

El fuego como luminoso recurso didáctico

Fire: an illuminating educational resource

Fernando Ignacio de Prada Pérez de Azpeitia / IES Las Lagunas. Rivas. Madrid

DOI: 10.2436/20.2003.02.11 <http://scq.iec.cat/scq>

11

ISSN 2013-1755, SCQ-IEC Educació Química EduQ n. 2 (2009), p 11-15



resumen

Desde que el hombre primitivo domesticó el fuego hasta los modernos fuegos artificiales que culminan fiestas y espectáculos en todo el mundo, han pasado miles de años, si bien los principios químicos utilizados siguen siendo los mismos. El fuego está rodeado de un halo mágico que genera un gran poder de atención y admiración, es por ello que puede ser utilizado como un recurso didáctico que atraiga al estudiante hacia el fascinante mundo de la química.

palabras clave

Fuego, combustión, combustible, comburente, pirotecnia..

abstract

Many centuries have past since primitive men first took control of fire and the modern fire-works that end celebrations across the world. However, the chemical laws involved in the two processes are still the same. Fire is surrounded by magical aura that powerfully catches people attention. In this sense, it can be properly used as a didactic resource, attracting our students towards the fascinating world of chemistry.

key words

Fire, combustion, combustible, comburent, pyrotechnics

Introducción

La creación del fuego por el Homo sapiens lo convirtió en el dueño del mundo. El fuego proporcionaba luz y cobijo, y permitía disfrutar de una mejor alimentación. Con el dominio del fuego se inician las artes, las ciencias y la base del desarrollo tecnológico actual. Este progreso ha traído como consecuencia otros efectos no deseados, como

la superpoblación y la contaminación originada por los subproductos del fuego, que pueden poner en peligro la continuidad de la vida en el planeta.

El fuego también tiene aplicaciones más lúdicas, aunque no menos interesantes. Los sorprendentes efectos producidos durante las exhibiciones de fuegos artificiales o en los más diversos espectáculos de magia lo hacen

especialmente interesante y lo convierten en un atractivo recurso didáctico que puede aplicarse a la enseñanza de la Química en todos los niveles.

Gracias al desarrollo de las investigaciones en el campo de la Química se ha establecido una teoría que explica por qué, cómo y cuándo se puede producir el fuego.



Figura 1. Triángulo del fuego

¿Qué es el fuego?

El fuego es el resultado de una rápida reacción de oxidación, llamada combustión, que se caracteriza por una emisión de luz y calor acompañada de humo y llamas. En la combustión interviene un material que puede ser oxidado (el combustible, o agente reductor, que se oxida al ceder electrones al agente oxidante) y otro que se considera oxidante (el comburente, que se reduce y oxida el combustible). Para que comience la reacción, se necesita una cierta cantidad de energía inicial o de activación en forma de calor. En principio, para que se produzca el fuego, sólo hace falta que se combinen estos tres elementos que están siempre en nuestros hogares y que forman el denominado triángulo del fuego (combustible, aire y foco de calor; figura 1). Además, para que el fuego se mantenga es necesario un cuarto factor: su propagación mediante un mecanismo de reacción en cadena a través de radicales libres, que da pie al tetraedro del fuego.

La combustión tiene lugar en fase gaseosa. Dicho de otro modo: en realidad, no arden el papel, la madera o el carbón, sino los gases inflamables desprendidos por el propio combustible al ser calentado.

Por otro lado, la combustión no sería posible sin el principio de Arquímedes. Desde el momento

en que se inicia, la llama está rodeada de sustancias incombustibles (vapor de agua, dióxido de carbono). Sin embargo, al estar calientes se dilatan y ascienden, lo cual permite que el aire nuevo cargado de oxígeno llegue a la llama y continúe la combustión.

Para comprender cómo se produce el fuego, puede realizarse una sencilla práctica con cerillas.

Durante mucho tiempo, los fósforos han sido el artefacto pirotécnico más usado para iniciar la combustión debido a su bajo punto de inflamación ($260\text{ }^{\circ}\text{C}$) o ignición (temperatura a partir de la cual el combustible arderá sin aporte de energía externa hasta consumirse), si bien en la actualidad suelen emplearse mecheros de gas. De acuerdo con la definición que aporta el diccionario, una cerilla es una varilla fina de madera con una cabeza inflamable de fósforo que se enciende al frotarla con la superficie adecuada. Sin embargo, la normativa europea prohíbe este tipo de cerillas y obliga a fabricar otros modelos mucho más seguros, formados por dos partes: la cabeza, que contiene trisulfuro de antimonio y un oxidante como clorato de potasio, y el palillo, impregnado con parafina para mantener viva la llama. La cabeza de la cerilla sólo se enciende al frotarla contra la banda de fricción que contiene fósforo rojo, vidrio y un aglutinante situado en el lateral de la caja de cerillas. El calor generado en la fricción es suficiente para producir en la cabeza del fósforo la temperatura de encendido.

