

## El fuego: química y espectáculo

**Resumen:** Las demostraciones químicas que generan mayor interés y expectación entre los estudiantes de cualquier etapa son, sin ninguna duda, las relacionadas con el fuego y sus llamativos efectos; cascadas de chispas, brillantes colores, estrellas luminosas, grandes llamaradas, etc. Por ello bien pueden utilizarse para mostrar los fundamentos básicos de la química junto a espectaculares aplicaciones.

En un sentido más amplio, la ciencia del fuego investiga los procesos físicos y químicos que intervienen en la producción de todo tipo de artefactos pirotécnicos, desde cerillas y fuegos artificiales hasta la lanzadera espacial, todos ellos basados en principios semejantes.

### Introducción a la historia del fuego

La invención, conservación y uso de fuego (del latín *focus*) revolucionó la existencia del hombre paleolítico y consiguió someterlo para utilizarlo a voluntad y de modo permanente. Una vez controlado el fuego, surgió la cocción de los alimentos (principio de la gastronomía, probablemente la primera Ciencia), las artes metalúrgicas, la fabricación de cerámicas, perfumes, pinturas e incluso el vidrio. Su empleo abarca campos tan variados como la industria, el hogar, las artes, rituales, etc., y se encuentra en los rayos, estrellas, cometas, volcanes y fuegos "fatuos" (producidos por la inflamación de restos orgánicos en putrefacción).

Dejando aparte algunos sectores religiosos que divinizaron el fuego, "el fuego es Dios" (Crisipo, Cicerón, Heródoto y Estrabón), en la antigua filosofía el fuego era considerado como una de las sustancias básicas del Cosmos, junto a la Tierra, el Agua y el Aire (Empédocles S. V a. de C.), teoría defendida por los filósofos Platón (427–347 a. de C.) y Aristóteles (384–322 a. de C.)

El primer empleo de la energía química para la destrucción, fue realizado por el alquimista sirio Calínico (670 d. de C.) que inventó el "fuego griego", primitiva bomba incendiaria compuesta de azufre y nafta, utilizada para defender Constantinopla del asedio de los musulmanes.

Pasaron muchos años hasta que el filósofo del fuego, como se autodenominaba J.B Van Helmont (1577–1644) rechazó la teoría de los 4 elementos, al igual que R. Boyle (1627–1691) no considerando al fuego como un elemento natural, sino como un agente transformador.

Uno de los grandes logros de la ciencia del siglo XVIII fue la explicación de la combustión (del latín *com-bustum*: quemado). En esa época, G. Stahl (1660–1734) propuso la teoría del flogisto (del griego *phlogistos*: inflamable) elemento que se liberaba en todas las combustiones, sin embargo, A. Lavoisier (1743–1794) la rechazó, demostrando que las sustancias no pueden perder peso al arder y que el aire contiene un gas, el oxígeno, que se combina con la sustancia que se quema.

Si bien la pirotecnia festiva ya existía, durante el Renacimiento Europeo, se produce un gran esplendor, pero es en el siglo XIX cuando tiene lugar una importante evolución química que permitiría la diversificación del color en los fuegos artificiales. Los colores plateados y dorados utilizados hasta ese momento reciben de la mano del químico francés Berthelot, que descubre el clorato de potasio, al resto de co-



Fernando I. De Prada Pérez  
De Azpeitia

lores hoy disponibles. Los descubrimientos del magnesio (H. Davy, 1808) y del aluminio (F. Wohler, 1827) permitieron dar a los fuegos una luminosidad incomparable (Figura 1).

En España son numerosas las manifestaciones artísticas, culturales y religiosas relacionadas con el fuego, la más conocida internacionalmente es la quema de las fallas valencianas. Su origen se remonta a los artilugios de madera de los que colgaban candiles que iluminaban a los artesanos durante el invierno y que quemaban al llegar la primavera, después de adornarlos con prendas viejas y rellenarlos con material combustible (virutas, trastos de maderas, muebles viejos) para enriquecer su fuego. Los materiales más utilizados en su elaboración fueron el cartón, el yeso y la cera. En la década de 1970 se sustituye al cartón por un material de menor coste, mayor resistencia y poco peso; el poliéster (politereftalato de etilo). En los últimos años se introduce otro polímero, el poliuretano expandido (*corcho blanco*) que arde con facilidad y posibilita la producción directa sin molde (Figura 2).

### Fuego y combustión

Sin duda alguna, la reacción química más empleada a lo largo de la historia es la combustión de la materia orgánica como fuente de energía calorífica y con la presencia del fuego. El



Figura 1. Estrellas brillantes de magnesio



Figura 2. "Cremá" en la noche de fallas.

