA DEL AIRE. "Cómo de imposible es inflar un globo"	52
18) FÍSICA CURIOSA. "Cómo introducir un huevo en el interior de un recipiente sin tocarlo"	55
19) QUÍMICA HISTÓRICA. "Un pequeño Zeppelin de colegio"	58
20) FÍSICA ELÉCTRICA. "¿Podemos hacer fuego con acero y una pila?"	61
21) FÍSICA ELÉCTRICA. "La corriente eléctrica puede alterar un campo magnético"	64
22) FÍSICA ELÉCTRICA. "Electroimanes"	66
23) FÍSICA ELÉCTRICA. "Motores eléctricos sencillos"	68
24) FÍSICA DESCONCERTANTE. "Un globo hinchado y no sellado"	70
25) FÍSICA DESCONCERTANTE. "¿Pesa el aire?"	72
26) QUÍMICA TEATRAL. "¡Volvamos al inicio!"	75
27) FÍSICA INCREÍBLE. "¡Pinchamos un globo y no explota!"	77
28) FLUIDOS ESPECIALES. "El llamado fluido No Newtoniano"	78
29) QUÍMICA DEL HUEVO. "Pero, ¿qué es lo que ha pasado?"	80
30) QUÍMICA RECREATIVA. "Volcán de lava casero"	82
31) QUÍMICA DE LA COMBUSTIÓN. "Experiencias con velas"	84
32) FÍSICA, QUÍMICA Y BIOLOGÍA. "La botella fumadora"	87
33) FÍSICA CREATIVA. "Globos que no explotan con fuego"	90
34) FÍSICA DE CINE. "¿Electrocución?"	92
Bibliografía	94



ACTIVIDADES



Dos alumnas preparando el lanzamiento del cohete de bicarbonato y vinagre. Fuente: Elaboración propia.

1

EL DIABLO DE DESCARTES O LUDIÓN

“Un submarino muy especial”



Algo de historia

Recuerdo aquellas clases de colegio, en horario de tarde, cuando el maestro nos contaba algunas historias que nos hacían retroceder en el tiempo. Una tarde nos relató la hazaña de uno de los más grandes científicos de la historia, Arquímedes. En la antigua Grecia, el rey Hierón llevó a un orfebre un lingote de oro con el objetivo de construirse una nueva corona. Por aquel entonces los orfebres no eran muy honrados y solían fusionar parte de ese oro con plata, dando como resultado una mezcla que poco se diferenciaba del oro puro. El rey le pidió un favor a uno de sus grandes amigos, Arquímedes. Le dijo claramente: “¿podrías averiguar si esta corona que te doy es 100% oro puro? Creo que el orfebre que me la ha fabricado no ha sido del todo honesto”. - ¿Cómo puedo saberlo?- se preguntó Arquímedes.

Dice la historia que, en uno de los baños públicos muy habituales en la antigua Grecia, nuestro científico se sumergió en una de las bañeras y se dio cuenta de algo que todos, alguna vez, hemos experimentado: ¡El agua sube dentro de la bañera cuando nos introducimos en su interior! También nos comenta la historia que fue tanto la explosión de júbilo científico que sintió, que salió a la calle gritando: “¡Eureka! ¡Lo tengo!”.

Arquímedes pidió un lingote de un kilogramo de oro al rey; otro de plata. Se dio cuenta de que cuando sumergía el lingote de oro en un recipiente provisto de agua, esta experimentaba un empuje hacia arriba. Pero ese empuje no era igual a cuando lo hacía con el lingote -de igual peso- pero en plata. La sorpresa fue cuando introdujo la corona, que decía el orfebre que estaba fabricada al 100% con un lingote de oro, en el barreño con agua. Esta última no subía al mismo nivel que el lingote propio de oro. ¡Os podéis imaginar qué le ocurrió al orfebre!



¿Qué necesitamos?

Para nuestra experiencia vamos a necesitar tres materiales cotidianos en un laboratorio:

- 1) Un tapón de corcho al que le hemos hecho un agujero perforante en el centro.
- 2) Una botella de refresco de 1.5 litros, transparente.
- 3) Un tubo de ensayo¹ de los que comúnmente inundan los laboratorios.

¹ Valdría cualquier otro dispositivo cilíndrico, pero hemos podido comprobar la reproducibilidad de esta experiencia con estos materiales.



¿Cómo construirlo?

Llenaremos con agua del grifo la botella de refresco de agua y, nuestro tubo de ensayo, con algo más de la mitad de su volumen. Este último, se sellará -parcialmente- con el tapón de corcho y se introducirá, boca abajo, en la botella de refresco. Se tapará finalmente el sistema con su tapón y... ¡A divulgar la ciencia! La figura 1 muestra nuestro "Diablo de Descartes" previo a la enseñanza con una discente del colegio.



Figura 1. Enseñanza teatral del fundamento del "Diablo de Descartes" o Ludión. Denótese en el detalle los materiales simples de los que se constituye: botella de refresco, agua, tubo de ensayo y tapón de corcho provisto de un agujero central (que permita la entrada y salida de agua a su través). Fuente: Fotografía del profesorado del CBM Francisco Cobacho.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

Cuando intentamos que los alumnos de un colegio vean cercana la ciencia recreativa, el teatro que podamos ofrecerles es fundamental (figura 2). En este caso, podemos argumentarles que hay un "hilo invisible" que agarra el tubo de ensayo y que atraviesa la botella. Cuando te tira de él de un modo especial, el tubo de ensayo llegará al fondo; cuando se libera el hilo, el tubo vuelve a su posición inicial.

Lo que ocurre con esta experiencia son dos principios fundamentales. El primero, el principio de Pascal que nos dice: "Las presiones ejercidas en el seno de los líquidos se transmiten en todas direcciones y con la misma intensidad". ¿Qué quiere decir esto? La respuesta es muy sencilla: si presionamos levemente cualquier zona de la botella, nuestro tubo de ensayo se va a comportar de igual forma: va a entrar agua a través del tapón de corcho a su interior, aumentando su peso final y descendiendo al fondo de la botella.

Por otro lado, el principio de Arquímedes (del que hemos hablado anteriormente), que nos dice: "Todo cuerpo sumergido en un fluido experimenta un empuje vertical y hacia arriba, igual al peso del volumen desalojado". Es decir, nuestro tubo de ensayo está en una posición inicial, con una densidad menor que la del agua (relación masa/volumen menor de 1). Cuando entra agua a su través, su masa se incrementa y, por lo tanto, de igual modo lo hace esa relación de la que antes hemos hablado, la densidad. Se hace mayor de 1 y nuestro tubo desciende por el interior de la botella.



Figura 2. Montaje teatral con alumnos de tercer curso de educación primaria mostrando el fundamento del ludión o diablo de Descartes. Al alumno se le intenta indicar que, tirando de un hilo imaginario de un modo muy especial, el tubo de ensayo interior bajará. Al final de la experiencia no existe el hilo, sino que todo lo que intentamos visualizar es ciencia. Fuente: Elaboración propia.



Sugerencias y comentarios

Algunos animales marinos, como pueden ser los peces, disponen de la llamada vejiga natatoria. Este sistema ayuda a estos vertebrados acuáticos a poder subir y bajar dentro de la columna de agua, cuando la llenan y la vacían de aire. Cuando se llena de aire, la densidad del animal es menor y, por lo tanto, podrá subir dentro de la columna de agua. Cuando se vacía, lo contrario, la densidad del animal es mayor y baja en la columna de agua.

En ingeniería, algunas veces, la observación de los animales ha servido en la construcción de armas, como es el caso del submarino. Este dispositivo militar diseñado por el cartagenero, Isaac Peral, dispone de una especie de "vejiga natatoria", capaz de llenar y vaciar de aire, permitiendo el ascenso o descenso de la nave dentro de la columna de agua marina (figura 3).



Figura 3. Submarino Peral en las inmediaciones del Arqua, Museo Nacional de Arqueología Subacuática (Cartagena). Junio, 2009. Fuente: Elaboración propia.

2

QUÍMICA EN ACCIÓN "Una pasta de dientes a lo grande"



Algo de historia

Cuando estudiaba en el instituto, tuve un profesor que me acercó la química de un modo muy especial. Nunca recuerdo que nos llevase al laboratorio, pero nos indicaba experiencias que podríamos hacer en un futuro y que no olvidaríamos nunca, caso de la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno (la bien conocida como agua oxigenada), desprendiéndose oxígeno gas.



¿Qué necesitamos?

Para nuestra experiencia vamos a necesitar tres materiales cotidianos en un laboratorio:

- 1) Una probeta de vidrio de 100 ml (aunque nos valdría cualquier recipiente de vidrio transparente alargado).
- 2) Una bandeja de toma de muestras o disección.
- 3) Una varilla de vidrio.

También son necesarios tres reactivos:

- 4) Peróxido de hidrógeno (H_2O_2) de 110 volúmenes. Este reactivo no se vende de modo rutinario. Lo que hemos hecho tantas veces ha sido pedirlo por encargo en la farmacia del pueblo.
- 5) Lavavajillas líquido.
- 6) Yoduro potásico (KI). Este reactivo es un sólido cristalino muy habitual en los laboratorios de ciencia de los institutos públicos de enseñanza media de la región, ya que se emplea en multitud de experiencias y preparación de reactivos, caso del reactivo de Lugol.



¿Cómo construirlo?

Vamos a coger la probeta de 100 ml y, en presencia del público, verteremos 40 ml de peróxido de hidrógeno junto a 10 ml de lavavajillas. Con ayuda de la varilla de vidrio homogeneizaremos la mezcla. Finalmente, un alumno del grupo puede tomar una pequeñísima cantidad de la sal de yodo (media cucharadita de postre) y verterla en el interior de la probeta. La reacción es inmediata.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

La reacción química es espectacular (figura 4) y se debe a la descomposición del reactivo, peróxido de hidrógeno, mediante el yoduro potásico. Para todos aquellos amantes de la química, os pasamos el conjunto de reacciones que se llevan a cabo:

- 1) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{I}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{OI}^-$
- 2) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{OI}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + \text{I}^-$

En definitiva:

- 1) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

El anión I^- , si os dais cuenta, no se descompone en la reacción química. Al final, permanece estable. Este reactivo recibe el nombre de catalizador.

El oxígeno liberado (O_2) en la reacción muestra una impedancia en la masa por el detergente que le hemos adicionado. La espuma generada es el resultado de intentar escapar el gas al exterior de la probeta.

La reacción es sorprendente por la masa de espuma coloreada que se genera y por el aumento de temperatura que puede sentirse cuando tocamos la probeta. Este tipo de reacciones químicas se denominan exotérmicas (desprenden energía al exterior).



Figura 4. Reacción química "una pasta de dientes muy especial", basada en la descomposición del peróxido de hidrógeno por la catálisis del yoduro potásico. El gas oxígeno producido queda embutido en el lavavajillas provocando la consiguiente espuma de jabón al intentar escapar al exterior de la probeta. Fuente: Elaboración propia.



Sugerencias y comentarios

Como cualquier reacción química que se lleve a cabo con alumnos de educación primaria, es necesario el lavado posterior de las manos, sobre todo si se ha tocado algo indebido (que siempre puede llegar a ocurrir).

3

QUÍMICA EN ACCIÓN “El genio maravilloso en una lámpara química”



Algo de historia

Uno de los placeres que más he sentido en mi vida eran los cuentos que me narraba mi abuela. Con suma paciencia, me contaba una noche las hazañas de un niño maleducado llamado Aladino, que recibe un día un hipotético familiar y le indica dónde encontrar un tesoro. Cuando llegan al lugar, el niño se hace con una destartalada lámpara mágica en cuyo interior vive un genio que le concederá varios deseos.

Con el paso de los años, todos disfrutamos de esta obra genial de la literatura universal (*Las mil y una noches*) en el cine, de la mano de la factoría Disney en *Aladdín*.



¿Qué necesitamos?

Para nuestra experiencia vamos a necesitar dos reactivos químicos cotidianos en un laboratorio:

- 1) Peróxido de hidrógeno ($H_2 O_2$) de 110 volúmenes.
- 2) Permanganato potásico ($KMnO_4$). Este sólido químico muestra una coloración bellísima, azul-violácea. Es un potente agente oxidante utilizado rutinariamente por sus propiedades desinfectantes.

También es necesario un recipiente:

- 3) Para darle más verosimilitud a la práctica puede utilizarse una botella de forma exótica o una simple de plástico que contenía un refresco. Sería conveniente forrarla con papel de aluminio, para que no se viese el contenido interior.



¿Cómo construirlo?

En esta experiencia práctica, que se llevará a cabo en segundos, es necesario un teatro inicial con los alumnos. En nuestro caso, siempre hemos argumentado el despertar a un genio muy especial que está dormido en el interior de una botella.

En el interior de la botella se ha introducido previamente y sin que pueda ser visto, un volumen aproximado de 30 ml de peróxido de hidrógeno. Esta botella la presentaremos a los discentes e intentaremos despertar al genio que se encuentra en el interior con la

adición de una pequeñísima cantidad de permanganato potásico. Este reactivo se verterá con sumo cuidado por parte del docente; bajo ninguna circunstancia por parte de un alumno.

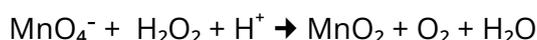


Figura 5. Desprendimiento de oxígeno junto a vapor de agua en la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno por permanganato potásico. El resultado en el interior de la botella es de un compuesto que da coloración marrón al agua (óxido de manganeso). Fuente: Elaboración propia.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

La reacción química que lleva a cabo es espectacular (figura 5) y, al igual que la experiencia 2, se debe a la descomposición del peróxido de hidrógeno por la reducción de permanganato potásico:



El resultado final es una liberación espectacular de oxígeno mezclado con finísimas gotículas de agua a elevada temperatura, ya que la reacción es exotérmica, liberándose gran cantidad de energía.



Sugerencias y comentarios

Como cualquier reacción química que se lleve a cabo con alumnos de educación primaria, es necesario el lavado posterior de las manos, sobre todo si se ha tocado algo indebido (que siempre puede llegar a ocurrir). En el caso de esta reacción se aconseja alejarse del alumnado para que la observación sea la apropiada y se minimice cualquier riesgo derivado de la práctica.

4

FAQUIRES "Un colchón sorprendente de colegio"



Algo de historia

Desde niño, y ahora adulto, me ha encantado el circo. Uno de los espectáculos que más boquiabierto me dejaba eran las exhibiciones de un faquir. Estos señores son artistas (si bien también pueden ser religiosos muy especiales) que exhiben determinados tipos de mortificaciones. Las más llamativas eran cuando dormían en camas de clavos o eran capaces de andar sobre trozos de vidrio. Con esta práctica nos daremos cuenta de que la ciencia tiene mucho que decir a este respecto.



¿Qué necesitamos?

Para nuestra experiencia vamos a necesitar mucha paciencia constructiva, pero merecerá la pena, ya que durará años.

- 1) Un taladro y broca para madera del número 4.
- 2) Clavos de 4 mm de diámetro por 100 mm de largo (aproximadamente).
- 3) Martillo.
- 4) Tablón de madera.



¿Cómo construirlo?

El tablón de madera lo distribuiremos en dos mitades. En una de ellas, dibujaremos una cuadrícula de 18 por 18 cm (con marcas cada 1 cm). En el centro de cada cuadrícula procederemos a taladrar, atravesando el tablón de madera. Tras acabar con toda la cuadrícula, meteremos los clavos con ayuda de un martillo (figura 6). Alejado de esta cuadrícula, clavaremos uno en exclusividad en el centro.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

Esta práctica requiere de mucho teatro y el miedo se puede ver en las caras de los alumnos, más aún cuando se les dice si alguien se atreve a colocarse sobre los clavos dispuestos a modo de asiento. Para no dar tanta inseguridad a los discentes, podemos colocar un papel sobre los clavos.

Cuando ya tenemos al valiente dispuesto a sentarse, puede comprobar el resto de la clase que no es capaz de, ni siquiera, sentir dolor alguno, ya que no puede pincharse con ninguno de los clavos.

Lo que ocurre en esta experiencia es bien sencillo: hay que conocer la fuerza peso, el concepto de presión y "saber dividir". Recordando conceptos muy sencillos entre el profesorado y alumnado, la presión es la relación que existe entre la fuerza y la superficie. La fuerza es el resultado de multiplicar la masa por la aceleración. La fuerza peso, por tanto, es aquella que ejerce el planeta Tierra sobre cualquier cuerpo situado sobre su superficie, es decir, el producto de multiplicar nuestra masa corporal por la aceleración ($9.8 \text{ m/s}^2 \approx 10 \text{ m/s}^2$).

Teniendo en cuenta eso, una persona que tenga una masa de 70 kilogramos, tendrá un peso de unos 700 Newtons (N), aproximadamente.

Si tenemos en cuenta el concepto de presión, como la relación (división) entre la fuerza por unidad de superficie, y queremos repartir esa fuerza peso de 700N entre la superficie que dejan los 324 clavos que sobresalen del tablón, la relación será mucho menor que si repartimos esa fuerza en la superficie que deja un solo clavo. Es decir, si repartimos un número grande entre muchos, tocamos a muy poco (cociente), frente a si repartimos el mismo número entre pocos, el resultado será muy grande.

Fijaos en la figura 6; la niña sorprende al resto de compañeros y se convierte de una faquir, sin quererlo ni saberlo. Su peso repartido por una superficie grande, no permite que ningún clavo la atraviese. Por el contrario, si hacemos la experiencia con un papel sobre un único clavo, podrán comprobar como lo atraviesa fácilmente.



Figura 6. Aspecto de la cama de clavos y cómo es capaz de atravesar una hoja de papel. No obstante, cuando una alumna se sienta sobre la superficie más grande elaborada por la multitud, no es capaz de sentir daño alguno. Esto no es magia alguna... ¡Es ciencia! Fuente: Elaboración propia.



Sugerencias y comentarios

La relación entre fuerza y superficie nos da mucho juego y realidad para trabajar con el alumnado. ¿Por qué un alfiler nos puede hacer mucho daño? ¿Por qué golpeamos un clavo por la superficie más ancha, y no al contrario, con el objetivo de colgar un cuadro? Resulta sencillo atravesar con un clavo una barra de pan y, algo más difícil (más fuerza) si lo hacemos con un dedo. Es decir, la presión es el concepto que nos caracteriza el efecto de deformación que lleva a cabo una fuerza, teniendo en cuenta el tamaño de la superficie. Si queremos profundizar algo más, puede darse a conocer el nombre de la unidad de presión, el Pascal (Pa), es decir, un pascal es la presión ejercida al aplicar una fuerza de un newton sobre una superficie de un metro cuadrado.

A lo largo de esta monografía se presentarán más ejemplos donde la presión tendrá mucha importancia, sobre todo, la que lleva a cabo el aire sobre los cuerpos que hay sobre la superficie del planeta Tierra.

5

REACCIÓN ÁCIDO-BASE

“Un cohete con capacidad para subir a la Luna”



Algo de historia

Una de las reacciones más cotidianas para todos nosotros es la llevada a cabo entre el bicarbonato de sodio y cualquier ácido de alimentación o de los utilizados en cocina, caso del vinagre, del limón o de la naranja. Además, con una digestión pesada, esta reacción química se hace presente cuando tomamos las llamadas sales de frutas y, fruto de la misma, desprendemos un eructo gaseoso rico en dióxido de carbono.



¿Qué necesitamos?

Para nuestra experiencia vamos a necesitar un bricolaje sencillo, pero con resultado sorprendente.

- 1) Bicarbonato de sodio (NaHCO_3).
- 2) Vinagre (solución acuosa de ácido acético, HOOC-CH_3).
- 3) Tablón de madera.
- 4) Tapón de corcho, de los que se utilizan para taponar botellas de vino.
- 5) Tornillo.
- 6) Destornillador.
- 7) Servilleta de papel.
- 8) Botella de refresco de 1.5 litros de volumen.
- 9) Cinta aislante.
- 10) Taladro para madera y broca para madera de diámetro 5 (opcional).