La experiencia para comprobarlo es la siguiente:

- Se recorta un trozo de 1 cm^2 de la banda de fricción de la caja de cerillas.
- Se coloca sobre un bloque de piedra (granito) una pizca de clorato de potasio.

- Se sitúa el trozo recortado de fósforo sobre el clorato.

- Se golpea suavemente sobre el trozo de fósforo con un martillo.

Debido al oxígeno suministrado por la descomposición del clorato ($2\text{ KClO}_3 \rightarrow 2\text{ KCl} + 3\text{ O}_2$) y al calor generado por el contacto con el martillo, el fósforo arde con facilidad ($\text{P}_4 + 5\text{ O}_2 \rightarrow 2\text{ P}_2\text{ O}_5$), hasta el punto de explotar si golpeamos con más fuerza (figura 2).



Figura 2. Combustión del fósforo

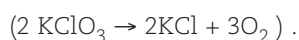
Pirotecnia y elementos químicos

Durante muchos siglos, el carbón vegetal ha sido la principal fuente de energía calorífica aprovechada por el hombre. Triturado o en polvo, se utiliza para fabricar mezclas pirotécnicas en los fuegos artificiales y en la tradicional pólvora negra, compuesta por un 75 % de salitre (nitrato de potasio), un 15 % de carbón vegetal y un 10 % de azufre en polvo.

Si aplicamos calor y oxígeno al carbono, se produce una reacción de transferencia de electrones. Los átomos del carbono ceden parcialmente electrones a los átomos del oxígeno, con el que se combinan, de manera que los nuevos enlaces que se forman son más estables que los iniciales y se libera la diferencia de energía en forma de luz y calor. Esta combustión se puede comprobar de forma fulgurante con el siguiente experimento:

- Se vierte una pizca de clorato de potasio en el interior de un tubo de ensayo.

- Se calienta el tubo con un mechero Bunsen para descomponer el clorato de potasio y liberar todo el oxígeno. Para ello, debe alcanzarse una temperatura de 360 °C.



- Se añade al tubo un pequeño trozo de carbón vegetal ($\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$).



Figura 3. Combustión del carbón vegetal

Si en vez de carbón vegetal se emplea como combustible un pequeño trozo de golosina de azúcar (sacarosa), el resultado es sorprendente, ya que se forma una luminosa bola de fuego de color violeta que se agita ruidosamente a la vez que desprende humo ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + 12 \text{O}_2 \rightarrow 12 \text{CO}_2 + 11 \text{H}_2\text{O}$). Por ello se emplea azúcar para la fabricación de bengalas de señalización diurna.

Del mismo modo, para nuestro organismo los azúcares (o glúcidos) son combustibles, ya que nos proporcionan energía al ser quemados lentamente junto al oxígeno procedente de la respiración.

El azufre es otro de los combustibles y componentes básicos de las mezclas y pólvoras utilizadas en los fuegos artificiales. Cuando interacciona con el clorato de potasio y se le suministra la suficiente energía (como la desprendida por un martillazo), se oxida de inmediato ($\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$) y origina una onda de choque

(explosión) cuya velocidad de propagación es mayor que la velocidad del sonido.

Algunos metales (hierro, magnesio, aluminio, titanio, zinc, etc.) desarrollan espectaculares efectos de luz al reaccionar con el oxígeno y el calor, por lo que suelen emplearse en la fabricación de fuegos artificiales cuando se desea obtener chispas brillantes. El efecto luminoso de los metales pulverizados se genera a través de un mecanismo de incandescencia originado por las partículas de sólidos cuando se encuentran a temperaturas muy elevadas.

Las cascadas de chispas doradas se pueden reproducir introduciendo limaduras de hierro en un salero y espolvoreándolas sobre una llama (figura 4). Las partículas de hierro solo alcanzan temperaturas del orden de 1.500 °C, frente a los 3.600 °C de la combustión del magnesio, que origina chispas mucho más brillantes y luminosas. Por esta razón antiguamente se utilizaban como flash o fuente de luz en fotografía.