## El fuego: química y espectáculo

fuego es el resultado de una reacción de combustión que se caracteriza por la emisión de calor, acompañada de luz y/o con desprendimiento de humo. Pero no todas las reacciones de combustión producen llama, aunque desprendan calor, por ejemplo el carbón vegetal experimenta una combustión superficial y aunque brilla no hay llama.

En general, para la obtención del fuego es necesaria la actuación de tres factores simultáneos:

- ✍ Combustible: es la sustancia química que se oxida y arde
- ✍ Comburente: sustancia que proporciona el oxígeno necesario para que arda el combustible
- ✍ Energía de activación: es la energía necesaria para que la reacción se inicie, normalmente se proporciona en forma de calor.

La actuación conjunta de estos tres factores se denomina "Triángulo del Fuego" (Figura 3), si falta alguno de ellos no se puede obtener fuego. Aunque en algunos casos puede originarse con una sustancia diferente del oxígeno y sin aporte previo de calor (sodio en contacto con agua). Además, para que se propague el calor de unas partículas a otras del combustible y se mantenga el fuego, es necesario que se produzca una reacción en cadena.



Figura 3. Triángulo del fuego

Como consecuencia de la combustión se produce, además de la llama, humo, calor y gases. La llama, manifestación visible del fuego, es la zona de la combustión donde se forman gases incandescentes de alta luminosidad. Las llamas amarillas de muchos combustibles son debidas a la presencia de partículas de carbón incandescente. El humo aparece por una combustión incompleta, está formado por pequeñas partículas visibles que pueden impedir el paso de la luz. Su color depende de los materiales que se estén quemando.

En función de la naturaleza del combustible, el fuego se divide en cuatro tipos:

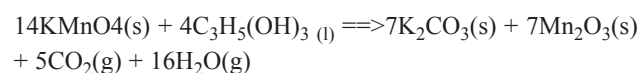
- ✍ Fuegos Clase A: producidos por combustibles sólidos (madera, carbón), que retienen oxígeno en su interior formando brasas.
- ✍ Fuegos Clase B: generados por líquidos (gasolina, aceites, alcoholes) o sólidos que a la temperatura de ignición se encuentran líquidos, como las parafinas (Figura 4). Solo arden en su superficie al estar en contacto con el aire.
- ✍ Fuegos Clase C: causados por sustancias gaseosas (propano, butano).
- ✍ Fuegos Clase D: generados por metales combustibles (Magnesio, aluminio en polvo, sodio).



Fig 4. Tragafuegos escupiendo parafina líquida

### Experiencia: combustión espontánea

Los primeros dispositivos para iniciar el fuego utilizaban la fricción de materiales. Sin embargo, en las combustiones espontáneas no es necesario utilizar una fuente de ignición que comunique la energía para que la reacción se inicie. Este es el caso de la reacción entre el permanganato de potasio y el 1,2,3-propanotriol (glicerina). El permanganato de potasio es un poderoso agente oxidante que oxida rápidamente a la glicerina y el calor generado en la combustión espontánea origina una llama (Figura 5). Para que se produzca la reacción es conveniente pulverizar el permanganato en un mortero y calentar previamente la cápsula de porcelana donde se deposita, de lo contrario la reacción tarda en producirse o no se produce.



El manganeso (VII) se reduce a manganeso (VI), formando  $\text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s})$  de color negro, además de otros productos secundarios como manganato de potasio de color verde y óxidos de manganeso (III y IV) de color marrón oscuro.

Procedimiento: en una cápsula de porcelana se añaden 5g de permanganato de potasio finamente dividido. Se vierte encima varias gotas (1mL) de glicerina. La reacción exotérmica libera lentamente calor al principio, pero la velocidad de la reacción va aumentando debido a que el propio calor generado acelera la reacción. Al cabo de pocos segundos aparece humo seguido de brillantes llamas de color violeta característica de las sales de potasio. Si se disuelve el residuo formado en agua se formará una disolución verde que indica la presencia del catión  $\text{Mn}(\text{IV})$



Fig 5. Reacción entre la glicerina y el permanganato de potasio

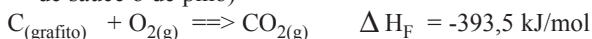
## Fundamentos didácticos de pirotecnia

Desde que se realizó el primer experimento pirotécnico, creación del fuego por el hombre primitivo, pasando por la invención de la pólvora, hasta los modernos fuegos artificiales que culminan fiestas, espectáculos y celebraciones en todo el mundo, han pasado miles de años, si bien los principios utilizados no han cambiado.