Figura 7. Detalle de la lanzadera del cohete de dióxido de carbono a partir de la reacción entre el bicarbonato de sodio y el vinagre.
Fuente: Elaboración propia.



¿Cómo construirlo?

Tomando un pequeño tablón de madera, con la ayuda de una broca y su taladro pertinente, procedemos a agujerear el centro del mismo. A su través, hacemos pasar un tornillo con capacidad suficiente como para aguantar un tapón de corcho (de los que se utilizan para cerrar las botellas de vino). Hacemos aumentar el diámetro del tapón con la ayuda de cinta aislante hasta hacerlo coincidir con el cuello de la botella de refresco.

Teniendo la base lista de nuestro cohete, la experiencia es sencilla. Cogemos 50 ml de vinagre y lo vertemos en el interior de la botella. En una servilleta de papel disponemos 2 cucharadas soperas de bicarbonato de sodio. Doblamos la servilleta con la sal sódica y la introducimos en el interior de la botella. Mezclamos rápidamente y disponemos la boca de la botella (cohete) sobre el tapón de corcho sujeto al tablón de madera (lanzadera). Aléjate y disfruta de lo que va a ocurrir. La figura 7 muestra en detalle la lanzadera y el cohete.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

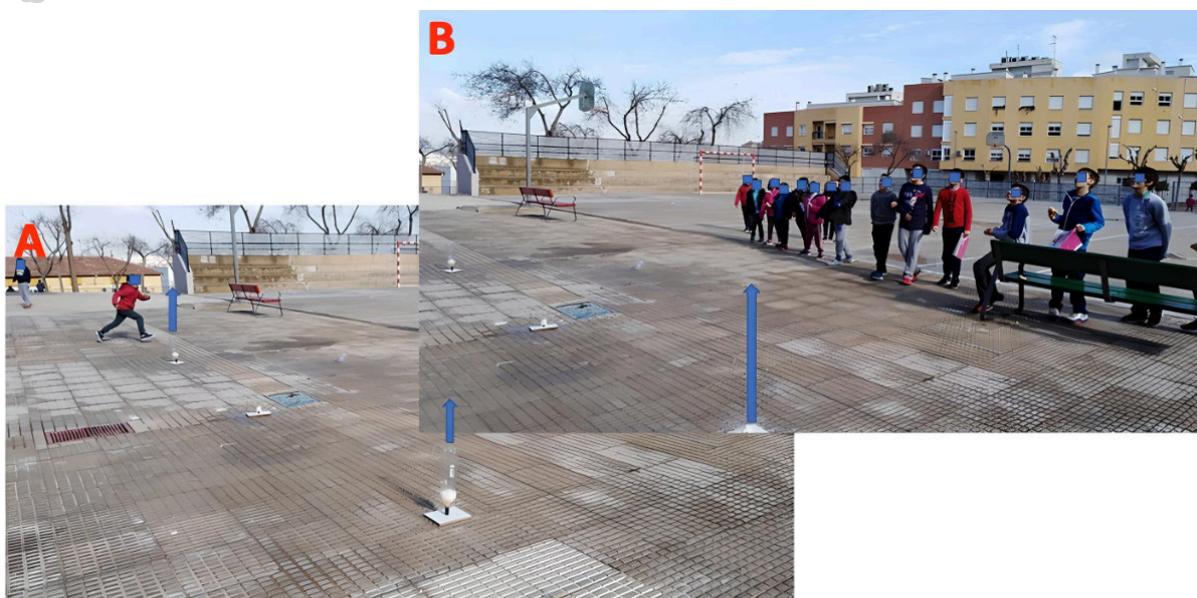


Figura 8. (A) Lanzaderas provistas con las botellas de refresco en cuyo interior se produce la descomposición del bicarbonato de sodio liberándose grandes cantidades de dióxido de carbono. (B) Niños del colegio contemplando la altura que puede alcanzar el cohete fabricado. Fuente: Elaboración propia.

Lo que ocurre en el interior de la botella es una sorprendente reacción química de liberación de un gas. La excesiva concentración de este en su interior genera un aumento de presión con capacidad de abandonar la lanzadera y desplazar la botella hacia una altura considerable.

La reacción química que se produce es la siguiente:



De la misma se desprende como gas el dióxido de carbono (CO_2), responsable de la ascensión de la botella, una sal sódica (acetato de sodio, NaOOC-CH_3) y agua (H_2O). Las figuras 8 y 9 recrean el funcionamiento de nuestro cohete en el patio del colegio en una de las exposiciones llevadas a cabo con los alumnos.



Figura 9. Lanzamiento de una botella de refresco a partir de la reacción llevada a cabo entre el bicarbonato de sodio y el ácido acético (vinagre). Fuente: Elaboración propia.



Sugerencias y comentarios

En nuestro estómago ocurre una reacción similar cuando tomamos sales de frutas. El ácido presente en nuestro órgano es el clorhídrico (HCl). Cuando este se combina con el bicarbonato presente en las sales de frutas, se produce la siguiente reacción química:



Si nos damos cuenta, al igual que la anterior reacción química, se libera dióxido de carbono, agua y una sal (en este caso, cloruro de sodio, más conocida como sal de mesa).

6

REACCIONES QUÍMICAS SORPRENDENTES "Cacotillas algezareñas"



Algo de historia

Cuando estudiaba química en segundo curso de BUP (Bachillerato Unificado y Polivalente), aquel profesor que impartía la clase nos hablaba de los cambios que podría sufrir la materia. Nos decía, de modo teórico: "La materia puede sufrir dos tipos de cambios, físicos y químicos". Una sustancia sufre un cambio físico cuando dicha transformación no supone variar la composición de esa sustancia. Es decir, supongamos un cambio de estado, al igual que le ocurre al agua cuando aumentamos o descendemos la temperatura del sistema. Podemos tener agua líquida (a temperatura ambiente), agua sólida (a baja temperatura, el hielo) o agua vapor (a elevada temperatura); pero, en todo momento, estamos hablando de agua. Por el contrario, en los cambios químicos, una o más sustancias, llamadas reactivos, se transforman en otras diferentes, llamadas productos. Estos cambios se pueden representar de manera simbólica mediante ecuaciones químicas. Las prácticas 2, 3 y 5 de esta monografía, y otras más que veremos a continuación, son claros manifiestos de cambios químicos en la materia.



¿Qué necesitamos?

Para nuestra experiencia vamos a trabajar, primeramente, en casa, para luego seguir en el colegio ante el exigente público.

- 1) Bicarbonato de sodio (NaHCO_3).
- 2) Arena de playa.
- 3) Bandeja de laboratorio.
- 4) Azúcar (sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$).
- 5) Etanol 96% (alcohol etílico, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$).
- 6) Mechero.
- 7) Mondadientes.
- 8) Cucharadita dosificadora de alimentación infantil.
- 9) Batidora.
- 10) Vaso-recipiente de batidora.



¿Cómo construirlo?

Como hemos dicho anteriormente, la práctica debe trabajarse inicialmente en casa. En un vaso de mezcla se disponen 4 cucharadas soperas de azúcar de mesa con una cucharada

sopero de bicarbonato de sodio. Se debe batir bien la preparación hasta homogeneizar muy bien todos los componentes. A continuación, con la ayuda de una cucharadita de dosificación infantil, se toma una medida enrasada de la mezcla bicarbonato-azúcar, adicionando unas gotas de alcohol mezclándolo con la ayuda de un mondadientes hasta elaborar una masa.

De seguido, se deposita la masa compacta sobre una superficie lisa y se deja evaporar el alcohol. El resultado será una pastilla sólida de bicarbonato-azúcar que debemos llevar al centro para continuar con la práctica.

Sobre una bandeja de plástico de laboratorio, de las que se utilizan rutinariamente en disección animal, se dispone papel de aluminio con el objetivo de cubrir el fondo. Sobre este, una buena capa de arena de playa (es necesario que esté muy seca). Finalmente, sobre la arena se le rociará una buena cantidad de alcohol etílico y se dispondrán dos pastillas de las fabricadas con anterioridad en casa. Se prende fuego al alcohol y se espera el resultado.



Figura 10. (A) Disposición de las pastillas de azúcar-bicarbonato sobre arena de playa humedecida con etanol. (B) Prendido de fuego y desarrollo de la experiencia. (C) Resultado final: "la cacotilla algezareña" o masa pulverulenta de carbón. Fuente: Elaboración propia.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

Cuando se prende la mezcla de azúcar y bicarbonato compactada, comienza a expandirse la pastilla a modo de una masa negra, pulverulenta (figura 10). A esa masa la llamaron nuestros alumnos, graciosamente, como "cacotilla algezareña", que no deja de crecer y expandirse.

Lo que está ocurriendo es que cuando el bicarbonato de sodio y el azúcar entran en combustión, se descomponen produciendo carbón, inflado por otros productos intermedios de la compleja reacción química, caso del dióxido de carbono y el vapor de agua.

Una vez finalizada la experiencia, si se coge cuidadosamente la masa pulverulenta, negra, se puede apreciar la curiosa textura de las partículas de carbón que la constituyen y su baja densidad (debido a la expansión que le ha producido el gas, dióxido de carbono). Las reacciones llevadas a cabo durante el proceso de formación de la "cacotilla" son las siguientes:

- 1) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- 3) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + 12 \text{O}_2 \rightarrow 12 \text{CO}_2 + 11 \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + \text{calor} \rightarrow 12 \text{C} + 11 \text{H}_2\text{O}$



Sugerencias y comentarios

Todo lo que implique fuego debe alejarse de los alumnos, con el objetivo de evitar problemas serios. Esta reacción química la llevará a cabo el docente en todo momento. Los discentes estarán atentos a los comentarios pertinentes de la metodología diseñada y los productos de la reacción que se han sintetizado.

7

TENSIÓN SUPERFICIAL DEL AGUA “La pimienta corredora”



Algo de historia



Figura 11. Insectos localizados sobre una masa de agua. La tensión superficial de la misma, junto a una arquitectura sorprendente de estos animales (patas largas que permiten un aumento de la superficie corporal) impide que puedan hundirse. Fuente: Elaboración propia

El agua es indispensable para la vida (entre un 70 al 90% del peso de los seres vivos corresponde con esta molécula). El agua la podemos definir como soporte y lugar donde apareció la vida sobre nuestro planeta. En el siglo XVIII, Cavendish formuló la molécula de agua; alejándola de la concepción de elemento químico que se arrastraba desde la antigüedad. Su fórmula química es sencilla, dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno (H_2O). Pero la unión atómica es muy especial, ya que no es lineal (H-O-H) sino angular. Esta distribución tan especial hace que la molécula presente una distribución asimétrica de sus electrones, convirtiéndola en un dipolo eléctrico (la mayor carga electrónica rodea al átomo de oxígeno, frente a un déficit electrónico sobre los átomos de hidrógeno).

Esta magnífica distribución electrónica y fisonomía de la molécula determinan las numerosas propiedades fisicoquímicas que dispone; entre ellas la elevada tensión superficial.

Las moléculas de agua, al contrario de otras de similar estructura química y peso molecular, se agrupan de un modo muy especial, gracias a los enlaces por puente de hidrógeno (llevados a cabo entre un átomo de hidrógeno de una molécula y un átomo de oxígeno de otra). Este extraño enlace permite dar una elevada fuerza de cohesión a las moléculas, es decir, permanecen unidas, repercutiendo muchísimo en nuestra experiencia, la tensión superficial.

La tensión superficial es una fuerza dirigida hacia el interior del seno de la masa de agua y que se origina en la superficie de la misma, favoreciéndose por la gran fuerza de cohesión que dispone nuestra unión molecular. Estas fuerzas hacen que la superficie del agua se comporte como una membrana elástica (figura 11).



¿Qué necesitamos?

La experiencia es muy sencilla y los materiales, fácilmente asequibles.

- 1) Bandeja de disección.
- 2) Agua.
- 3) Pimienta en polvo.
- 4) Lavavajillas rutinario.



¿Cómo construirlo?

Vertemos agua hasta cubrir la mitad del volumen de la bandeja de disección. Espolvorearemos la pimienta por toda la superficie. Comprobaremos que no se hunde en la masa de agua.

Tomaremos a un discente que tomará una gota de lavavajillas en uno de sus dedos y la dispondrá sobre la superficie del agua, en el centro de la bandeja.

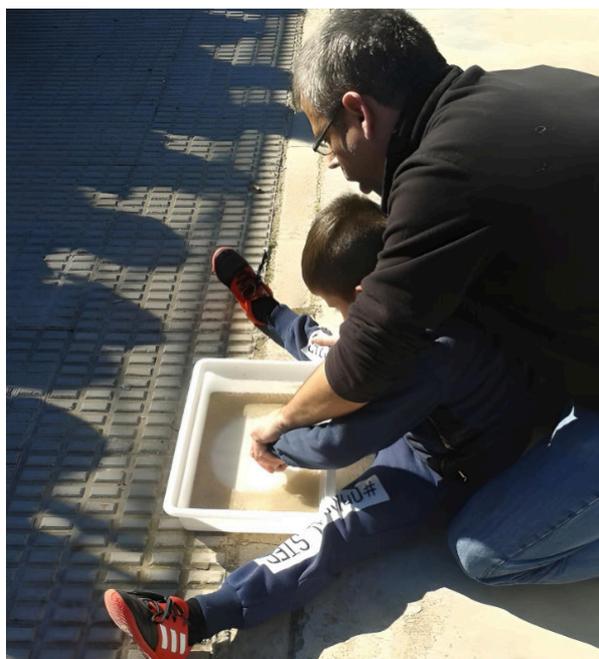


Figura 12. Introducir un dedo que porta una gota de tensioactivo (jabón) permite desplazar la pimienta por toda la superficie del agua hasta hundirse en la misma. Fuente: Elaboración propia.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

Los jabones, caso del lavavajillas que hemos utilizado, son tensoactivos. Es decir, moléculas capaces de romper la tensión superficial del agua. En definitiva, destruyen enlaces por puente de hidrógeno que unen las diferentes moléculas. Lo que podemos comprobar con esta experiencia es el extraño fenómeno de la pimienta desplazándose hasta la periferia de la bandeja, alejándose del lugar donde hemos puesto el dedo, y hundiéndose en el seno de la masa de agua (figura 12).



Sugerencias y comentarios

Toda práctica que implique que el alumno toque algún compuesto, aun siendo inocuo, precisa del lavado posterior de las manos.

8

QUÍMICA EN ACCIÓN

“Uhh..., ¿qué es esto? ¿Carbón de azúcar?”



Algo de historia

Uno de los momentos que más hemos deseado, incluso de adultos, ha sido la fabulosa noche de Reyes. Desembalar los regalos, permite retroceder en el tiempo y agradecer a nuestros seres queridos su recuerdo y cariño. Incluso con algunas y malintencionadas acciones como era recoger el temido carbón de Reyes.

En esta experiencia que vamos recrear, a mi parecer, es una de las más espectaculares que se pueden llevar a cabo con alumnos: la carbonización del azúcar con ácido sulfúrico. Es decir, transformar de forma rápida el azúcar de mesa en carbón; muy al contrario del dulce fabuloso que se nos podría gratificar tras la noche mágica del 6 de enero.



¿Qué necesitamos?

Lo más importante de esta reacción es realizarla al aire libre y en espacio abierto, ya que se desprenden gases irritantes.

- 1) Vaso de precipitados de 100 ml.
- 2) Azúcar de mesa-sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$).
- 3) Ácido sulfúrico (H_2SO_4).



¿Cómo construirlo?

En el interior del vaso de precipitado vertemos unas $\frac{3}{4}$ partes de su volumen con azúcar de mesa. A continuación, disponemos unos 20 ml de ácido sulfúrico concentrado y esperamos la sorprendente reacción química.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

Tras introducir el ácido en el vaso de precipitado que porta la sacarosa, la mezcla va tomando un color tostado (figura 13). A los pocos segundos aparecen gases de tonos blancos y comienza a elevarse un géiser negro de carbón. La formación de este producto va unido a un intenso desprendimiento de calor (reacción exotérmica).

La violenta reacción se lleva a cabo como consecuencia de que nuestro poderoso ácido es capaz de deshidratar la sacarosa ("arrancar el agua"). Para todos aquellos amantes de las reacciones, aquí tenéis de forma genérica el proceso:

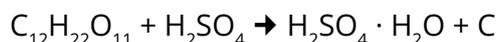


Figura 13. Oxidación completa de la sacarosa por la acción de ácido sulfúrico. (A) Mezcla de reactivos en un vaso de precipitado. (B) Reacción y crecimiento del producto resultante, carbón. (C) Producto final. Fuente: Elaboración propia.

Pero la reacción química no acaba aquí, ya que, de modo parcial, vemos la presencia de gases, entre los que se destacan el dióxido de carbono, el vapor de agua y el dióxido de azufre (este último muy irritante). La reacción parcial de este resultado podría generalizarse del siguiente modo:



En definitiva, si nos fijamos en esta reacción, del total de átomos de carbono de la sacarosa, 11 se transforman en carbón puro y uno pasa a formar parte del gas, dióxido de carbono.



Sugerencias y comentarios

Como se ha indicado anteriormente, la reacción tiene un componente de sorpresa fabuloso entre el alumnado, pero requiere de medidas de seguridad básicas. En nuestro caso, aire libre y espacio abierto. Muy recomendable si se realiza de este modo.

9

QUÍMICA EN ACCIÓN "Gases coloreados"



Algo de historia

Todavía recuerdo la cara que puso mi madre cuando una tarde entró en mi habitación y me vio con un pequeño quemador de alcohol que me había confeccionado, "tostando" azufre que pude comprar en una vieja tienda que había en el pueblo, junto limaduras de hierro que obtuve del taller de mi padre. Tenía 13 años. ¡La química me apasionaba! Pero, la desgracia es que tuve que emigrar unos días a casa de mi abuela o dormir en un sofá cama, junto a mis padres. ¡En la habitación había un olor horrible que desapareció con el paso de los días!

Días después, encontré un viejo manual arrojado en la basura y pude contemplar una reacción fabulosa: crear gases coloreados. Los materiales que pedían eran difíciles de encontrar por aquel entonces. Fue mi primera práctica, en solitario, que les hice a mi primer grupo de alumnos en el IES "Sierra Minera" de La Unión (Murcia). Esto es lo que intento mostraros en con esta experiencia.



¿Qué necesitamos?

Lo más importante que debemos plantearnos es que esta actividad debe realizarse, al igual que la actividad 8, al aire libre y en espacio abierto. Se desprenderá un gas coloreado (mostaza-rojizo), irritante, que debe alejarse de tod@s.

- 1) Matraz Erlenmeyer de 1000 ml.
- 2) Ácido Nítrico concentrado (HNO_3).
- 3) Unos 10 cm de cableado de cobre desprovisto del plástico.



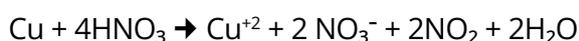
¿Cómo construirlo?

Alejado de tod@s los asistentes, pero con la capacidad de poder ver lo que se está llevando a cabo, el docente mezclará unos pocos mililitros de ácido nítrico (10 ml, aproximadamente) con el cobre que se os ha planteado, dentro del matraz Erlenmeyer. No hay que tener miedo alguno, ya que da tiempo suficiente para separar el matraz, donde se empezará a formarse el gas coloreado, de los asistentes (figura 14).



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

La reacción química que tiene lugar entre el cobre y el ácido nítrico es inmediata, desprendiéndose un gas mostaza-rojizo, el dióxido de nitrógeno. La ecuación química, para todos aquellos interesados es la siguiente:



En el fondo del matraz aparece un compuesto coloreado, verde azulado, el nitrato de cobre (II). Además, como hemos dicho de otras reacciones químicas, esta también es exotérmica, liberándose gran cantidad de energía y manifestándose por un aumento importante de la temperatura del matraz.