Figura 4. Combustión de limaduras de hierro.

Los miembros de seguridad de las unidades especiales de intervención antiterrorista van equipados con granadas aturdidoras que contienen polvo de magne-

sio. Cuando detonan, se disipa toda la energía que contiene con un relámpago y un estampido tremendos que aturden el tiempo necesario para que los agentes puedan intervenir y neutralizar a los terroristas.

Quando los metales se encuentran en forma de óxidos y sales, son responsables de los brillantes colores que aparecen en los fuegos artificiales, cohetes y bengalas

Cuando los metales se encuentran en forma de óxidos y sales, son responsables de los brillantes colores que aparecen en los fuegos artificiales, cohetes y bengalas.

Ya en el siglo XIX, el químico Bunsen y el físico Kirchhoff desarrollaron un método para identificar elementos químicos analizando el color de los vapores emitidos al volatilizarse en la llama de un mechero de gas mediante un aparato de su invención: el espectroscopio.

Comprobaron que cada elemento emite un espectro óptico característico que sirve para identificarlo. Este espectro permite identificarlo con la misma exactitud con la que se nos puede reconocer por la huella digital.

El objetivo de esta experiencia es la identificación de elementos metálicos que se utilizan en los fuegos artificiales

Para ello:

- Se preparan disoluciones alcohólicas de cloruros metálicos de diversos metales como cobre, bario, calcio, litio, potasio, sodio y estroncio.

- Se vierten en un recipiente con un pulverizador.

- Se pulverizan a unos centímetros sobre la llama de un mechero Bunsen.



Figura 5. Efecto de color originado por una sal metálica

Según el catión que acompaña al cloruro, se obtienen diferentes colores: cobre (azul-verde), bario (verde), calcio (naranja), litio (rojo intenso), potasio (violeta), sodio (amarillo) y estroncio (rojo carmesí), alguno de los cuales se aprecia en la figura 5.

Este efecto de color se explica mediante el mecanismo de luminiscencia: las moléculas en estado de vapor absorben energía calorífica y la devuelven en forma de fotones de luz con una longitud de onda diferente para cada metal

3. Combustiones sorprendentes

Los magos utilizan efectos especiales en sus actuaciones basados en sustancias combustibles, como la nitrocelulosa y el licopodio, que en contacto con una fuente de calor como una llama o una chispa eléctrica producen una combustión rápida e inesperada.

Los magos utilizan efectos especiales basados en sustancias combustibles, como la nitrocelulosa y el licopodio

La celulosa (un polímero de la D-glucosa) es el principal componente estructural de las células vegetales. Mediante una mezcla nitrosulfúrica, se consigue nitrar la celulosa contenida en un papel de filtro (o algodón) y transformarla en trinitrato de celulosa (figura 6).

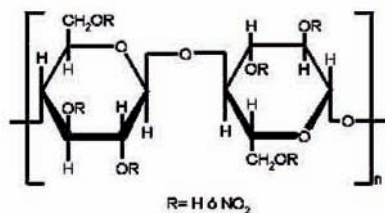


Figura 6. Estructura de la nitrocelulosa

La nitrocelulosa, al entrar en contacto con una llama, origina una combustión relámpago. En su descomposición se libera el oxígeno suficiente para convertir totalmente la nitrocelulosa en gases: dióxido de carbono, monóxido de carbono, nitrógeno y vapor de agua (figura 7).



Figuras 7 y 8. Combustión de la nitrocelulosa

Esta espectacular y sencilla experiencia permite reflexionar sobre la ley de conservación de la masa, enunciada en 1774 por A. Lavoisier, ya que, en apariencia, la materia desaparece sin dejar ningún residuo. El químico francés marcó un hito en la historia de la química al demostrar que la aparente desaparición de la materia en el fuego era solo aparente: un componente invisible presente en el aire, el oxígeno, reaccionaba con los combustibles proporcionando calor y productos de la combustión

Curiosamente las únicas pelotas que no han cambiado de

composición a lo largo de la historia han sido las de ping-pong, fabricadas con celulosa parcialmente nitrada. Si con ayuda de unas pinzas sujetamos una y la ponemos frente a una llama, arde de inmediato y produce una espectacular llamarada sin dejar prácticamente ningún residuo sólido (figura 8).