Los fuegos artificiales se basan en reacciones de oxidación y reducción, empleándose distintos tipos de sustancias químicas para obtener asombrosos efectos de luz y sonido. La sustancia que actúa como agente oxidante (clorato o nitrato de potasio) proporciona el oxígeno necesario para la combustión del combustible, que actúa como agente reductor. Al aplicar calor mediante la mecha, se produce una reacción de transferencia de electrones, los átomos del combustible ceden electrones a los átomos del oxidante y se combinan con el oxígeno de manera que los nuevos enlaces que se forman son más estables que los iniciales y por ello se libera energía en forma de luz y calor.

Los agentes de reducción proporcionan el combustible para quemar el oxígeno producido por los oxidantes, y generan gas caliente. Los principales combustibles utilizados en pirotecnia son:

✍ Carbón vegetal (base de los fuegos artificiales y de la pólvora negra), que al reaccionar con oxígeno se transforma en  $\text{CO}_2$  u otros productos naturales (resina, raíces de saúco o de pino)



✍ Azúcar o sacarosa, utilizada en granadas de humo, dispositivos de señalización y fuegos artificiales diurnos (Figura 6).

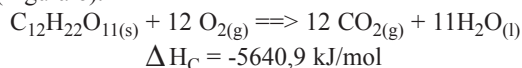


Fig 6. Combustión de la sacarosa

✍ Azufre, que se transforma en  $\text{SO}_2$

✍ Metales como el magnesio, aluminio o hierro que al arder emiten luces brillantes o chispas doradas

Generalmente se combinan dos agentes de reducción (C y S), para controlar la velocidad de reacción, ya sea para acelerarla o para retardarla. Los metales aceleran la velocidad de reacción, tanto más cuanto más fino sea el polvo. La harina de maíz (almidón) se utiliza para retardar la reacción mediante la selección del tamaño adecuado de partícula.

El color de los destellos luminosos depende de su longitud de onda, los de mayor valor son de color rojo y violeta los de

menor. Los principales mecanismos responsables de la emisión luminosa son la incandescencia y la luminiscencia.

- La incandescencia se origina en presencia de partículas sólidas a elevadas temperaturas. La emisión de luz está formada por un espectro continuo pero al calentar las partículas, por ejemplo de carbón vegetal, van adoptando diferentes colores (600–800°C; rojo, 900–1.100°C; naranja, 1.200–1.300°C; amarillo) hasta llegar al blanco (1400°C). Existe una relación entre la longitud de onda  $\lambda_m$  para la cual la emisión de energía es máxima, y la temperatura absoluta del cuerpo emisor. Según la Ley del desplazamiento de Wien al aumentar la temperatura disminuye la longitud de onda de la radiación:

$$\lambda_m \cdot T = 2,897 \cdot 10^{-3} \text{ m} \cdot \text{K}$$

Los metales como magnesio, aluminio y titanio arden con luz muy luminosa, por esta razón son utilizados para aumentar la temperatura de los fuegos artificiales.

Por otra parte, la cantidad total de energía emitida es tanto mayor cuanto más alta sea la temperatura, esto quiere decir que un pequeño aumento de la temperatura se traduce en un considerable aumento de su brillo. De acuerdo a la Ley de Stefan-Boltzmann:

$$M = \sigma \cdot T^4$$

**M** (excitancia) es el poder emisor por unidad de área del cuerpo negro,  $\sigma$  es la constante de Stefan-Boltzmann ( $5,67 \cdot 10^{-8} \text{ W} \cdot \text{m}^{-2} \cdot \text{K}^{-4}$ ) y **T** es la temperatura absoluta.

Ambas leyes pueden utilizarse también para determinar la temperatura de las estrellas. Si bien la concordancia es válida para el cuerpo negro para el resto es admitida como primera aproximación.

- La luminiscencia ("luz fría") se produce a temperaturas ambientales, por lo que no se debe al calor generado en la combustión. Este mecanismo tiene lugar cuando un electrón de un átomo o molécula en forma de vapor absorbe energía adquiriendo un estado excitado de mayor energía e inestable. Cuando el electrón regresa a su estado fundamental emite la energía absorbida en forma de fotón, la energía de este fotón determina la longitud de onda y como consecuencia el color observado. El espectro que se obtiene es discontinuo, semejante a los espectros de emisión formados por líneas (para átomos) o bandas (para moléculas) coloreadas.