Figura 14. Presencia de óxido de nitrógeno en el interior del matraz Erlenmeyer tras la reacción llevada a cabo entre el ácido nítrico y el cobre metálico. Fuente: Fotografía del profesorado del CBM Francisco Cobacho.



Sugerencias y comentarios

Merece acercarse a los niños este tipo de experiencias, siempre guardando la seguridad intrínseca que requiere cualquier tipo de prácticas de este tipo. Sería necesario que el profesor valorase los riesgos para evitar cualquier posible contratiempo sobrevenido. En nuestro caso, haciéndola en el patio del colegio no hay problema alguno.



Algo de historia

Una de las teleseries que más me gustaba de pequeño era *MacGyver* (años 80 del siglo pasado, aunque hay una nueva serie de acción de similar formato en las televisiones de pago). MacGyver era un agente especial, integrante de una organización secreta, que mediante ingenio y mucha creatividad, resolvía problemas inverosímiles para todos. En uno de sus episodios, MacGyver enseña a su jefe, Pete, el barco-casa donde vive y queda sorprendido por un reloj que funciona gracias a una patata.

A raíz de este episodio, llegó a mis manos un viejo libro de física, muy sencillo, donde mostraba algunas experiencias clásicas y sus inventores. Entre estos descubridores creativos se encontraba Alejandro Volta, el inventor de la pila. Este buen señor, con ingenio inaudito, fue uniendo discos de cobre y cinc separados por un papel impregnado en un líquido conductor (agua acidulada o agua salina). Corría el siglo XVIII. De esta manera pudo producir, por primera vez, una corriente eléctrica continua, diseñando la primera pila eléctrica. No sé si os parece increíble. ¡Para mí es algo maravilloso!

Intentando recrear esa pila de Volta y lo que pude ver en aquel episodio de *MacGyver*, os presento esta interesante práctica.



¿Qué necesitamos?

Lo más complejo que tiene la experiencia es soldar con estaño dos cables a los extremos donde se aloja la pila en un viejo reloj digital clásico, de los sencillos.

- 1) Dos monedas de 5 céntimos de euro.
- 2) Dos clavos galvanizados, de los que rutinariamente llenan las estanterías en los centros comerciales.
- 3) Cables de muy bajo diámetro para unión.
- 4) Un limón.



¿Cómo construirlo?

Intentamos, con un clavo y mucha paciencia, hacer un agujero en la periferia de las dos monedas de 5 céntimos de euro. A continuación, construimos nuestro peculiar circuito.

- 1) Unimos con un pequeño cable, una moneda de 5 céntimos a un clavo.
- 2) Unimos con otro cable, la moneda de 5 céntimos a un extremo terminal del reloj.
- 3) Unimos, finalmente con otro cable, el otro extremo del reloj al último clavo que nos queda.
- 4) Cortamos el limón por la mitad e introducimos monedas y clavos de la siguiente manera:

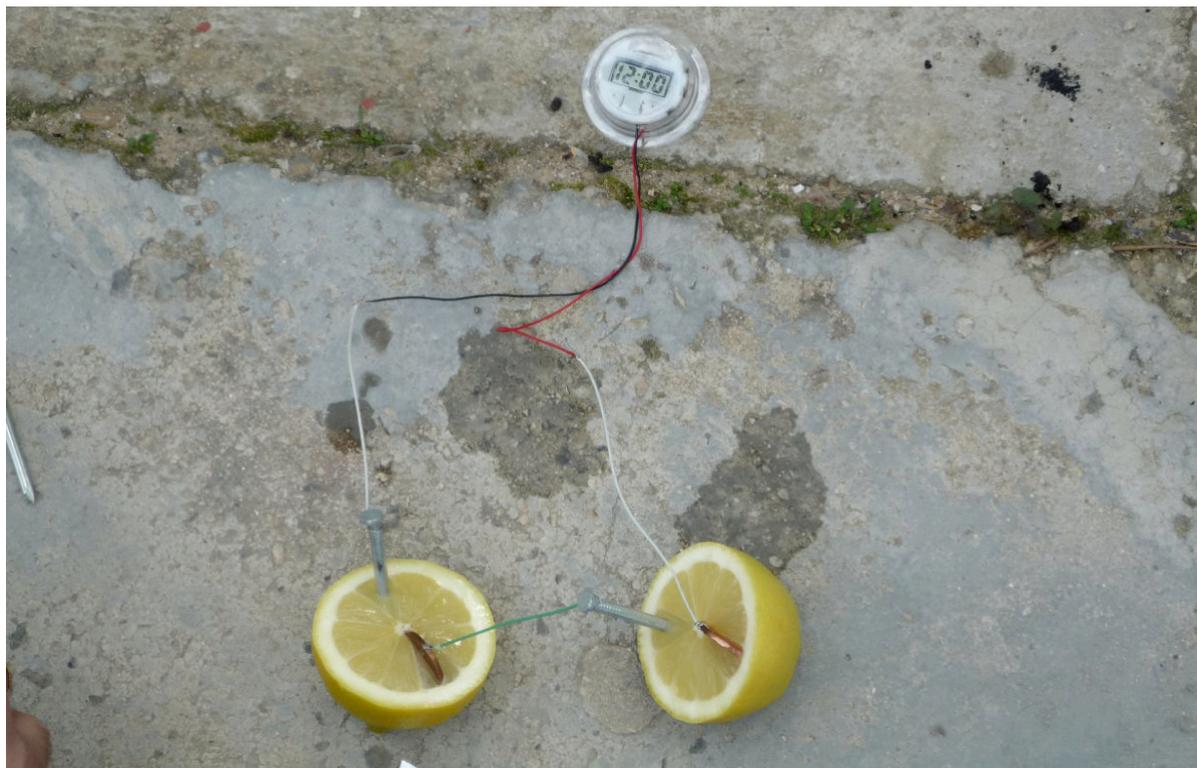


Figura 15. Experiencia de recreación de la pila de Volta. Si nos damos cuenta el cable rojo que sale del reloj se pone en contacto con una moneda de cobre introducida en la mitad del limón. Próximo a ella sale un clavo que se conecta con un cable verde con otra moneda de cobre, introducida en la otra mitad del limón. Próximo a ella se localiza un clavo que se conecta al con otro cable en reloj. Fíjate cómo funciona. ¡Increíble!
Fuente: Elaboración propia.

Extremo reloj con clavo – moneda de cobre con clavo – moneda de cobre con extremo reloj (figura 15). Es necesario que estén alternos: moneda-clavo-moneda-clavo.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

La físico-química de una pila puede ser muy compleja. En primer lugar, podríamos definir qué es eso llamado corriente eléctrica. La ciencia nos dice que es un movimiento continuo de electrones, que se dirigen del lugar de "lugares con diferente potencial". En el caso de nuestra pila, hay elementos que disponen de exceso electrónico (exceso de electrones), capaz de donarlos y otros, por el contrario, con déficit, que les interesa aceptarlos. En la simple pila que hemos construido tenemos dos elementos: el cobre de las monedas y el cinc del galvanizado de los clavos. Este último libera electrones (es el llamado

ánodo) que se los cederá al cobre (también conocido como cátodo). Y, ¿qué es lo que hace el limón? Recordamos la introducción de la experiencia donde Alejandro Volta solapaba discos de cinc con discos de cobre, alternos, y entre ellos disponía un disco salino. Nuestro limón es ese puente salino que unirá ánodo con cátodo, generándose una corriente eléctrica (o flujo electrónico entre la fuente generadora, elemento cinc, y el reservorio de espera, elemento cobre).



Sugerencias y comentarios

La actividad práctica es sorprendente para cualquier tipo de alumno, consecuencia de su simplicidad, curiosidad, con materiales fáciles de conseguir y fácilmente reproducible en casa. Este resultado inesperado hace combinar aspectos lúdicos con formales, de manera que sirven para fomento del interés por un nuevo tipo de ciencia alejada de manuales y libros de texto.

11

GEOLOGÍA

“También hay piedras curiosas en nuestra vida”



Algo de historia

El interés por la ciencia no me ha abandonado por el momento. Cuando disfrutaba mis días en el colegio, llegaba a preguntar el porqué de los colores y el olor fétido de algunas de las rocas que tenía detrás de la urbanización donde vivía, en Algezares. La geología me ha fascinado y el porqué de muchas situaciones asociadas a esta disciplina, también. Ya siendo profesor de educación secundaria, he trabajado con mis alumnos en el instituto algunas raras cualidades de algunas rocas. Por ejemplo, en la ciudad de Calatorao, en Zaragoza, hay un tipo de “piedra” de coloración oscura que, cuando se la golpea, huele a huevo podrido. ¿Por qué? Este tipo de roca, de fácil manejo por parte de escultores, ha permitido crear varias de las obras que podemos contemplar en complejos urbanísticos y monumentales (caso del “Valle de los Caídos” en Cuelgamuros, Madrid). En este último caso, valga como ejemplo la obra de Juan de Ávalos, *La Piedad*, ubicada en la entrada de la Basílica de la Santa Cruz.



¿Qué necesitamos?

Por suerte, los alumnos han podido tener en sus manos dos fragmentos importantes de este tipo de roca caliza, oscura, de Calatorao (Zaragoza).



¿Cómo construirlo?

La práctica consiste en frotar los fragmentos de roca y comprobar cómo se desprende ese olor fétido descrito en las mismas (figura 16).



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

La génesis de las rocas es compleja y no es este el lugar para describirlo de un modo preciso. Sí que debemos recordar que existen tres tipos de rocas según su formación: las rocas ígneas o magmáticas, las rocas sedimentarias y las rocas metamórficas. Las primeras proceden del enfriamiento de un magma (fundido rocoso). Las últimas se forman a partir de aumentar la presión y/o temperatura a una roca preexistente, en un lugar de la superficie o del interior de la corteza terrestre. Finalmente, nuestro objeto de estudio, se lo llevan las rocas sedimentarias. Estas proceden de la acumulación de un sedimento con partículas de tamaño variable, por la precipitación química de sales (yeso, caliza...) o

incluso por el depósito de un crecimiento masivo de organismos. En el caso de las calizas descritas en esta experiencia, pudieron formarse en un antiguo mar donde se depositaron grandiosas cantidades de una sal química, el carbonato de calcio (CaCO_3), junto a una importante cantidad de materia orgánica, trazas de sulfato de calcio (CaSO_4) y hierro. La actividad microbiana fue muy activa en aquella masa de agua, con un metabolismo ausente de oxígeno, permitiendo utilizar el anión sulfato (SO_4^{2-}) para transformarlo en sulfuro (S^2 , responsable del olor a huevo podrido) y así obtener la energía necesaria para vivir. Parte de este último ion quedó en el interior de la primitiva matriz de la roca incipiente que se iba formando, frente al restante que se combinaba con las trazas de hierro, dando lugar a un precipitado negro de sulfuro de hierro que determinaría el color final de la roca.



Figura 16. Enseñando la cualidad de las calizas negras de Calatorao a un grupo de alumnos de Infantil del CBM Francisco Cobacho. Fuente: Fotografía del profesorado del CBM Francisco Cobacho.



Sugerencias y comentarios

Desde aquí lanzamos un llamamiento a todos los docentes de primaria con el objetivo de impulsar contenidos de las ciencias de la tierra en sus aulas. No es posible que nos acordemos de esta enseñanza tras un volcán que entra en erupción, cuando se produce un terremoto asociado a una falla, o si se producen inundaciones por construir cerca del cauce de los ríos. Es necesario una alfabetización científica en materia geológica. ¡No podemos abandonarla!

Una sugerencia como futura experiencia es la construcción de una maqueta de volcán con el alumnado y proceder con la experiencia nº 2 de esta monografía. En el interior de la maqueta podremos alojar un recipiente cilíndrico, a modo de nuestra probeta, que haría las veces de cámara magmática.



Algo de historia

Uno de los cursos que más disfruté en materia de ciencia fue 2º de BUP. El libro y el docente que nos ilustraba disfrutaba mostrando posibles actividades sobre la vida cotidiana. Una de las experiencias más llamativas fue cuando nos hablaba de un tal Torricelli y sus trabajos para determinar la existencia de la llamada presión atmosférica. Hemos hablado con anterioridad del término presión (experiencia 4). En esta ocasión la referiremos a la que lleva a cabo la columna de aire que nos inunda y en la que vivimos. Porque, debemos tener muy presente, que esa columna de aire es muy pesada.

Os describiré, a continuación, la experiencia de Torricelli para demostrar la presión llevada a cabo por la columna de aire: sobre una cubeta vertió mercurio hasta ocupar la mitad del volumen del recipiente. Tomó un cilindro hueco de vidrio de un metro de longitud y lo llenó con mercurio. Volteó el cilindro y lo introdujo en la cubeta. Se dio cuenta de que el metal líquido del interior del tubo descendía hasta los 760 mm. ¿Por qué no se vaciaba el tubo? La explicación es sencilla. Sobre la masa de mercurio de la cubeta el aire ejerce una presión. Esta presión se transmite en todas direcciones hasta la boca del tubo, impidiendo que este salga en su totalidad.

Asumiendo esta increíble experiencia, os propongo dos experiencias para que puedan comprobar nuestros alumnos el poder tan increíble, y siempre olvidado, de la presión atmosférica.



Figura 17. Experiencia para demostrar la importancia de la presión atmosférica. Una pelota de pinpon puede impedir que el agua salga del interior de una botella bocabajo. Fuente: Fotografía del profesorado del CBM Francisco Cobacho.



¿Qué necesitamos?

Los materiales que necesitamos son muy rutinarios:

- 1) Una botella de refresco de boca ancha.
- 2) Una pelota de pin-pon de diámetro próximo a la boca de la botella de refresco.
- 3) Un vaso.
- 4) Un folio (A4).
- 5) Agua.



Figura 18. Al igual que en la figura 17, una pelota impedía la salida del agua del interior de una botella, ahora se muestra como una simple hoja de papel puede impedir que se vierta el agua que está en el interior de un vaso. Fuente: Fotografía del profesorado del CBM Francisco Cobacho.



¿Cómo construirlo?

Las dos experiencias consisten en lo mismo: llenar la botella de refresco y el vaso con agua hasta el punto de derramarla. De seguido, tapar la botella con la pelota de pin-pon y el vaso con $\frac{1}{4}$ de hoja de folio. Finalmente, y con extremo cuidado, dar la vuelta a la botella y al vaso, respectivamente, dejando la pelota y el folio, bocabajo.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

Tanto en una como en la otra experiencia, el agua no se derrama. ¿Cómo es posible ante las bocas abiertas de los alumnos? La respuesta es: no olvidar que sobre nosotros existe una columna de aire, con una fuerza peso importante (os recuerdo, el producto de su masa por la aceleración de la gravedad). Esa columna de aire ejerce una presión importantísima, intentando ocupar toda la superficie. Querrá entrar al interior de la botella, pero el material superficial no lo deja. Querrá entrar al interior del vaso, pero el vidrio no lo deja. Solamente podrá hacerlo por el tapón de papel y el que ofrece la pelota de pinpon. La columna de aire presionará tanto al papel como a la pelota impidiendo que salga el contenido del interior (figuras 17 y 18).



Sugerencias y comentarios

Es muy interesante un debate con alumnado de cursos superiores, atendiendo a la experiencia de Torricelli sobre cuánto ascenderá o descenderá la columna con mercurio si nos vamos a la playa o si tomamos la medida sobre lo alto de una montaña. En teoría, en lo alto de la montaña habrá una menor cantidad de aire, por lo que su fuerza peso será menor. Esto hará que la presión atmosférica sobre el mercurio de la cubeta sea más baja y la columna de mercurio descenderá de esa cifra de 760 mm.



Algo de historia

Quizás uno de los recuerdos que más añoro son las lecturas de mi abuela. Uno de sus preciados libros era *Las mil y una noches*. Creo que muchos lo habéis leído, teniendo en el pensamiento a aquella Sahrazad, ingeniosa muchacha que consigue esquivar la muerte narrando un cuento -todas las noches- al califa insomne. Entre ellas, una isla magnética, dentro de los viajes del genial Sindbad, capaz de atraer a los barcos y destruirlos en sus inmediaciones, tras arrancarles los clavos metálicos de su estructura.

El magnetismo es una poderosa fuerza invisible que atrae algunos objetos metálicos. Este fenómeno es conocido desde la antigüedad, ya que se tenía la certeza de ciertos minerales, caso de la magnetita, podían atraer pequeños objetos de hierro.

Las propiedades magnéticas de un imán son muy poderosas en sus extremos, llamados polos. Un imán dispone de dos polos magnéticos, el norte (N) y el sur (S). Ambos polos se atraen si son contrarios y se repelen si son de igual signo. Muy interesante es la imposibilidad de aislar un único polo. Es decir, si dispongo de un imán, este tendrá sus dos polos en los extremos. Pero, si por cualquier razón se me rompe por la mitad, tras una caída, los dos trozos resultantes tendrán dos polos contrarios. ¡Increíble!

Las dos experiencias que os presentamos son muy sencillas y dirigidas un alumnado de educación infantil: ¡los juegos con imanes!



¿Qué necesitamos?

En primer lugar, vamos a poner de manifiesto el campo magnético que presenta un imán. Para ello, necesitaremos:

- 1) Un imán.
- 2) Limaduras de hierro.
- 3) Un folio.

A continuación, comprobaremos la polaridad de los imanes:

- 4) Con varios juegos de imanes.



¿Cómo construirlo?

Para poner de manifiesto el campo magnético basta con ocultar un imán bajo un folio y espolvorear sobre este último, limaduras de hierro.

Con el objetivo de comprobar la polaridad de los imanes, pondremos juntos imanes de igual forma viendo si son capaces de atraerse o, por el contrario, repelerse (o levitar, si los mantenemos en altura con la ayuda de algún palito de los que se utilizan en cocina).