Otra sustancia interesante es el licopodio que procede de una planta de hoja perenne (*Lycopodium clavatum*), del grupo de los helechos, con pedúnculos terminados en espigas que contienen esporas amarillas. Se usa para recubrir píldoras o como producto cosmético, ya que permite combatir las irritaciones en pieles delicadas. Las esporas contienen aceites grasos, azúcares y alcaloides, y son inflamables y

explosivas, de ahí que se utilicen en la fabricación de bengalas o para simular relámpagos artificiales en los espectáculos teatrales.

Al espolvorear los polvos de licopodio sobre una llama se originan pequeños chisporroteos y una sorprendente llamarada. Más espectacular suele ser cuando se produce en un recipiente cerrado.

- En una lata, sobre la que previamente se ha realizado un agujero, se introduce un pequeño embudo a un tubo de plástico.
- Se vierten polvos de licopodio y se cierra la lata herméticamente.
- Se sopla con fuerza a través del tubo.



Figuras 9 y 10. Deflagración del licopodio

De inmediato, se producirá una deflagración: la tapa saltará por los aires por efecto de la presión y se generará una rápida combustión (figuras 9 y 10).

Con esta demostración se comprueba, la peligrosidad de las atmósferas cargadas de polvo combustible (minas de carbón, fábricas de harina, almacenes de granos) que son altamente explosivas en contacto con una fuente de ignición, así como la influencia del grado de división de los reactivos en la velocidad de reacción, al aumentar el número de choques entre las moléculas.

4. Conclusiones

De un tiempo a esta parte se ha registrado un grave descenso del número de estudiantes que eligen la opción de ciencias tanto en 4º de ESO como en el bachillerato y, en consecuencia, en la universidad. Para contrarrestar esta tendencia, se ha preparado una serie de experiencias basadas en el fuego para mostrar la química como una ciencia aplicada, interesante y espectacular. Tras realizar este tipo de demostraciones, muchos estudiantes cambiaron el rechazo inicial que mostraban ante la disciplina por un interés y una curiosidad notables. Se han realizado pruebas en cursos del primer ciclo de la ESO siendo sorprendente comprobar la atención, participación y admiración que muestran hacia los experimentos, y lo más impor-

tante, como se generan, ya desde estas tempranas edades, las vocaciones científicas, expresadas en muchos casos como la ilusión de elegir la asignatura de química en un futuro próximo.

Tras realizar este tipo de demostraciones, muchos estudiantes cambiaron el rechazo inicial que mostraban ante la disciplina por un interés y una curiosidad notables

5. Normas de seguridad



Todas las experiencias que se muestran han sido realizadas por estudiantes de todas las edades (primaria, secundaria, bachillerato y universitarios) bajo la supervisión directa del profesor, tanto en las demostraciones realizadas durante las clases como en las

prácticas realizadas en el laboratorio, talleres o ferias científicas. En ningún caso se ha producido incidente alguno gracias a que se han seguido unas normas básicas de seguridad. Se han utilizado pequeñas cantidades de reactivos, guantes y gafas de seguridad. Además, como medida de precaución, hay que tener siempre a mano un pequeño extintor de polvos químicos polivalentes.

6. Referencias

- B.Z. SHAKHASHIRI. (1983) *Chemical Demonstrations*. Vol I y II. The University of Wisconsin Press. Wisconsin.
- F. CHERRIER. (1996) *Experimentos de Química Recreativa*. Mas-Ivars Editores. Valencia. 1974
- H.V. ROESKY, K. MÖCKEL. *Chemical Curiosities*. Ed. VCH. Germany. .
- J.A. CONKLING. (1990) *Investigación y Ciencia: Pirotécnia*. Nº 168.
- L.A. FORD. (1993) *Chemical Magic*. 2ª Ed. Dover Publicacións. New York.
- Royal Society of Chemistry. (2002) *Experimentos de Química Clásica*. Ed. Síntesis. Madrid.



Fernando Ignacio de Prada Pérez de Azpeitia es profesor de Física y Química y jefe de Seminario del IES Las Lagunas de Rivas (Madrid). Es licenciado en química y ha publicado numerosos trabajos en el campo de la docencia de la física y la química de secundaria. Ha participado en la elaboración de recursos didácticos y ha obtenido premios y menciones en certámenes de materiales curriculares. Ha participado en numerosas jornadas de la enseñanza de la física y química en la realización de talleres y exposiciones.
fernando.pradaperez@educamadrid.org