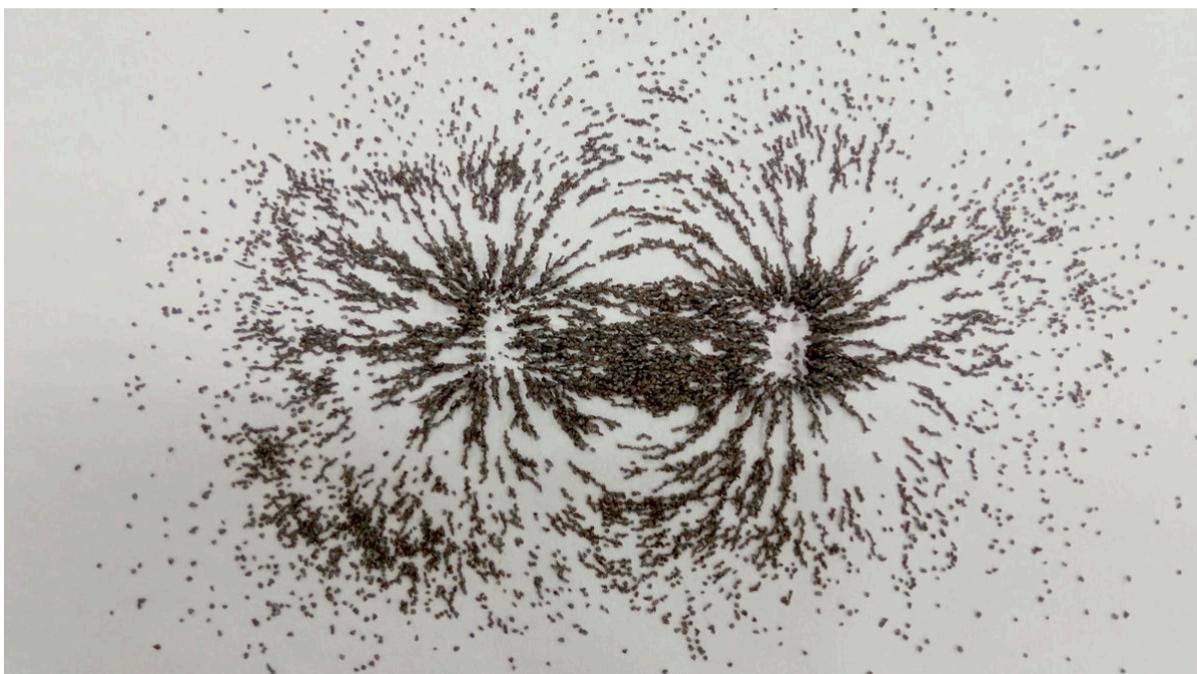


Figura 19. Líneas de campo o de fuerza obtenidas espolvoreando limaduras de hierro sobre un folio que oculta debajo un imán rectangular. Fuente: Elaboración propia.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

Intentar dar respuesta a esta fantástica fuerza es complejo y no va a ser objeto de atención en esta publicación por el tipo de personas a quién va dirigida. No obstante, sí podemos decir que a lo largo de la historia se ha intentado dar explicación a esta fuerza y poner de manifiesto la llamadas "líneas de fuerza o líneas de campo", que es lo que realmente revelamos con las limaduras sobre la hoja de papel que esconde un imán (figura 19). Podéis jugar con varios imanes de distinta morfología, comprobando cómo se modifican las líneas de fuerza. No obstante, para todos aquellos inquietos de la ciencia, podemos indicarles que, atendiendo y recordando la naturaleza atómica de la materia, podemos asociar las propiedades magnéticas de un cuerpo a las cargas móviles, los electrones. Estas pequeñísimas partículas producen reducidísimos campos magnéticos cuya actividad resultante puede generar un magnetismo exterior estable, así como una ordenación interna de sus dipolos (polo N y polo S) orientados en el mismo sentido.

Por lo que respecta a las situaciones de atracción y repulsión de los imanes (figura 20), podemos jugar combinando esta propiedad y el revelado del campo magnético mediante las limaduras de hierro.



Sugerencias y comentarios

En la Región de Murcia existe un monte muy apreciado en el Campo de Cartagena, el llamado Cabezo Gordo de Torre Pacheco. En este cerro, de naturaleza geológica muy especial, se encuentran minerales de hierro, entre los que se destacan el hematites espejuelo (óxido de hierro, Fe_2O_3) y la deseada magnetita de nuestra lectura, *Las Mil y una Noches* (óxido de hierro complejo, $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}$). También es posible encontrar este último mineral en las inmediaciones de Cehegín, en la conocida como "Mina María".



Figura 20. Comprobación de la polaridad de dos imanes. Tanto es el "desprecio de uno hacia el otro", repulsión, que son capaces de levitar (elevarse sin tocar el suelo). El magnetismo es magnífico y puede dar mucho juego. Fuente: Elaboración propia.

También es preciso indicar que el magnetismo proporciona situaciones increíbles, como es el movimiento de imanes cuando existe la repulsión entre los polos. Este ideal ha sido utilizado en la ingeniería de fabricación de vehículos (trenes), donde la maquinaria y los vagones levitan sobre las vías favoreciendo el movimiento con menor gasto energético, ya que se evita el rozamiento con la vía o el suelo.

14

QUÍMICA DE CINE "Reacciones químicas de película"



Algo de historia

El cine nos proporciona momentos agradables y nos permite imaginar que viajas a mundos insospechados, incluso de intenso valor histórico. Una de las películas más representativas del cine clásico fue la dirigida en 1956 por Cecil B. DeMille, *Los Diez Mandamientos*. En esta se recrean los hechos bíblicos de Moisés cuando Dios le concede las famosas tablas de ley y define el pueblo judío. En esta película se puede comprobar cómo era necesario tener la picaresca de recursos de ciencia para recrear determinadas escenas. Una de ellas fue cuando Charlton Heston (que encarnaba al protagonista Moisés) le pide a su hermano Aaron que introduzca su báculo en las aguas del río Nilo, con el objetivo de transformarlas en sangre que impida beber al pueblo egipcio, haciendo con ello que el Faraón deje en libertad a sus gentes. ¿Cómo recrear esto? No podemos transformar agua en sangre. ¡Es imposible! Pero sí podemos recrear mediante química una posible reacción que haga abrir los ojos al espectador. La figura 21 muestra el fotograma del film que estamos comentando.



Figura 21. Fotograma de la película *Los Diez Mandamientos*, de Cecil B. DeMille donde se recrea en una piscina la transformación de las aguas del río Nilo en sangre. Fuente: Elaboración propia.



¿Qué necesitamos?

Para llevar a cabo esta reacción de cine, necesitamos dos reactivos, fácilmente localizables en los laboratorios de química de centros clásicos de enseñanza media:

- 1) Nitrato de hierro (III) hidratado – $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$. Disolución acuosa de 4 g de reactivo en 20 ml de H_2O .
- 2) Sulfocianuro sódico – NaSCN . Disolución acuosa de 0.8 g de reactivo en 20 ml de H_2O .
- 3) 1 litro de agua del grifo.
- 4) Una bandeja de disección.
- 5) Una pipeta Pasteur de vidrio, cuentagotas o un vaso de precipitados.



Figura 22. Reacción química llevada a cabo tras el vertido del catión férrico presente en el vaso de precipitados y el anión sulfocianuro disuelto en el agua de la bandeja. El color rojo sangre llama muchísimo la atención de alumnos. Fuente: Elaboración propia.



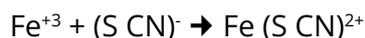
¿Cómo construirlo?

En el interior de la bandeja de disección se introduce el litro de agua y la disolución acuosa de sulfocianuro sódico. Se homogeniza, dando un aspecto transparente, sin variar la coloración inicial del agua. A continuación, puede ser mediante una pipeta Pasteur, tomando un poco de la disolución acuosa de nitrato férrico, o mediante el propio vaso de precipitado que porte el reactivo, se vierte lentamente en la bandeja.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

El cambio de coloración es brutal, tal y como se muestra en la figura 22. El catión hierro férrico reacciona con el anión tiocianato dando lugar a un complejo tiocianato de hierro, acuoso, de intensa coloración rojo sangre. La reacción química básica que se produce es la siguiente:



Sugerencias y comentarios

El mayor riesgo, como ya se ha especificado, es la manipulación de los reactivos por parte del alumnado. De ahí que, tras finalizar la práctica, es necesario un lavado importante de las manos.



Algo de historia

Uno de los graves problemas que nos estamos encontrando en los colegios y centros de enseñanza media es el abuso de gominolas, junto a otros dulces industriales. Desde las iniciativas llevadas a cabo por parte de la Consejería de Educación, dentro del plan de Educación para la Salud en la Escuela, con el objetivo de eliminar este tipo de sustancias de las cantinas de los centros, la problemática continua, ya que aparecen portados por los discentes desde casa. El problema es muy complejo, pero lo que sí que está claro es que repercute muy negativamente en la salud presente y futura del alumnado.

La siguiente experiencia permite visualizar -in situ- el alto poder energético que almacenan los azúcares presentes en estos mal llamados "alimentos".



¿Qué necesitamos?

- 1) Lo más importante de esta experiencia es un reactivo que es utilizado a modo de abono químico, el clorato potásico (KClO_3).
- 2) Tubo de ensayo.
- 3) Pinzas de madera de las empleadas para colgar la ropa.
- 4) Gominolas o caramelos.
- 5) Mechero.



¿Cómo construirlo?

Lo primero que tenemos que entender de esta experiencia es que es una reacción muy explosiva, por lo que las cantidades a utilizar deben ser muy pequeñas. Durante muchos años hemos utilizado la siguiente metodología:

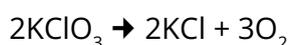
- 1) Coger una cucharita de postre y tomar la cantidad que cabe en la punta de la misma con la sal potásica (KClO_3).
- 2) Vertemos el clorato potásico en el tubo de ensayo y calentamos en el mechero con la ayuda de una pinza de madera, pasando de estado sólido a líquido. De esta manera, lo que estamos llevando a cabo es la activación del clorato potásico para la emisión de oxígeno (ver reacción posterior).
- 3) Finalmente, vertemos en el interior del tubo la cabecita de un osito de gominola (más que suficiente) y lo separamos rápidamente de nuestro cuerpo.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

La reacción es espectacular, ya que se desprende muchísima energía (figura 23). Para los amantes de la química les pasamos las reacciones que se producen en esta experiencia:

1) En primer lugar, la activación del clorato potásico, donde:



2) Combustión espontánea de la sacarosa presente en la composición química de la gominola:



Ambas reacciones se retroalimentan, donde el calor producido en la reacción 2ª hace que la 1ª se acelere, creándose más oxígeno que alimenta más aún la combustión de la sacarosa.



Figura 23. Combustión de la sacarosa mediante clorato potásico en el interior de un tubo de ensayo. Denótese la llamarada interna que se genera que dura unos segundos. Fuente: Fotografía del profesorado del CBM Francisco Cobacho



Sugerencias y comentarios

Indiscutiblemente, en el interior de nuestro cuerpo no ocurre lo que observamos en el tubo de ensayo. Los seres vivos somos "máquinas biológicas" perfectas en muchos aspectos. Tenemos herramientas bioquímicas precisas, los enzimas, capaces de llevar a cabo reacciones químicas a temperatura ambiente, sacando al máximo el provecho de los diferentes alimentos que ingerimos.



Algo de historia

Una de las mayores sorpresas que me llevo es cuando escucho o leo en las noticias la posibilidad de habitar o conquistar otros astros, tales como Marte o la Luna. ¡Y es una sorpresa muy grande!, ya que tenemos que saber que nuestro cuerpo, su fisiología, está diseñada para vivir exclusivamente sobre nuestro planeta: una gravedad de 9.8 m/s^2 , una presión atmosférica de 1 atm (760 mmHg), así como otras muchas cualidades únicas que nos permiten vivir con la libertad que todo ser vivo necesita. Como hemos planteado en la experiencia 12, parece que se nos olvida la imponente columna de aire que hay sobre nosotros.

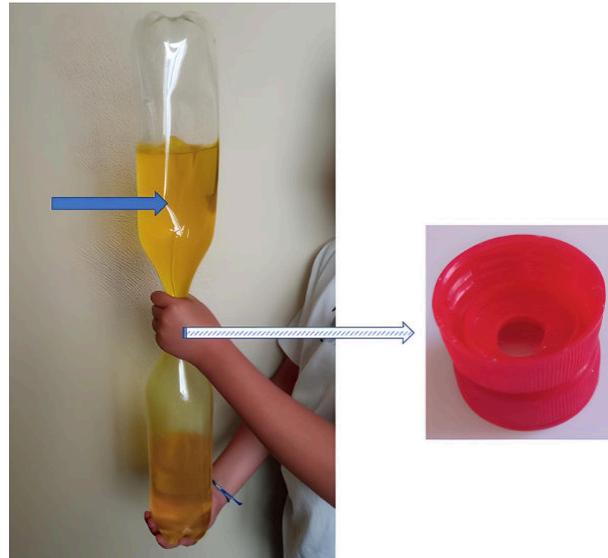


Figura 24. Distribución de los materiales (botella-tapón doble-botella) con el objetivo de comprobar una dinámica atmosférica, el torbellino. Fuente: Elaboración propia.

A continuación, os planteamos una experiencia que alimenta la idea de la presencia de esta columna de aire y el flujo del mismo que define la dinámica atmosférica.



¿Qué necesitamos?

- 1) Dos **botellas de refresco**.
- 2) **Agua**.
- 3) **Colorante alimentario**.
- 4) **Taladro y broca** de 10 mm (opcional).



¿Cómo construirlo?

Lo primero que tenemos que hacer es fundir los dos tapones de las botellas en uno solo. En casa, tomamos una sartén y la llevamos a la cocina. Calentamos y, al notar un aumento importante de la temperatura sobre la superficie de la sartén, cogemos los tapones y los disponemos unos segundos en esa superficie caliente para fundir parcialmente el plástico. Rápidamente los juntamos haciendo una unión sólida. Podemos, si os da respeto esta

metodología, unirlos con pegamento tipo cianoacrilato y potenciar el sellado con cinta americana.

Tras tener los dos tapones unidos, le hacemos un agujero pasante con un taladro y broca de 10 mm (o mediante una barra de hierro a elevada temperatura).

Finalmente, llenamos una botella con agua al completo, adicionamos un poco de colorante alimentario y disponemos el tapón doble. A este tampón doble, colocaremos la botella restante, tal y como se presenta en la figura 24.



Figura 25. Induciendo preguntas en la enseñanza de la dinámica atmosférica, en una de las ferias de ciencia llevada a cabo en el colegio. Fuente: Fotografía del profesorado del CBM Francisco Cobacho



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

Ante los alumnos vamos a proponer una serie de preguntas para difundir el debate y explicar lo ocurrido (figura 25). En primer lugar, con la botella llena de agua en la zona baja, podemos preguntar si, al girar el sistema y poner la botella llena arriba, el agua caerá hacia abajo. La respuesta inminente del alumnado es sí, ya que han visto un agujero, la botella inferior está vacía y la gravedad hace su misión. Procedemos a dar la vuelta al sistema y comprobamos que no es posible. Y no es posible, ya que se nos olvida que el aire es materia (es decir, todo aquello que ocupa un volumen y dispone de masa). Dentro de la botella hay aire, que ocupa su litro y medio de volumen. Si el agua quiere entrar, el aire debe desplazarse. Y, ¿cómo hacerlo? Esa es la segunda pregunta. Ahí entra la concepción del torbellino. El agua es capaz de pasar de la botella de arriba a la de abajo dejando un paso natural por donde el aire de la de abajo llena la de arriba. La ascensión del aire empuja el agua hacia abajo y viceversa. Giramos la botella superior provista de agua y se generará el torbellino deseado. Estos cambios de presión son los que rigen nuestro pequeño huracán encerrado, pero, de igual modo, ocurre en la naturaleza cuando los escuchamos en la zona de América Central o los tifones en Japón.



Sugerencias y comentarios

Esta experiencia es muy ilustrativa y depende del ponente la correcta participación del alumnado. La sorpresa en las preguntas iniciales y la resolución de las mismas son indicadores de cambios de paradigma, cambios de concepción (de errónea a verdadera).

17

FÍSICA DEL AIRE "Cómo de imposible es inflar un globo"



Algo de historia

Lo hemos dicho con anterioridad: "se nos olvida que el aire que nos rodea tiene una masa y ocupa un espacio". Otra experiencia que intenta demostrar este hecho es intentar inflar, algo tan sencillo como es un globo, en el interior de una botella. ¿Lo intentamos? Os daréis cuenta de que no es tan fácil.



¿Qué necesitamos?

- 1) Dos botellas de plástico de refresco.
- 2) Globos.
- 3) Mechero.
- 4) Varilla metálica.



Figura 26. Aspecto del fondo de las botellas de refresco. La de la izquierda porta dos agujeros pasantes para proceder al vaciado del aire del interior cuando se hinche el globo en su interior. Fuente: Elaboración propia.



¿Cómo construirlo?

Lo primero que tenemos que hacer es proporcionar una vía de escape de aire a una de las botellas. Para ello, tomaremos una varilla metálica de pequeño diámetro y la calentaremos con un mechero. Sobre la base de la botella haremos tres agujeros (ver figura 26).

Lo siguiente es mero teatro con alumnado y profesorado: toma al alumno más fortachón del grupo. En nuestro caso siempre hemos tomado como "conejiillo de Indias" a un/a maestro/a.

En presencia del contrincante, inserta un globo en el interior de la botella que no dispone de los agujeros en el fondo y se la ofreces para su revisión. Esa botella será suya. Por el contrario, tú tomarás la botella provista de escape, pondrás el globo y se la ofrecerás al contrincante para su comprobación. Las dos botellas, aparentemente, son iguales. Ahora ambos intentan llenar el globo.



Figura 27. Intento de llenado de un globo en el interior de una botella, por parte de una maestra del colegio. ¡Es imposible! El aire ocupa un espacio en el interior de la botella y nuestra capacidad pulmonar no permite llenar el volumen de un globo en un lugar donde ya lo hay. Si no dejamos escapar el aire del interior, difícilmente podremos inflarlo.
Fuente: Elaboración propia.



Figura 28. El globo, en el interior de la botella, es capaz de llenarse de aire, como consecuencia de la presencia en el fondo de la misma de agujeros perforantes que permiten la salida del aire que se localiza en su interior. El volumen de aire que llena el globo será igual al volumen de aire del interior de la botella que debe salir. Fuente: Elaboración propia.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

La capacidad pulmonar humana no permite inflar un globo en el interior de la botella. La respuesta ya la hemos repetido anteriormente: el aire es materia, ocupa un espacio. Para introducir aire donde ya lo hay, debemos sacarlo de su interior (si tenemos presente la capacidad humana). Otra situación bien distinta es insuflando con una bomba a presión, como si fuéramos a llenar de aire los neumáticos de una bicicleta o un coche.

De ahí que, el globo de nuestro contrincante nunca podrá inflarlo en el interior de una botella, mientras nosotros, no tendremos problema. Al inflar nuestro globo, el aire que entra al mismo desplazará del interior de la botella su mismo volumen de espacio (figura 27 y 28).



Sugerencias y comentarios

Esta experiencia da mucho juego con todos aquellos fumadores, que reducen con los años su capacidad pulmonar. Aunque no sea una medida muy fiable, sí se pone de manifiesto con esta práctica el nivel de reducción de la capacidad de llenado de un globo por parte de una persona fumadora vs aquel que no lo ha hecho nunca.

18

FÍSICA CURIOSA "Cómo introducir un huevo en el interior de un recipiente sin tocarlo"



Algo de historia

Sorprende la primera vez que te explican que todo está formado por partículas minúsculas llamadas átomos. En la antigua Grecia, un tal Demócrito ya hablaba de la composición de las cosas que nos rodeaban y citaba a estos átomos como las partes más pequeñas de las que se constituía la materia. El error de este filósofo fue pensar en la existencia de átomos de todo lo que nos rodeaba. Es decir, burdamente, pensaba que habría átomos de silla, de mesa, de pizarra... Con el paso del tiempo, estas partículas ínfimas han tenido otro sentido, dando lugar a la confección de la tabla periódica de los elementos, donde se recoge el número de átomos diferentes que existen en el universo, desde el átomo de hidrógeno (1) hasta el Oganésón (118).

A los átomos no les suele gustar "vivir" aislados, solos, sino que les gusta tener compañía. De su unión surgen moléculas, de mayor o menor complejidad atendiendo al número de átomos que las constituyen.

Sabiendo que la materia está formada por átomos y/o moléculas, también llama la atención de los estudiantes cuando se nos dice que las partículas están en continuo movimiento, la llamada "Teoría cinético molecular". Decir que los átomos de una mesa están moviéndose, no es muy creíble, pero esta teoría va más allá. También nos especifica que podemos aumentar ese movimiento suministrando energía. Y esto sí es más creíble y fácilmente constatable en casa cuando calentamos una cazuela que porta agua. Al principio, el agua no se mueve, pero transcurrido un tiempo en el fuego, el agua empieza a ebulir (es decir, se agita y nadie la ha tocado; solamente hemos suministrado energía al sistema).

Teniendo en cuenta que las partículas se agitan desmesuradamente cuando se les suministra energía, intentando escapar de donde están en un principio, os presentamos esta experiencia con el objetivo de comprobar cómo un huevo puede introducirse en el interior de un recipiente sin tocarlo, únicamente aumentando la temperatura del sistema.



¿Qué necesitamos?

- 1) Un huevo cocido sin cáscara.
- 2) Un matraz Erlenmeyer de 1 L de volumen.
- 3) Un algodón humedecido en alcohol.



¿Cómo construirlo?



Figura 29. Secuencia de imágenes donde se puede apreciar cómo se introduce un huevo cocido en el interior de un matraz Erlenmeyer de 1L (boca ancha). **(A)** El huevo se coloca en la boca del matraz. En su interior, hay un algodón humedecido en alcohol y prendido en fuego. **(B)** El aumento de temperatura en el interior del matraz provoca una agitación de las partículas gaseosas que constituyen el aire interno, haciendo que las mismas salgan del matraz. **(C)** El déficit de partículas de aire en el interior hace que la presión atmosférica haga su trabajo, haciendo que el huevo entre dentro del recipiente. Fuente: Elaboración propia.

Colocamos sobre la boca del matraz Erlenmeyer un huevo cocido sin cáscara. En el interior del matraz, previamente, hemos depositado un algodón humedecido con un poco de alcohol y prendido en fuego.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

Como hemos podido comprobar en la introducción histórica, la naturaleza de la materia constituida a base de partículas es increíble. La Teoría Cinético Molecular nos argumenta como están las partículas en los diferentes estados de la materia. En el caso del estado gaseoso, las partículas están muy separadas y, en consecuencia, no hay mucha interacción entre ellas. Por esta causa, adoptan las formas del volumen del recipiente que las contiene.

Cuando suministramos energía al sistema, en nuestro caso con un algodón humedecido en alcohol y prendido en fuego, las partículas gaseosas que constituyen el aire del interior del matraz empiezan a agitarse. Tal es su agitación que muchas escapan al exterior levantando el huevo de la boca del matraz. Si muchas escapan al exterior, en el interior del recipiente hay un déficit de partículas, por lo tanto, una menor presión de aire. Para

compensar esta menor presión, el aire exterior al matraz, en mayor cantidad (y, por tanto, mayor presión) querrá entrar para igualar la presión. Intentará entrar por la superficie del vidrio; ¡algo imposible! Lo hará presionando el huevo y, en este caso, no encontrará impedimento. El huevo entrará al interior y las presiones de gases, externa e interna, se igualarán (figura 29).



Sugerencias y comentarios

Es preciso indicar que el diámetro del huevo cocido sin cáscara debe ofrecer impedimento para poder entrar, previo a la experiencia.

19

QUÍMICA HISTÓRICA "Un pequeño Zeppelin de colegio"



Algo de historia

Antes de que los aviones surcaran el cielo, permitiendo con ello las comunicaciones transcontinentales de un modo más rápido que los barcos, en los años 30 del siglo XX, la firma alemana Luftschiffbau Zeppelin construyó una aeronave, pensando que sería el mayor desarrollo aeronáutico de la historia. La nave consistía en un armatoste metálico a modo de supositorio lleno de un gas especial que permitiera elevarse, el hidrógeno. El mayor problema que tenía el empleo de este gas es su facilidad de provocar graves incendios, ya que controlar cualquier chispa procedente de los motores era muy complejo.

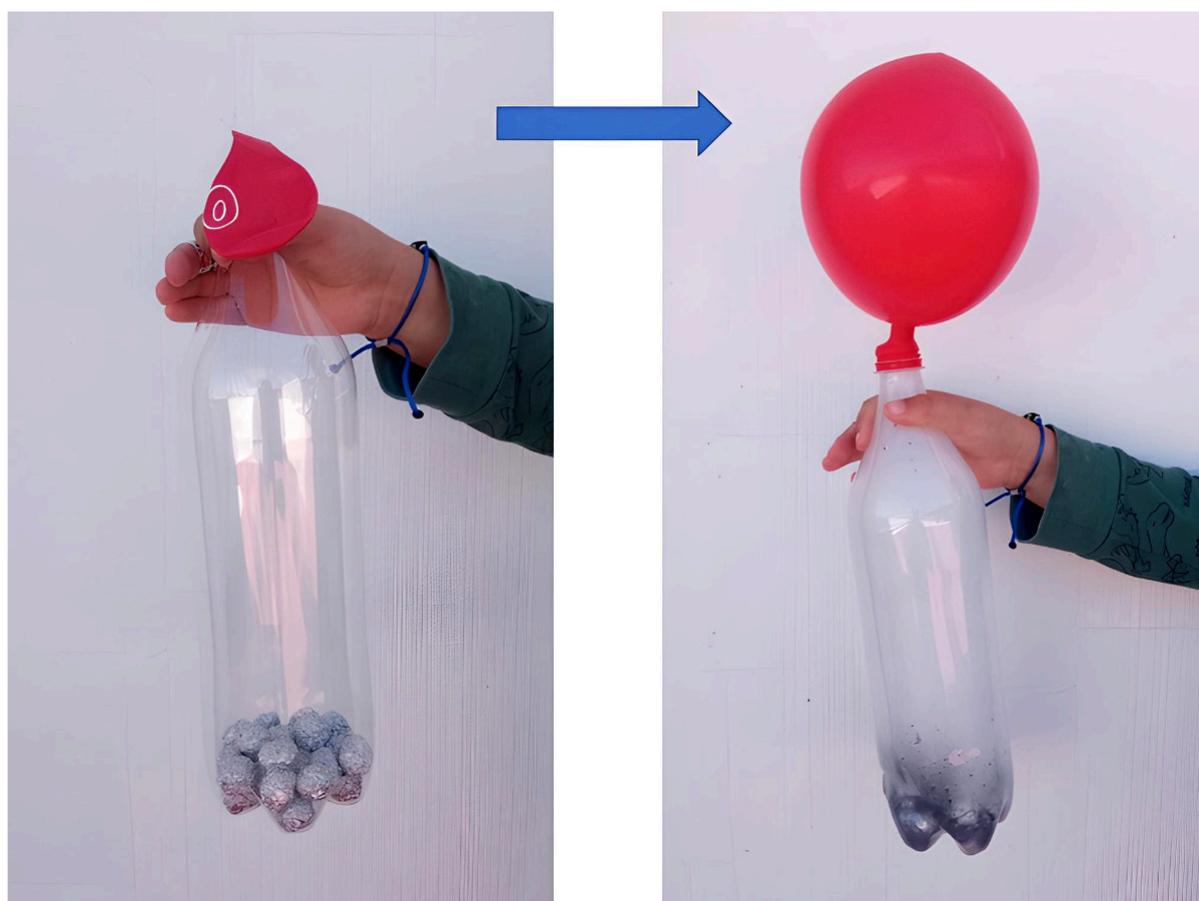


Figura 30. Reacción química entre el aluminio (metal) y el ácido clorhídrico. Destacan como productos de la misma el cloruro de aluminio (color metálico en el interior de la botella) y el hidrógeno gas (globo hinchado). Fuente: Elaboración propia.

La experiencia que os presentamos, a continuación, es recrear ese antiguo Zeppelin, llenando un globo con hidrógeno y comprobar cómo se pierde en el cielo.



¿Qué necesitamos?

- 1) Una **botella de refresco**.
- 2) Bolitas de **aluminio (Al)**.
- 3) **Sulfumán** o ácido clorhídrico (HCl).
- 4) Un **cubo de plástico** utilizado para la limpieza provisto de agua.
- 5) **Globos**.



¿Cómo construirlo?

Introducimos una cantidad importante de bolitas de aluminio en el interior de la botella de refresco, tal y como aparece en la figura 30 (20-25 bolitas del tamaño de una canica). A continuación, adicionamos 20 ml de sulfumán, y cerramos la botella con un globo. Agitamos la botella hasta que observamos el burbujeo de producción de gases.

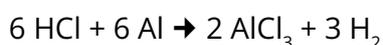
Ya que la reacción que se genera es muy exotérmica, para controlar la energía liberada que puede fundir la botella de plástico, la introducimos en el interior de un cubo de plástico, de los que se utilizan para limpieza, provisto de agua (figura 31).

Cuando el globo tenga un volumen de gas considerable, lo separamos de la botella y comprobaremos la baja densidad del globo con respecto a uno normal (lleno de aire insuflado por parte de un alumno).



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

La reacción química que se genera, responsable de la producción de hidrógeno gas (H₂), es la siguiente:



El aluminio reacciona con el ácido clorhídrico (sulfumán) a temperatura ambiente. El metal se disuelve con el ácido dando lugar a la producción de cloruro de aluminio (AlCl₃) y gas hidrógeno. Este tipo de reacciones, para los más entendidos en química, es de las conocidas como de óxido-reducción. En toda reacción redox, que se produce gracias a una diferencia de potencial de oxidación entre los diferentes elementos, hay un componente que pierde electrones (oxidándose) y otro que los gana (reduciéndose). El aluminio es el metal que se oxida, perdiendo los electrones, pasando su estado de oxidación de 0 (aluminio metal) a +3 (ion aluminio). Por el contrario, quien se reduce ganando electrones es el hidrógeno, pasando su estado de oxidación de +1 (protón del ácido) a 0 (del gas hidrógeno).



Sugerencias y comentarios

La reacción de oxidación-reducción entre el aluminio y el ácido clorhídrico es fuertemente exotérmica (desprende mucha energía), produciéndose de forma espontánea (sin necesidad de energía de activación). En este caso, es el ion hidrógeno el que actúa como oxidante del metal reduciéndose a hidrógeno gas, el cual es altamente inflamable. Por eso, se ha de hacer con mucho cuidado, al aire libre y en espacio abierto.



Figura 31. Llenado del globo con hidrógeno procedente de la reacción entre el ácido clorhídrico y el aluminio. Denótese como se controla la temperatura de la reacción manteniendo la botella en el interior de un recipiente con agua. Fuente: Fotografía del profesorado del CBM Francisco Cobacho.

**Algo de historia**

La corriente eléctrica la hemos definido con anterioridad como el flujo de electrones a través de un conductor eléctrico. La cantidad de carga por unidad de tiempo, es decir, en analogía a un río, su caudal, se denomina intensidad de corriente. Siguiendo con el recordatorio, el flujo de corriente irá desde donde mayor número de cargas hacia donde menos hay, es decir, necesitamos una diferencia de potencial, con migración del polo negativo (mayor número de electrones) al polo positivo (menor número de electrones). Jugando con intensidad y diferencia de potencial (voltaje) podemos jugar con la llamada ley de Ohm, que nos relaciona estas dos variables con otra, la resistencia. Es decir, la diferencia de potencial entre los extremos de un conductor metálico es directamente proporcional a la intensidad que circula por él. Por lo tanto:

$$V = I \times R$$

Donde V es el voltaje, I es la intensidad de corriente y R es la constante de proporcionalidad o resistencia. Jugar con esta fórmula física nos puede permitir comprender si conocemos el sentido de la multiplicación. Es decir, si aumentamos I, V será muy grande (manteniendo R constante). De igual modo, si aumentamos R, V será muy grande (manteniendo I constante). Por el contrario, si disminuimos los valores de I o de R, manteniendo el otro factor constante, V será muy pequeño.

En esta experiencia vamos a jugar con el factor resistencia. Es decir, en función de cómo sea R, de cómo sea el impedimento que le ofrecemos a los electrones a viajar por un conductor, mayor o menor cantidad de corriente viajará a su través.

Recordando los factores de los que depende la resistencia, destacamos:

- 1) Al aumentar la longitud de un hilo conductor, la intensidad de corriente disminuye.
- 2) Al sustituir el hilo conductor por otro de la misma naturaleza, idéntica longitud, pero de mayor sección (más gruesa), la intensidad aumenta.
- 3) Al cambiar el conductor por otro de la misma sección y longitud, pero con diferencia en el tipo de material, la intensidad de corriente varía.

A la vista de todo esto, podemos decir que la resistencia de que se le ofrece a la corriente eléctrica es directamente proporcional a la longitud del hilo conductor e inversamente proporcional a la sección del mismo; siempre dependiendo de la naturaleza propia del conductor.

Esta explicación puede resumirse en la expresión matemática:

$$R = \rho \times L / S$$

Donde ρ es una constante, la resistividad, y que depende de la naturaleza del material (por ejemplo, en el caso del cobre es de $1.710^{-8} \cdot m$; o de $10^{10} \cdot m$ para el vidrio), L es la longitud del conductor y S es la sección del mismo.

Jugando con estas variables, os presentamos en esta experiencia el modo de encender una llama con hilo de acero y una pila de 9V, teniendo presente esta diferencia de potencial y un hilo de sección muy pequeña.



¿Qué necesitamos?

- 1) Lana de acero.
- 2) Pila de 9 voltios.



¿Cómo construirlo?

Esta experiencia es muy sencilla. Solamente tienes que poner en contacto la lana de acero con los bornes de la pila de 9V.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

Cuando ponemos en contacto los bornes de la pila de 9 V con la lana de acero, comprobamos cómo empiezan a saltar chispas que, si las sometemos a un flujo de aire, podrán encender el material. Es decir, podremos fundir el acero sin estar en un gran alto horno, exclusivamente con una pila. ¿Qué es lo que ocurre? El hilo de acero es un buen conductor de la corriente. Posee una sección muy pequeña, por lo tanto, una gran resistencia eléctrica. Debido al conocido como efecto Joule, al circular la corriente eléctrica por un circuito, aumenta la temperatura del conductor, en nuestro caso, la lana de acero. La energía producida es lo suficientemente elevada como para provocar la combustión del material (figura 32).



Figura 32. Formación de una llama sobre lana de acero tras ponerla en contacto con una pila de 9V. Fuente: Fotografía del profesorado del CBM Francisco Cobacho.

Aunque no nos percatamos de lo siguiente, cuando insuflamos oxígeno a partir del aire que exhalamos, generamos una reacción química con la formación de óxido de hierro. Podemos comprobar con ello un imponente cambio de color en la masa de acero después de la reacción.



Sugerencias y comentarios

La práctica que os presentamos es espectacular, generándose un fuego vivo. Es aconsejable trabajar con pequeñas cantidades de lana de acero para no provocar lesiones innecesarias. Además, como pueden saltar virutas a alta temperatura, es necesario alejarse del público a la hora de la presentación de esta actividad.

21

FÍSICA ELÉCTRICA "La corriente eléctrica puede alterar un campo magnético"



Algo de historia

La experiencia que os presentamos es recrear el sencillo experimento decimonónico de H.C. Oersted. Este gran investigador observó que, si sobre un cable conductor sometido a un flujo de corriente, colocamos una brújula (y todos sabemos qué es una brújula), la dirección inicial que señala la aguja imantada es desviada.



¿Qué necesitamos?

- 1) Hilo conductor (cable de corriente eléctrica).
- 2) Pila de 1.5 voltios.
- 3) Brújula.

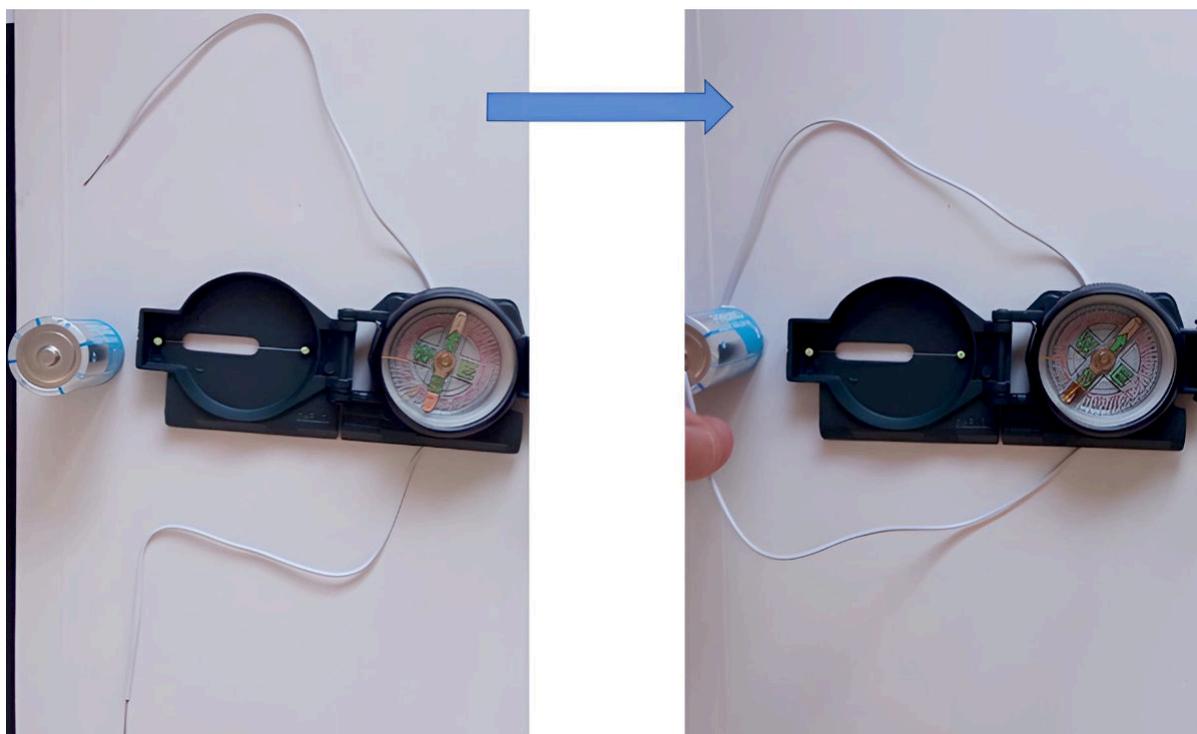


Figura 33. Recreación de la experiencia de Oersted. Denótese como la aguja imantada de la brújula cambia de ángulo tras pasar el flujo de corriente procedente de una pila de 1.5 V a través de un hilo conductor. Fuente: Elaboración propia.



¿Cómo construirlo?

Generamos un simple circuito eléctrico, conectando el hilo conductor a los dos bornes de la pila. Sobre el cable colocamos la brújula.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

El investigador se percató de que la aguja imantada de la brújula se desviaba siempre que pasase una corriente por un cableado en sus inmediaciones (figura 33). Incluso que la desviación variaba de sentido si se cambiaba la polaridad en la pila. Oersted llegó a la conclusión empírica de que la corriente eléctrica crea a su alrededor un campo magnético. Esta fue la primera vez que se demostró la relación entre electricidad y magnetismo, apareciendo -por primera vez- una nueva disciplina física, el electromagnetismo.



Sugerencias y comentarios

Teniendo presente la siguiente experiencia, podría entablarse diálogo con los asistentes al evento del peligro de las redes de alta tensión eléctrica y su cercanía a las poblaciones humanas. ¿Puede haber una relación entre los campos electromagnéticos provocados por estas redes de alta tensión y ciertas enfermedades serias que aparecen en algunas personas? La ciencia parece indicar que sí es posible asociar determinados tipos de cáncer a estos campos electromagnéticos (<https://cordis.europa.eu/article/id/15541-research-breakthrough-on-health-effects-of-pylons/es>). Es decir, necesitamos cambiar hábitos de vida y deslocalizar este tipo de torres de alta tensión de las áreas pobladas. Las administraciones deben llevar a cabo cualquier acción positiva para desplazar estos sistemas de las urbes.



Algo de historia

La similitud que estamos viendo entre los imanes y las cargas eléctricas nos sugiere la posibilidad de que exista una relación entre ambos fenómenos. En esta ocasión vamos a construir un electroimán, es decir, transformaremos un núcleo de hierro en un imán inducido por el flujo de una corriente eléctrica. Los primeros electroimanes se deben al físico inglés W. Sturgeon (siglo XIX). La historia cuenta que los fabricó a partir de enrollar un solenoide sobre una herradura de hierro.



¿Qué necesitamos?

- 1) Clavo de hierro.
- 2) Hilo de cobre esmaltado.
- 3) Papel de lija.
- 4) Cable eléctrico (opcional).
- 5) Pila de 9V.

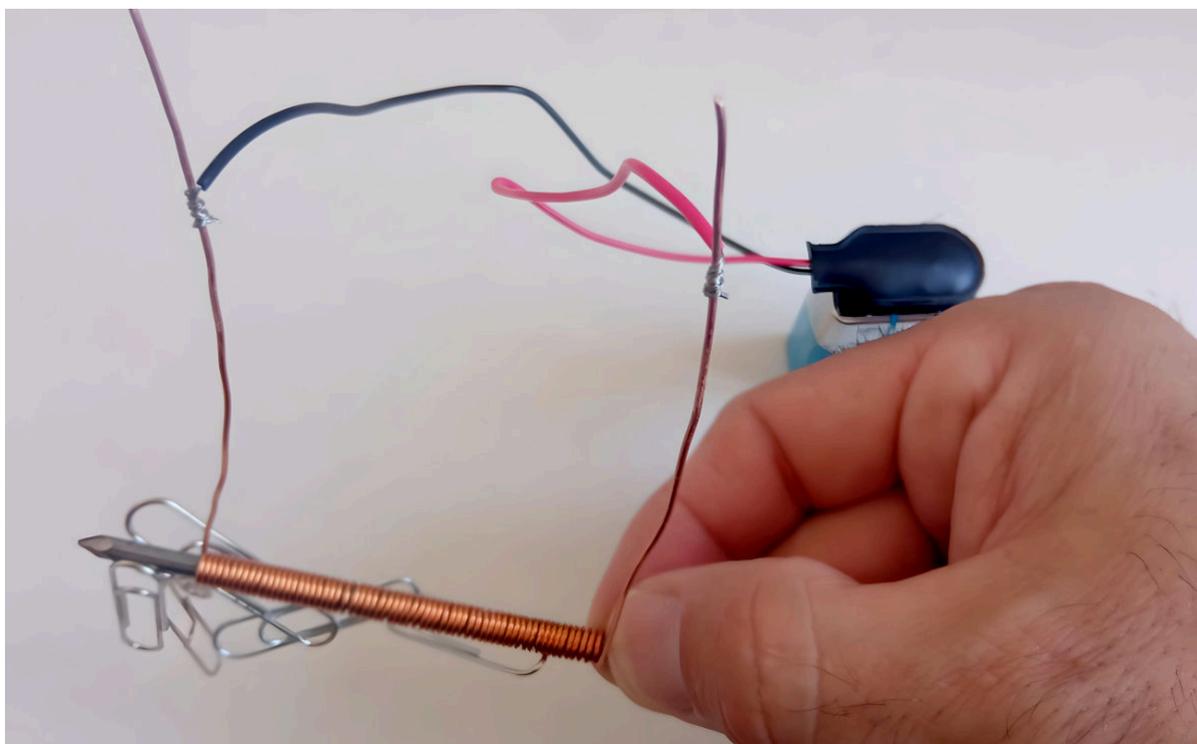


Figura 34. Electroimán casero fabricado con un clavo de hierro, cobre esmaltado y una pila de 9V. Denótese que, cuando el circuito está cerrado, los clips metálicos se unen a la solenoide de cobre que rodea al clavo metálico. Fuente: Elaboración propia.



¿Cómo construirlo?

Tomaremos el clavo de cobre y enrollaremos a su alrededor hilo de cobre, confeccionando un solenoide (ver figura 34). Lijaremos los extremos del cable (con el objetivo de que pueda fluir la corriente por el metal conductor de cobre) y los uniremos a una fuente continua de electricidad (pila de 9V).



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

Después de todo lo que hemos visto hasta el momento, sabemos que el flujo de corriente a través del hilo de cobre esmaltado genera un campo magnético. A este fenómeno físico se le denomina inducción. No obstante, para potenciar nuestro campo magnético, hemos introducido en el interior del solenoide un núcleo de hierro dulce. Este tiene la propiedad de concentrar el campo magnético de manera que sea más intenso que si sólo hubiera el solenoide (arrollamiento) de cobre.

Además, si desaparece la corriente eléctrica, también lo hace el campo magnético.



Sugerencias y comentarios

Las propiedades de los electroimanes se utilizan en la confección de circuitos eléctricos presentes en muchos utensilios caseros, desde ordenadores, calculadoras, televisiones, móviles... Pero, la utilidad más imponente es su empleo a la hora de levantar grandes pesos metálicos, caso de coches en un desguace. El trasiego de estos vehículos no puede hacerse arrastrando. Poseen en estos lugares grandes grúas provistas de electroimanes. Cuando se activa el imán por el flujo de corriente, el coche queda unido. La grúa lo moviliza de sitio y, para dejarlo libre, se abre el circuito. De esta manera, no fluye corriente eléctrica y no hay inducción magnética, por lo que el coche se deja caer al vacío.



Algo de historia

Conociendo las experiencias de Oersted que permiten definir que la corriente eléctrica es una fuente de campo magnético (experiencia 21), similares a los imanes permanentes, y las propiedades propias de estos últimos (experiencia 13), vamos a sumar las mismas y definir lo que conocemos como motor eléctrico. No obstante, para llegar a la concepción del funcionamiento de este último, fue necesario que la historia diese a conocer las experiencias llevadas a cabo por Ampère y Biot, que determinaron el campo magnético en un punto del espacio por una carga móvil y por un elemento de corriente. Es decir, se pudo razonar como un campo magnético puede ejercer una fuerza sobre un hilo conductor por el que circula una corriente, de la misma manera que ejerce una fuerza sobre un imán permanente.



¿Qué necesitamos?

- 1) Un tablero de madera, de pequeñas dimensiones.
- 2) Dos chinchetas.
- 3) Dos clips de gran tamaño.
- 4) Hilo de cobre esmaltado.
- 5) Papel de lija.
- 6) Tubo interno de papel higiénico utilizado como molde de construcción de espiral.
- 7) Pila de 9 V.
- 8) Cable de conducción de corriente.
- 9) Imán.



¿Cómo construirlo?

- 1) En primer lugar, enrollaremos hilo de cobre esmaltado sobre el tubo interno de papel higiénico, dando máximo 6 vueltas.
- 2) Lijaremos los extremos del cable para permitir el flujo de corriente a su través.
- 3) Sobre un tablero de madera colocaremos dos clips modificados (ver figura 35) sujetos con dos chinchetas. De los mismos, saldrán dos cables que conectarán con una pila de 9V.
- 4) Disponer la espiral de cobre sobre los clips, permitiendo un flujo de corriente en los extremos.

- 5) Cerrar el circuito eléctrico conectando la pila y disponiendo un imán sobre la base de la espiral.

Se aconseja la observación de la figura 35 para proceder con la correcta metodología.

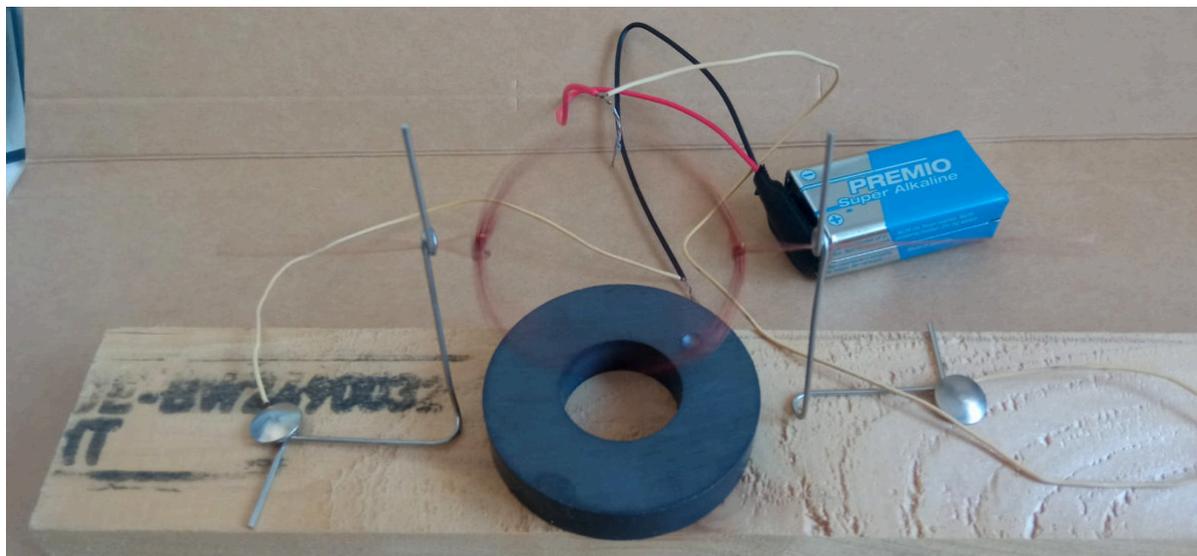


Figura 35. Montaje de motor eléctrico simple. Denótese como la espiral de hilo de cobre esmaltado, sustentada entre los clips conectados a una pila, gira gracias al campo magnético generado por un imán permanente localizado en su base. Fuente: Elaboración propia.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

Como hemos indicado, el flujo de corriente eléctrica a través de un hilo conductor genera un campo eléctrico y la consiguiente fuerza. Sabemos, de antemano, que los imanes pueden repelerse o unirse dependiendo del tipo de polo magnético que se pongan en contacto: igual polo, repulsión; distinto polo, unión.

Cuando disponemos un imán en la base del tablero, bajo la espiral, generamos un campo magnético permanente. En la espiral, estamos generando otro campo magnético; esta vez inducido por una corriente continua, que genera una fuerza igual a cuando intentamos unir dos imanes y jugamos con la polaridad (experiencia 13).

La repulsión y unión entre campos magnéticos permite el giro de la espiral y el correcto funcionamiento de nuestro sencillo motor.



Sugerencias y comentarios

Además del funcionamiento de nuestro motor, puede comprobarse la citada ley de Joule, donde el trasiego de electrones (flujo electrónico) que condiciona una corriente eléctrica a través de un hilo de cobre de gran longitud y poca sección, permite una elevada resistencia, haciendo con ello que podamos sentir la espiral y la pila muy caliente.

24

FÍSICA DESCONCERTANTE "Un globo hinchado y no sellado"



Algo de historia

Con la experiencia 17ª que os hemos presentado en esta monografía se ha podido comprobar que es imposible hincharse un globo en el interior de una botella, salvo que le hagamos un "truco de magia" en el fondo y permita salir el aire de la botella mientras llenamos el globo.

Pero, ¿qué pasa mientras lleno el globo en el interior de la botella y logro taponar los agujeros perforantes? ¿Cómo quedaría el globo en el interior de la botella cuando deje de insuflar el aire? ¿Se desinflaría?



¿Qué necesitamos?

- 1) Botella de vidrio, de las ampliamente utilizadas en las bebidas espirituosas.
- 2) Taladro y broca para vidrio de 6 mm.
- 3) Globos.



¿Cómo construirlo?

Lo más importante es realizar un taladro en el lateral, cerca del fondo de una botella de vidrio. En nuestro caso, fue realizado en el departamento de tecnología del IES Ricardo Ortega, que posee un taladro de velocidad regulada sobre un soporte estático. El agujero debe realizarse con mucho cuidado y a baja velocidad.

Cuando se tenga el agujero, se inserta un globo en la boca de la botella y... ¡A disfrutar de la ciencia con los alumnos!



Figura 36. Globo hinchado en el interior de una botella de vidrio. El globo sigue estando abierto por su boca al exterior y no es capaz de desinflarse.
Fuente: Elaboración propia.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

Cuando tapamos el agujero de la botella de vidrio, encontramos la misma situación explicada en la experiencia 13ª de esta monografía: ¡imposible hinchar el globo! Por el contrario, si destapamos el agujero, se permite con ello la salida de aire del interior de la botella mientras se insufla aire en el globo.

Pero, cuando tenemos esta segunda situación: agujero abierto y globo hinchándose, procedemos a cerrar el agujero. Podemos comprobar como el globo permanece inflado en el interior de la botella (figura 36), aun quitando los labios de la boca de la misma. ¿Cómo es posible? Todo es consecuencia de la presión atmosférica. ¡Siempre se nos olvida la imponente columna de aire que tenemos sobre nosotros!

Cuando el aire sale a través del agujero perforante elaborado en la botella, generamos un déficit del mismo en el interior. Este se compensa con la entrada de aire que hemos insuflado y, al quitar los labios de la boca, se compensan las presiones y permanece estable, hinchado. No obstante, cuando volvemos a abrir el agujero de la botella, quitando el dedo, vuelve a entrar aire al interior de la botella, desinflando el globo, ajustándose de nuevo las presiones (interna y externa a la botella).



Sugerencias y comentarios

Obligatorio realizar esta experiencia junto a la 17ª, comprobándose si se afianzan nuevos conceptos y se producen cambios de paradigma entre los alumnos.



Algo de historia

Llevamos diciendo a lo largo de esta monografía que sobre nosotros existe una columna de aire, con un peso increíble que define la llamada presión atmosférica. Pero, es necesario comprobar más *in situ* y demostrar al alumnado que llevamos razón. De este modo, os proponemos dos actividades en una. Por un lado, la construcción de una balanza y, por otro, el sellado de una jeringa. De este modo, ya no podemos decir que el aire no es materia y, por tanto, que no tiene masa ni ocupa un espacio.

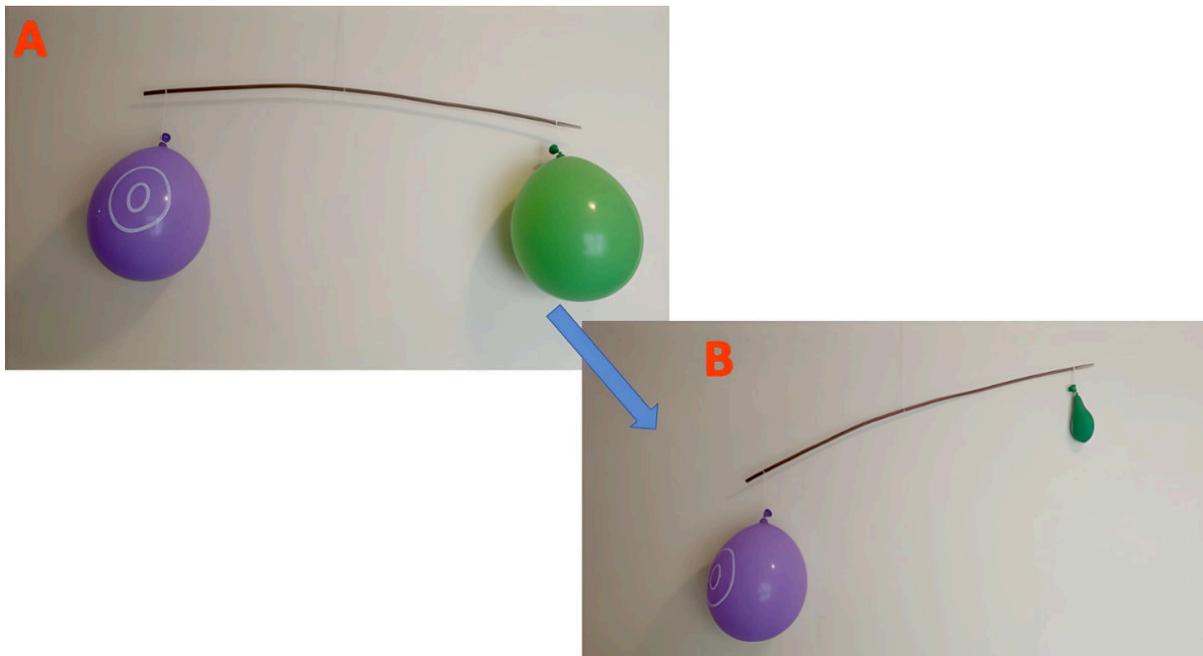


Figura 37. Ejemplo de balanza, construida con globos, con el objetivo de comprobar que el aire que nos rodea tiene masa. **(A)** Situación de equilibrio. **(B)** Desequilibrio del sistema tras desinflar uno de los globos. La balanza se desplaza hacia el globo que más pesa. Fuente: Elaboración propia.



¿Qué necesitamos?

Para la primera experiencia:

- 1) Hilo de algodón, del que se usa en costura.
- 2) Una varilla de madera de unos 75 cm, aproximadamente.
- 3) Dos globos.
- 4) Aguja.

Para la segunda experiencia:

- 5) Dos jeringuillas no reciclables, de plástico, de las que se utilizan en enfermería.
- 6) Un mechero.



¿Cómo construirlo?

Para la primera experiencia:

- 1) Inflamos los globos hasta ocupar un volumen similar.
- 2) Calculamos el punto medio de la varilla de madera y colocamos un hilo de algodón para confeccionar la balanza.
- 3) Unimos los globos a los extremos de la balanza y los dejamos en equilibrio.
- 4) Clavamos una aguja en la zona de mínima presión de uno de los globos, con el objetivo de desinflarlo.

Para la segunda experiencia, con la ayuda de un mechero, sellamos la salida de una de las jeringuillas.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

Por lo que respecta a la primera de las experiencias, en la posición de equilibrio los dos globos tienen aire dentro y tienen el mismo peso. Por tanto, la suma de la masa de cada globo será la proporcionada por el aire más la que le ofrece el plástico. Si procedemos a desinflar uno de los globos, pinchando la zona de mínima tensión en uno de los mismos, la balanza empieza a desequilibrarse hacia el globo que está hinchado (figura 37). ¿Qué nos indica? La masa del globo hinchado supera a la del desinflado por la pérdida de aire. Por lo tanto, demostramos que el aire pesa.

Además, seguimos intentando demostrar que el aire es materia. Si cogemos una de las jeringuillas y procedemos que elevar el émbolo y presionamos, el aire de su interior sale por la boquilla de salida. Pero, ¿qué es lo que ocurre en la jeringuilla sellada? Presionando el émbolo no llegamos al fondo, ¡es imposible! (figura 38). Por tanto, el aire ocupa un espacio en nuestras vidas.



Sugerencias y comentarios

Importante denotar en la segunda de las experiencias como aumenta la temperatura de la jeringuilla. ¿Cómo es posible? Según la teoría Cinético Molecular, de la que hemos comentado una introducción en la experiencia 18ª, nos dice que la materia está formada

por partículas y que éstas están en continuo movimiento. En el caso de los gases, las partículas están muy separadas. Cuando empujamos el émbolo y lo aproximamos a la boca de salida, hacemos que las partículas estén mucho más juntas, provocándose mayor número de interacciones entre ellas y, entre ellas y las paredes de la jeringa. Ese aumento en el número de colisiones hace aumentar la energía del sistema, observándose indirectamente por un incremento de temperatura.

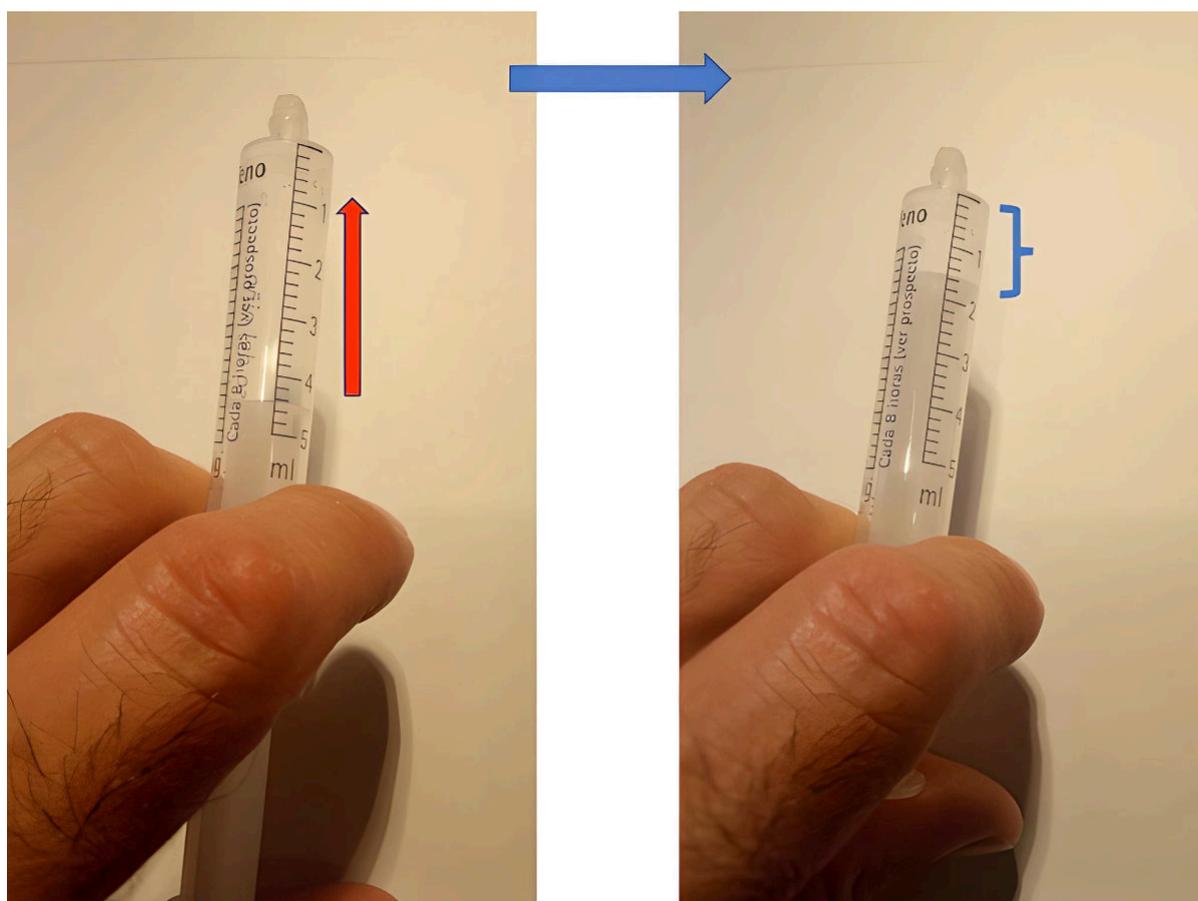


Figura 38. Jeringuilla sellada en la boca de salida. Tras la presión ejercida en el émbolo comprobamos la imposibilidad de llegar al fondo, quedando siempre un volumen residual. Esto permite comprobar que el aire es materia y ocupa un espacio. Fuente: Elaboración propia.



Algo de historia

Siempre que he comenzado con estas representaciones teatrales científicas he querido llamar la atención del alumnado indicando que todo lo que verán no es magia sino ciencia. ¡Y no es fácil conseguir una buena ciencia! Pensar en ciencia es complejo, a la vez que divertido. Y ese pensamiento puede dejarnos extenuados, tanto como para poder disolver un trozo de poliestireno (corcho blanco) en agua. ¿Os lo creéis? ¡Vamos con ello!



¿Qué necesitamos?

- 1) Dos vasitos de vidrio.
- 2) Acetona pura, 100% (CH₃-CO-CH₃), de venta en perfumerías. Se utiliza como quitaesmalte de uñas.
- 3) Dos tiras de poliestireno (corcho blanco).
- 4) Agua.



¿Cómo construirlo?

Esta experiencia científica es más teatro que otra cosa. Tomamos a un docente, con pensamiento literario. Le ofrecemos una tira de poliestireno y un vasito que porta un líquido, agua. Por otro lado, tú cogerás el otro vasito que portará acetona (de igual aspecto físico que el agua, pero... ¡Muy diferente!).

Enfrente del público nos colocaremos con los vasos sobre la cabeza, con el objetivo de dar a conocer que el pensamiento en ciencia implica un sobreesfuerzo. Introduciremos las tiras de poliestireno dentro del vaso y... ¡Voilà!



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

La tira de poliestireno en el vaso que contiene acetona se irá disolviendo. Este plástico espumado, derivado del poliestireno, es muy utilizado en el sector del embalaje. En realidad, tiene poco de poliestireno y mucho de gas en su interior, de ahí su bajísima densidad (poca masa y muchísimo volumen). El poliestireno se disuelve en solventes orgánicos, caso de la acetona.

Llama la atención que cuando se introduce la tira de poliespán en la acetona se libera un burbujeo incesante. Este burbujeo es consecuencia de dejar escapar el aire que está dentro de la masa blanca de plástico (figura 39).



Sugerencias y comentarios

Si dejamos evaporar la acetona, quedará un pegote de plástico. Ese es el poliespán inicial que se emplea en la fabricación del corcho blanco. Comprobar el reducido tamaño y de dónde procedió (tira de corcho de gran volumen), con el objetivo de apreciar el proceso de fabricación: inyección de aire.



Figura 39. Representación teatral donde se introduce una tira de poliespán en el interior de un vaso que contiene líquido. "Cuando el pensamiento es científico, el poliespán se disuelve". Fuente: Elaboración propia.



Algo de historia

¿Quién de nosotros no ha tenido miedo a la explosión de un globo? La membrana tensa, por acumular un volumen grande de aire en su interior, un alfiler con punta afilada y ¡pun! La gente se daba la vuelta para ver qué era lo que ocurría.

Recordando este pensamiento, he querido preguntar a los alumnos si habría algún modo de introducir, no un alfiler, sino una aguja de moldear la lana para confección de tejidos, en un globo y que este no explote.



Figura 40. Detalle de un globo hinchado y pinchado con una aguja de moldear, sin provocarle explosión. Fuente: Elaboración propia.



¿Qué necesitamos?

- 1) Un buen número de globos inflados.
- 2) Agujas de moldear lana.



¿Cómo construirlo?

Es necesario comprobar la creatividad de los alumnos, con el objetivo de no provocar la explosión de un globo inflado.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

Por norma general, el alumnado va a proceder a pinchar el globo por la superficie plástica sometida a mayor tensión, que es la que habitualmente cubre la totalidad del mismo. Se nos olvida que, en las zonas de baja tensión, sí podemos proceder a pinchar sin provocar explosión (ver figura 40).



Algo de historia

Recuerdo la definición de fluido como aquella sustancia que, siendo sometida a una tensión de corte (o cizalladura), no alcanzará el equilibrio, si bien se deformará continuamente. Hablamos de los gases y los líquidos, sustancias que son capaces de adaptarse por deformación al volumen que las contiene y no pueden someterse a ninguna fuerza de corte.

Tradicionalmente, los fluidos se clasificaban en dos grandes grupos: los No Newtonianos y los Newtonianos. Estos últimos son aquellos cuya viscosidad permanece constante con el paso del tiempo y tiene una clara dependencia con la temperatura. Valga un ejemplo típico, el aceite. Cuando aumentamos la temperatura del mismo, la viscosidad decrece (parece hacerse más fluido cuando lo vertemos de una sartén caliente al recipiente donde guardarlo). Pero, ¿qué es esto llamado viscosidad? Teniendo presente la teoría Cinético Molecular, la cual nos argumenta que todas las partículas que forman un cuerpo están en continuo movimiento a diferentes velocidades, la viscosidad es la resistencia que ofrece el fluido al movimiento de las mismas.

Por el contrario, en los fluidos no newtonianos, no existe una viscosidad definida en el mismo ni es constante en todo el fluido, variando en función de la temperatura y, esta vez sí, de la fuerza cortante a la que esté sometido. ¿Qué nos quiere indicar esto? Muy sencillo, si aplicamos mucha presión a un fluido no newtoniano, el líquido se comportará como un sólido y si, por el contrario, se aplicamos una baja presión, lo hará como un líquido.

En la siguiente experiencia vamos a demostrar qué es eso de un fluido no newtoniano, teniendo en la mente al agua (o al aceite) como ejemplo contrario.



¿Qué necesitamos?

- 1) Bandeja de disección de plástico.
- 2) Dos medidas de Maizena (harina de maíz) y una medida de agua. Tal cual queráis la cantidad así deberíais tomarla. En nuestro ejemplo de colegio, hemos tomado dos vasos de 250 ml de volumen con harina y uno, con igual volumen, de agua del grifo.
- 3) Cucharilla para remover.



¿Cómo construirlo?

Sobre la bandeja de disección se vierten las dos medidas de harina y, lentamente y sin dejar de remover la medida de agua.

A continuación, llamamos a un grupo de alumnos y les pedimos que operen del siguiente modo: introducir el dedo índice en la mezcla, lentamente y rápidamente. ¿Qué es lo que ocurre? (figura 41).



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

Los fluidos no newtonianos se comportan como si fueran un sólido cuando se ejerce una presión fuerte sobre los mismos, es decir, cuando intentamos introducir el dedo rápidamente, consecuencia de que las partículas que lo componen se unen bajo presión. En nuestro ejemplo, las moléculas de polisacárido (almidón) se compactan atrapando al agua en su interior.

Por el contrario, cuando no se hace fuerza sobre la mezcla, el comportamiento se asemeja a un líquido, con lo cual el dedo puede hundirse, sin daño alguno, en el interior del fluido.



Figura 41. Alumnos comprobando las bondades de la mezcla Maizena-agua como fluido No Newtoniano. Fuente: Elaboración propia.



Sugerencias y comentarios

La presencia de fluidos no newtonianos en nuestras vidas es inmensa, desde las salsas utilizadas en alimentación, el champú y jabón de lavado, pinturas... Incluso los chalecos antibalas, salvavidas, tienen en su interior un polímero que se comporta como nuestro fluido a estudio.

En la naturaleza hay un fluido no newtoniano increíble, el magma. Este fluido, en el interior de la Tierra (formando la llamada capa semifluida, astenosfera o canal de baja velocidad sísmica), se comporta como un sólido, pudiendo sostener las placas litosféricas. No obstante, en las zonas límite de placa (dorsales o zonas de subducción), el magma se comporta como un fluido saliendo a superficie.

29

QUÍMICA DEL HUEVO "Pero, ¿qué es lo que ha pasado?"



Algo de historia

Estamos muy acostumbrados a ver a nuestros padres (o incluso nosotros mismos) cocinar uno de los alimentos más habituales, el huevo. Si buscamos su definición en un diccionario, nos diría algo similar a un cuerpo redondo u ovalado, con una membrana o cáscara exterior, que ponen las hembras de algunos animales y que contiene en su interior el embrión de un nuevo ser y el alimento necesario para que crezca.

Este producto tan completo es utilizado por animales como alimento. En raras ocasiones se toma crudo, lo habitual es cocinarlo al fuego. Cuando es cocinado, las proteínas que constituyen su interior se desnaturalizan, pierden su estructura, se solidifican (perdiendo ese tacto gelatinoso). No obstante, preguntaremos a nuestros alumnos si habrá otras maneras de solidificar un huevo. La experiencia que os presentamos es la manera de proceder con ácido, con el objetivo de precipitar la materia proteínica de la yema y clara de un huevo de gallina, así como la disolución de la cáscara de carbonato cálcico mediante la acción de un ácido débil.

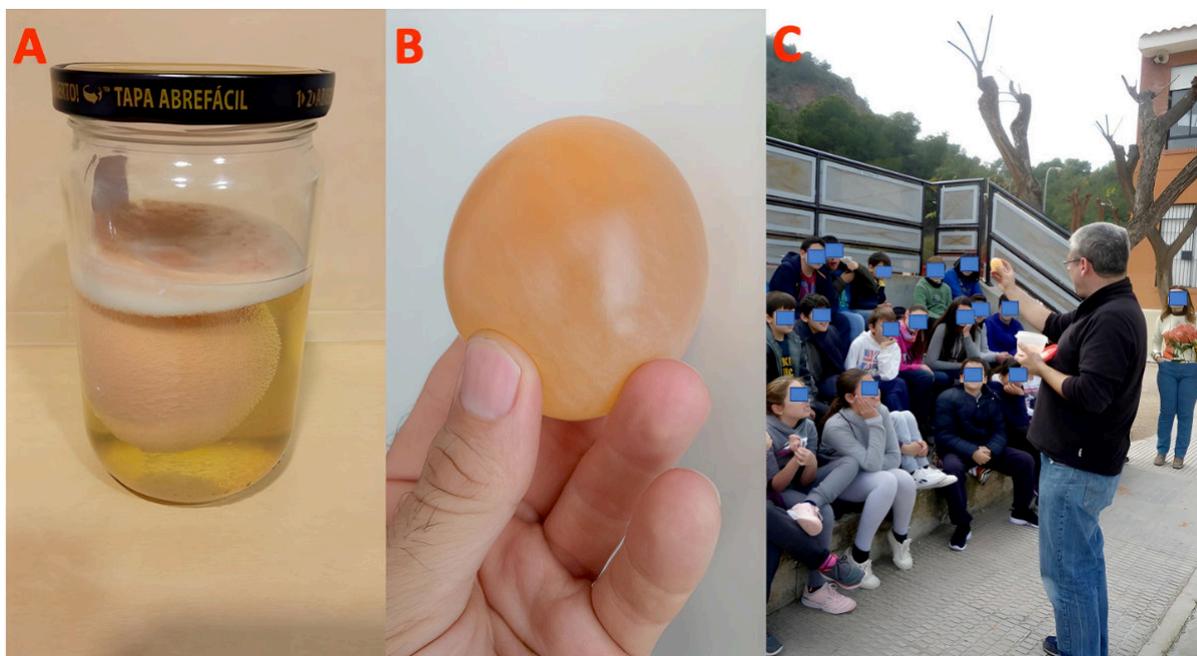


Figura 42. (A) Reacción química entre el huevo y el vinagre. (B) Aspecto final del huevo, tras la reacción del ácido y eliminación de la cáscara. (C) Exposición del fenómeno a los alumnos. Fuente: Elaboración propia.



¿Qué necesitamos?

- 1) Recipiente de conservas vacío y limpio.
- 2) Huevo de gallina.
- 3) Vinagre de vino.



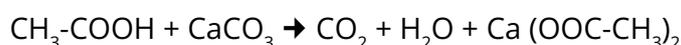
¿Cómo construirlo?

Introducimos en el recipiente de conservas un huevo y lo cubrimos con vinagre, dejando actuar 24 horas. Tras finalizar ese tiempo, verteremos el vinagre, sacaremos y lavaremos el huevo con abundante agua y volveremos a repetir el proceso otras 24 horas.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

La experiencia que se discute con el alumnado es increíblemente interesante desde el punto de vista biológico. Por un lado, el vinagre (portador de ácido acético) disuelve la cáscara formada por carbonato de calcio (CaCO_3), tal y como indica la siguiente reacción:



El ácido acético ($\text{CH}_3\text{-COOH}$) presente en el vinagre reacciona con el carbonato de calcio desprendiendo dióxido de carbono (burbujeo alrededor de la cascara y área superficial del líquido (figura 42), agua y la sal, acetato de calcio.

Por otro lado, el interior del ovocito inmaduro está constituido por una imponente concentración de proteínas, entre las que destaca la albúmina. Las proteínas son polímeros macromoleculares constituidos por unidades llamadas aminoácidos. Las proteínas pueden perder su estructura biológica, que las hace ser funcionales para la vida, por la acción del calor o, como hemos podido comprobar, por la acción del ácido. Esta pérdida de actividad biológica recibe el nombre de desnaturalización, donde la estructura proteica pierde su configuración nativa y la lleva a una desnaturalizada. Cabe señalar, aunque no es este el caso, que las proteínas pueden volver a su estado nativo biológico si cesa el agente desnaturalizante.



Sugerencias y comentarios

Otras maneras que tenemos para precipitar proteínas, muy utilizadas en laboratorio son los tratamientos con agentes desnaturalizantes, caso de la urea o el cloruro de guanidinio, así como una concentración salina elevada.



Algo de historia

Ya os adelanté el gusto que siempre he tenido por la geología, por conocer las "piedras" que me rodeaban y saber la historia minera de mi pueblo, Algezares (tierra de yeso). Además de esto, los volcanes tienen una majestuosidad, haciendo a los seres humanos vulnerables (aunque no nos sintamos nunca así).

La experiencia que os presento es recrear, de un modo sencillo, una lámpara de lava casera, basada en el uso de la efervescencia de algunas grajeas.



¿Qué necesitamos?

- 1) Un recipiente de conserva vacío.
- 2) Aceite de girasol.
- 3) Agua.
- 4) Colorante alimentario.
- 5) Pastillas efervescentes, del tipo vitamina C, que podemos adquirir en supermercados.



Figura 43. Aspecto de la "lámpara de lava". Migración de las esferas de dióxido de carbono que, por densidad, suben a la superficie y escapan a la atmósfera. Fuente: Elaboración propia.



¿Cómo construirlo?

En primer lugar, verteremos $1/5$ del volumen del recipiente con agua. A continuación, y con el objetivo de darle color, le adicionaremos unas gotas de colorante alimentario.

El siguiente paso lleva a cabo la adición de aceite e indiscutiblemente vienen a la mente dos obligadas preguntas: ¿se mezclará con el agua? Si no es así, ¿dónde quedará, sobre o debajo del agua?

Finalmente, tras las preguntas, adicionaremos un par de pastillas efervescentes, que viajarán al fondo del recipiente y comenzará la práctica.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

Esta experiencia es muy interesante porque une diferentes conceptos. En primer lugar, la densidad, es decir, la relación entre masa y volumen. Recordemos a Arquímedes (experiencia 1ª de esta monografía). En el caso del aceite, su densidad es menor que la del agua (1 Kg/L), por lo que tiende a mostrar siempre sobre esta última molécula.

Por lo que respecta a la efervescencia, es un proceso químico muy interesante, del que ya hemos hablado: reacción entre bicarbonato de sodio y un ácido. Las pastillas efervescentes llevan un ácido orgánico débil en su composición, generalmente ácido cítrico (obtenido clásicamente de los cítricos, limón y naranja, si bien hoy día su síntesis es más, debida a hongos imperfectos del género *Aspergillus* sp.) y el bicarbonato de sodio. En disolución acuosa, se descomponen en iones y provocan la famosa reacción de liberación de dióxido de carbono más la sal sódica (citrato de sodio).

El dióxido de carbono, de menor densidad que el resto de fluidos, intentará escapar del agua, del aceite y abandonará el recipiente hasta la atmósfera.



Sugerencias y comentarios

La confección de comprimidos efervescentes ha sido una muy buena alternativa para los medicamentos, debido a que se ha potenciado su rápido mecanismo de acción, condicionado por su acelerado proceso de disolución acuosa.



Algo de historia



Figura 44. Observación de cómo la vela se apaga en el interior de una probeta, aun disponiendo de una boca de entrada libre para aire enriquecido en oxígeno. Fuente: Elaboración propia.

Ahora no es tan habitual pero sí lo era antes, cuando se producían los apagones de corriente y teníamos que utilizar en casa las velas para poder saber dónde estábamos o llegar a la habitación. Las velas clásicas consisten en una mecha que asciende por el interior de una barra de combustible, generalmente cera o parafina. Lo bonito era diseñar algo para poder apagarla cuando volvía la corriente y se disponía de luz en la bombilla de tungsteno en la lámpara.

Ya en el colegio se nos machacaba con la reacción de combustión, donde el oxígeno debía hacer acto de presencia. Es decir, una vela podía apagarse dentro de un recipiente, consecuencia de consumir todo el oxígeno y no disponer de más el sistema. Y esta situación es completamente cierta. Pero, hay algunas otras maneras de comprobar que esto puede no ser así y necesitamos de más explicaciones. Vamos con la siguiente experiencia.



¿Qué necesitamos?

- 1) Una vela que ataremos con cinta a un pincho de madera.
- 2) Una probeta de laboratorio de 100 ml o recipiente cilíndrico de similar forma.
- 3) Una vela aislada.
- 4) Encendedor.
- 5) Recipiente de vidrio transparente que actuará a modo de campana.



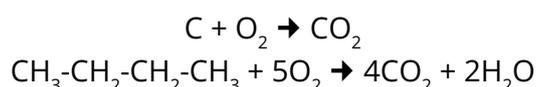
¿Cómo construirlo?

- 1ª experiencia:** Vela encendida + campana resultado.
- 2ª experiencia:** Vela encendida sujeta a pincho de madera, introducida dentro de una probeta → resultado.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

La combustión es una reacción química llevada a cabo entre un material oxidable, en nuestro caso la cera o parafina, y el oxígeno. Es un proceso muy conocido, exotérmico (liberador de energía) y que puede manifestarse con una llama. En la reacción se libera dióxido de carbono y/o agua. Veamos la sencilla reacción del carbón y del butano:

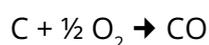


Cuando la vela es cubierta por una campana, la reacción química sigue su curso en el interior, consumiendo el oxígeno y desprendiendo el dióxido de carbono. Además, hemos comentado que la reacción es exotérmica, donde los fluidos del interior (gases) se movilizan según su densidad a la temperatura que se encuentran. Es decir, en pocos segundos el dióxido de carbono formado en un instante inicial no se queda en las inmediaciones de la llama, sino que sube hacia las partes más elevadas de la campana (mediante las llamadas corrientes de convección). Al final, la concentración de dióxido de carbono es tal y el movimiento es tan cercano a la llama que ésta desaparece. Pero, ¿qué ocurre dentro de la probeta? Este instrumento de laboratorio siempre permanece abierto al exterior y la vela es capaz de apagarse. Pues bien, en el interior ocurre la combustión de la vela, con liberación de dióxido de carbono y energía. El dióxido de carbono formado asciende, pero no puede llegar a salir fuera de la probeta, consecuencia de su elevada densidad. Se acumula en el interior y no deja paso a nuevo oxígeno externo. Por lo tanto, la llama se apaga, igualmente.



Sugerencias y comentarios

Es muy importante hacer llamadas de atención con este tipo de actividades porque la sociedad necesita más concepción a la hora de conocer el mecanismo de la combustión. Se han escuchado tristes noticias de gentes que han encendido estufas de gas, porque les ha hecho frío intenso en algún albergue, y han muerto por inhalación de monóxido de carbono. ¿Qué es esto? Cuando la combustión es completa, la oxidación del carbono o hidrocarburo desprende dióxido de carbono y agua. Pero, si no hay suficiente oxígeno en el ambiente, se produce una combustión incompleta, tal como se expresa en la siguiente reacción:



El monóxido de carbono genera la llamada "muerte dulce", ya que la persona no sufre, al no sentir que va muriendo porque se va adormeciendo lentamente. Nuestra hemoglobina es muy afín a esta sustancia, en detrimento del habitual oxígeno. Este nuevo gas que describimos es incoloro, inodoro e insípido, por lo que no es detectado. Es obligatorio en estas situaciones cotidianas dejar siempre alguna ventana abierta para renovar el aire de la habitación.



Algo de historia

Cuando Cristóbal Colón hizo acto de presencia en el nuevo continente, siglo XV, pudo comprobar cómo los indígenas de aquellas tierras expulsaban humo por la boca. Este humo procedía de la quema de unas hojas secas especiales, *Nicotiana tabacum* (tabaco). Colón trajo esa costumbre a Europa y la sociedad del viejo continente cambió los hábitos y costumbres, aceptando esta nueva planta a la que se achacarían propiedades curativas, milagrosas... El paso del tiempo, sobre todo, con la llegada de los estudios epidemiológicos, dictaminan que el tabaco tiene más de nocivo que de curativo. 9 de cada 10 casos de cáncer de pulmón se deben al abuso de esta sustancia, si bien está relacionado con otros tipos. En el humo de los cigarrillos, puros y pipas se han hallado al menos 70 sustancias químicas relacionadas con cáncer. Incluso, también podemos hablar de fumadores pasivos; personas que no fuman, pero se rodean de fumadores. Estas últimas, y las primeras, tienen el mismo riesgo de enfermar.

Estudios de talla internacional dictaminan que la mayoría de adolescentes son conscientes de que el tabaco es una de las principales causas de muerte. No obstante, a causa de su fácil acceso, no están dispuestos a perder la opción de probarlo y, consecuencia de esto, poder volverse adicto a la nicotina.

Es necesario comenzar a enseñar la verdad y dureza del consumo de tabaco entre los jóvenes. No podemos permitir una estadística que nos diga que el 25% del alumnado de la enseñanza media manifestó consumir tabaco. Con esta actividad práctica se pone de manifiesto los posibles efectos adversos que el tabaco puede llevar en un aparato respiratorio.



¿Qué necesitamos?

- 1) Una botella de refresco de plástico.
- 2) Algodón.
- 3) Un cigarrillo.
- 4) Agua.
- 5) Un globo.
- 6) Tijeras de punta.



¿Cómo construirlo?

- 1) En primer lugar, llenaremos la botella de refresco con agua del grifo.
- 2) En la boca de la botella, dispondremos de una pequeña cantidad de algodón. Este material mostrará una analogía con el epitelio que tapiza la vía respiratoria.
- 3) Cortaremos el cuello del globo y, en el mamelón, procederemos con un corte. Este globo será la analogía didáctica con los labios de un/a fumador/a.
- 4) En ese corte último del globo, dispondremos el cigarrillo, al que le hemos quitado el filtro.
- 5) Prenderemos fuego al cigarrillo y haremos un agujero perforante en la base de la botella con las tijeras de punta.



Figura 45. "Botella fumadora". La salida de agua a través de un agujero perforante en la botella genera una presión negativa en el interior del recipiente, compensada con la entrada de aire desde el exterior a través del cigarrillo, prendiendo a este último. Denótese la coloración del humo que se va depositando en el interior de la botella. Fuente: Elaboración propia. (Semana de la Salud en el CEA Alcantarilla. Curso 2021-2022).



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

Cuando se perfora la botella, comienza la salida de agua, generando una presión negativa en el interior del recipiente. Esta presión negativa se compensa con la entrada de aire a través del cigarrillo que empezará a prender.

En el interior de la botella, podemos comprobar cómo se acumula el humo, de coloración blanco-amarillenta, que va tiñendo el agua.

Finalizado el proceso de vaciado de agua en el interior de la botella, es muy interesante comprobar el estado del algodón. Con la ayuda de un guante, podemos enseñar a los discentes la coloración, el tacto grasiento y el desagradable olor. El tacto grasiento repercute muy negativamente en el epitelio ciliado del tracto respiratorio. Este epitelio hace que la mucosidad se movilice del pulmón a la glotis para ser tragada y pasar al

esófago-estómago. Si desaparece, la mucosidad no puede salir y es indicativo de ello, la tos que muestran los fumadores a primera hora de la mañana, tras el sueño nocturno.

También se destaca cómo el humo no abandona tan fácilmente el interior de la botella. Permanece, igual que lo hace en el pulmón de un fumador, necesitando de una ventilación forzada para su correcta expulsión. Con los años, las sustancias nocivas son difícilmente expulsadas y su acción tóxica empieza a notarse.



Sugerencias y comentarios

Es muy raro encontrar fumadores activos en el alumnado. No tan raro es hallar alumnos sujetos pasivos del cigarrillo. A este tipo de discentes va encaminada este tipo de actividad, con el claro objetivo de concienciar al mismo para avisar a las familias del peligro de consumo de este tipo de sustancias en presencia de menores.



Algo de historia

Todos recordamos algún episodio de fiebre y la manera de calmarla que ha pasado de abuelas a madres: los paños de agua fría en la frente. La fiebre es un exceso anormal de temperatura corporal; señal de que el cuerpo está en lucha para combatir alguna infección. Las elevadas temperaturas no son óptimas para el correcto desarrollo de los patógenos más habituales.

Con los paños de agua en la frente se absorbe el exceso de energía que mostramos, sobre todo, en órganos sensibles, caso del cerebro. Entre las muchas propiedades que tiene el agua, y que alguna ya ha sido comentada en esta monografía (experiencia 7ª), destaca su elevado calor específico y alto calor de vaporización. Es decir, el agua permite que el calor liberado en reacciones bioquímicas exotérmicas sea fácilmente absorbido o eliminado, haciendo con ello que la variación térmica en el individuo sea muy pequeña. Por lo que respecta al calor específico, el agua es una de las pocas moléculas que necesita mucha energía para aumentar un grado centígrado su temperatura. Con esto, aun estando con fiebre altísima, la temperatura corporal no llegaría a niveles extremos, superior a 45°C.

En esta experiencia que os mostramos comprobaremos esta bondad que tiene la molécula de agua, imposibilitando romper un globo mediante calor, el cual dispone de una pequeña cantidad de este líquido elemental en su interior.



¿Qué necesitamos?

- 1) Globos.
- 2) Agua procedente de un grifo.
- 3) Mechero.



¿Cómo construirlo?

Tomamos un globo e intentamos llenar una pequeña cantidad de su volumen con agua, introduciendo la boca del mismo en un grifo. A continuación, soltamos el globo y continuamos llenando el volumen del mismo con aire, insuflando. Sellamos la boca y nos ponemos a jugar con el alumnado.



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

Cuando tomamos un globo lleno, en exclusividad, de aire y le prendemos fuego con la llama procedente de un mechero, rápidamente explota dejando escapar el contenido interior. Pero, ¿qué pasa si en el interior del globo hay agua? Si sometéis a este nuevo globo al fuego de la llama del mechero, no explota. La razón reside en el elevado calor específico del agua. Esta absorbe el calor suministrado por el mechero y el globo no es capaz de romperse ni liberar su contenido (figura 46).

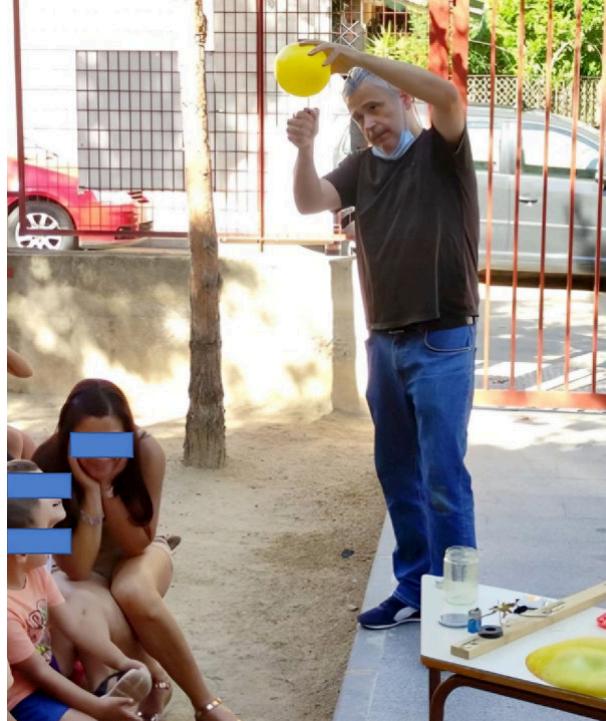


Figura 46. Intentando explotar un globo provisto de agua en su interior con un encendedor. Consecuencia del elevado calor específico de la molécula, la protección del plástico del globo es ¡increíble!
Fuente: Elaboración propia.



Sugerencias y comentarios

Sería muy bueno comprobar como el globo que porta agua explota si el fuego hace presencia en otro lugar del mismo, donde esta molécula no está presente.



Algo de historia

El cine es fantástico. ¿Quién de nosotros no ha tenido la oportunidad de ver alguna película de terror? En algunas ocasiones, hemos podido comprobar como la chica (siempre tiene que ser una chica, y no sé por qué) está en la bañera, relajándose, tomando un baño con sales, cuando entra el malo. Este lleva en sus manos un calefactor clásico encendido (un solenoide al rojo vivo) y lo introduce en la bañera quedando la protagonista electrocutada. ¿Hacemos algo similar en el colegio?



Figura 47. Expectativa frustrada del alumnado cuando al encender la bombilla dentro del fluido (simulando agua) no se provoca ningún cortocircuito en el sistema. Fuente: Elaboración propia.



¿Qué necesitamos?

- 1) Un circuito básico de bombilla, portalámpara, interruptor y cableado por 220V. Es decir, el clásico que podemos tener en cualquier lámpara de mesa.
- 2) Una probeta de laboratorio de 100 ml de volumen.
- 3) Aceite de niños, de los utilizados para hidratar la piel.



¿Cómo construirlo?

Llenamos la probeta con aceite. Es requerido que ningún alumno vea que procede de una botella, de marca muy conocida, de aceite hidratante. En el interior introducimos la bombilla-portalámparas, con el circuito abierto (la bombilla no está encendida). Preguntaremos, ¿qué va a ocurrir? El miedo se ve en las caras de los asistentes. Pulsamos el interruptor y... ¡Pups!



¿Qué es lo que ocurre y cómo explicar lo ocurrido?

No ocurre lo que esperábamos. La bombilla se enciende sin más. ¿Por qué? Debemos recordar que los materiales podríamos clasificarlos en conductores y no conductores del calor y la electricidad. El agua del grifo es conductora de la electricidad. Posee sales en

su interior que pueden hacer migrar los electrones (corriente eléctrica). Pero, el aceite hidratante NO es conductor de la corriente (figura 47). Incluso, podemos introducir el dedo de la mano en la probeta, tocando líquido, que... ¡No ocurrirá nada!

¡Esto, amigos, no es magia, es ciencia!



Sugerencias y comentarios

Es necesario repetir a todos los asistentes al evento científico que esta experiencia debe realizarse siempre en presencia de un adulto o personal cualificado.

Bibliografía

- Accum, F. 1836. *Recreaciones químicas o experimentos curiosos e instructivos, que todos pueden hacer con facilidad y sin peligro*. Edición Facsímil. Librería de Lecointe. París. 2 Tomos.
- Asimov, I. 2010. *Breve historia de la química*. 3ª Edición. Alianza editorial. Madrid. 304 páginas.
- Burrull, A. y Valls, C. 2019. *Ciencia Low Cost. Guía práctica de actividades indagatorias sobre ciencias de la vida para secundaria*. Editorial Graó. Barcelona. 167 páginas.
- Fernández, J. 2012. *Experimentos para entender el mundo. La ciencia para todos*. Editorial Páginas de Espuma. Madrid. 219 páginas.
- Fernández, M. y Durán, C. 2017. *Curiosa-Mente. 70 experimentos sencillos de ciencia*. Alianza editorial. Madrid. 257 páginas.
- Gamow, G. 2014. *Biografía de la física*. 3ª edición. Alianza editorial. Madrid. 486 páginas.
- García, D. 2010. Un sifón a partir de una reacción química. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*. 7(1): 142-150. Disponible en la web en la dirección: <https://revistas.uca.es/index.php/eureka/article/view/2634>.
- García, R. 2011. Ciencia recreativa: un recurso didáctico para enseñar deleitando. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*. 8 (número extraordinario): 370-392. Disponible en la web en la dirección: <https://revistas.uca.es/index.php/eureka/article/view/2728>.
- Garlaschelli, L. y Carrer, A. 2019. *El "científico loco". Una historia de la investigación en los límites*. Alianza Editorial Madrid. 287 páginas.
- Gettys, W.E., Keller, F.J. y Skove, M.J. 1991. *Física clásica y moderna*. Editorial McGrawHill. Madrid. 1241 páginas.
- Gómez, J.C. (trad.). 2012. *365 Experimentos de ciencia*. Editorial Susaeta. Madrid. 364 páginas.
- González, M.E. (coord.), Artigue, B., Lozano, M.T., Markina, M.C. y Mendizábal, A. 2013. *84 experimentos de química cotidiana en secundaria*. Biblioteca de Alambique. Editorial Graó. Barcelona. 198 páginas.

- Jiménez, M.P. (coord.), Caamaño, A., Oñorbe, A., Pedrinaci, E. y de Pro, A. 2003. *Enseñar ciencias*. Editorial Graó. Barcelona. 240 páginas.
- Jürgen, H. 2005. *Experimentos sencillos de física y química*. El juego de la ciencia. Ediciones Oniro. Barcelona. 95 páginas.
- Loeschning, L.V. 2001. *Experimentos sencillos de geología y biología*. El juego de la ciencia. Ediciones Oniro. Barcelona. 124 páginas.
- Loeschning, L.V. 2001. *Experimentos sencillos de química*. El juego de la ciencia. Ediciones Oniro. Barcelona. 127 páginas.
- López, J.P. y Boronat, R. 2012. *Una reacción química de cine*. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*. 9(2): 274-277. Disponible en la web en la dirección: <https://revistas.uca.es/index.php/eureka/article/view/2773>.
- López, J.P. y Boronat, R. 2018. *Prácticas de microbiología básica en el laboratorio de Educación Secundaria*. Consejería de Educación, Juventud y Deportes. Secretaría General. Servicio de Publicaciones y Estadística. 183 páginas. Disponible en la web en la dirección: [https://www.carm.es/web/pagina?IDCONTENIDO=17499&IDTIPO=246&RASTRO=c2709\\$m4331,4330](https://www.carm.es/web/pagina?IDCONTENIDO=17499&IDTIPO=246&RASTRO=c2709$m4331,4330).
- Lozano, O.R. y Solbes, J. 2014. *85 experimentos de física cotidiana*. Biblioteca de Alambique. Editorial Graó. Barcelona. 246 páginas.
- Martí, J. 2012. *Aprender ciencias en la Educación Primaria*. Ciencias en Primaria 1. Editorial Graó. 162 páginas.
- Mazo, A., Velasco, S. y García, R. 2016. *Oír y ver. 61 experimentos de acústica y óptica*. Ediciones de la Universidad de Murcia (Editum). Murcia. 166 páginas. Disponible en la web en la dirección: <https://fseneca.es/web/sites/web/files/oir-y-ver.pdf>.
- Pedrinaci, E. (Coord.), Caamaño, A., Cañal, P. y de Pro, A. 2012. *11 ideas clave. El desarrollo de la competencia científica*. Editorial Graó. Barcelona. 294 páginas.
- Pena, A. y García, J.A. 2016. *Física. 2º Bachillerato*. Editorial McGraw Hill Education. Madrid. 360 páginas.
- Ramiro, E. 2010. *La maleta de la ciencia. 60 experimentos de aire y agua y centenares de recursos para todos*. Editorial Graó. Barcelona. 189 páginas.

Tomás, A. y García, R. 2015. *Experimentos de física y química en tiempos de crisis*. Ediciones de la Universidad de Murcia (Editum). Murcia. 178 páginas.

Varios autores. 20120. Los experimentos de Flipy, "El científico Loco". Editorial Santillana. Madrid. 263 páginas.

Varios autores. 2013. *Taller y laboratorio para científicos aficionados*. Temas 74. Investigación y Ciencia. Barcelona. 95 páginas.

Yélamos, M.B. y Fernández, M.I. 2016. *Biología. Bachillerato*. Editorial Paraninfo. Madrid. 499 páginas.

34 experiencias de ciencia recreativa en un colegio de Educación Primaria

En un primer momento, la enseñanza de las ciencias implica sorpresa, potenciándose con ello el desarrollo de la curiosidad y la formulación de cuestiones que fomenten el porqué del fenómeno que se presenta al alumnado. Su cercanía es necesaria para hacer más factible la comprensión del mundo que les rodea. Por tanto, comprobar fenómenos sencillos con materiales cotidianos puede ser muy útil en el proceso de enseñanza y aprendizaje. En la presente publicación

se recogen 34 experiencias llevadas a cabo con escolares de infantil y primaria, con el objetivo de fortalecer la didáctica de las ciencias desde los primeros momentos de la educación, utilizando materiales sencillos de laboratorio (muchos de los cuales son cotidianos en casa), ofreciendo con ello la mejora en la adquisición de nuevos conocimientos y destrezas que favorezcan la valoración de la ciencia en la sociedad que construimos.