Para unir todas las sustancias de la mezcla pirotécnica se utiliza la goma arábiga (ácido trihidroxipalmitico) humedecida con alcohol o dextrina humedecida con agua. La dextrina es un polímero de la d-glucosa de complejidad intermedia entre el almidón y la maltosa, soluble en agua, se extrae de la tapioca, maíz. Además de como adherente puede utilizarse como agente reductor o como moderador de la reacción

### Experiencia: los metales en pirotecnia

Procedimiento: espolvorear sobre la llama pequeñas cantidades de los metales hierro, magnesio y aluminio, utilizando el salero, la reacción es segura y vistosa. En el caso del magnesio debe añadirse con más precaución y evitar mirar directamente la llama para no quedarse deslumbrado por la elevada luminosidad que se produce en su oxidación, aproximadamente el 10% de la energía de combustión se desprende en forma de luz.

El hierro y otros metales que no arden cuando se presenta

## El fuego: química y espectáculo

en grandes masas, solo se oxidan lentamente por la presencia de oxígeno en el aire (combustión lenta), si que lo hacen cuando se encuentran finamente divididos (combustión rápida), semejante a cuando un herrero trabaja el hierro al rojo vivo y al golpearlo saltan partículas incandescentes. En la combustión del hierro se producen destellos de fuegos artificiales (Figura 7), según la reacción:

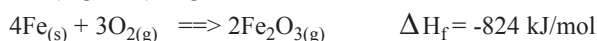


Fig 7. Cascadas de chispas de hierro

En la reacción de la combustión del magnesio se produce con un deslumbrante fognazo el óxido correspondiente (Figura 8).

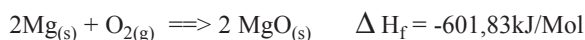
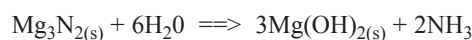


Fig 8. Fognazo de luz de magnesio

A causa de la elevada temperatura de la combustión una pequeña parte del magnesio reacciona con el nitrógeno de aire, según la ecuación:



que con el agua produce reacción alcalina (al humedecerse origina hidrólisis básica)



Las partículas de hierro y de carbón vegetal solo alcanzan temperaturas del orden de 1.500°C por lo que las chispas doradas originadas son menos brillantes que las producidas por el magnesio, que llegan a 3.600°C

El magnesio, metal más activo que el hierro, comienza a arder a unos 600°C produciendo una característica llama blanca muy luminosa, utilizada antiguamente en fotografía como flash. Actualmente se emplea en las granadas aturrido-

ras utilizadas por fuerzas antiterroristas, en que la energía se disipa rápidamente con un tremendo relámpago y estampido. No son letales y se usan para aturdir y cegar.

Los fuegos originados por magnesio no se pueden apagar con agua, ya que la descompone y añade hidrógeno a la combustión.

### Experiencia: combustibles en pirotecnia

Procedimiento: en una cuchara se calienta el clorato de potasio (4g de comburente), situándola en la zona más calorífica de la llama, hasta que se funda y comience a desprender burbujas de oxígeno (unos dos minutos). Una vez terminada la fusión se vierte sobre una cápsula de porcelana que contiene una cucharada de carbón vegetal (2g de leña carbonizada) en polvo, instantáneamente se produce una espectacular reacción de combustión acompañada de luz, calor y humo (Figura 9)

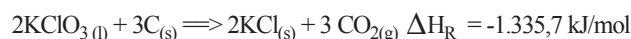
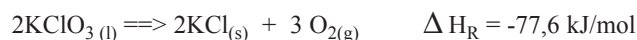


Fig 9. Pequeños fuegos artificiales: Carbón y clorato de potasio

La descomposición del clorato de potasio se puede acelerar con la adición de catalizadores como  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  o  $\text{SiO}_2$ . En lugar de carbón vegetal se puede utilizar otro combustible como es el azúcar (sacarosa), la combustión se producirá más vigorosamente y con mayor desprendimiento de humo, acompañado de un olor a azúcar quemado.

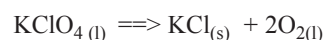
El proceso de combustión transcurre esencialmente en fase de vapor. Los sólidos, debido a la elevada temperatura producida, experimentan un proceso de descomposición de su estructura molecular, hasta transformarse en gases que posteriormente son oxidados. El clorato de potasio se descompone a una temperatura de 360°C liberando todo su oxígeno para la combustión del carbón según la reacción



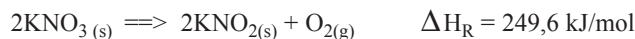
Esta reacción tiene lugar en dos etapas: primero la formación de perclorato de potasio



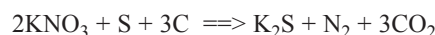
y después la descomposición del perclorato de potasio



Si se utiliza nitrato de potasio el efecto es diferente, debido a que este comburente solo libera 1/3 de su oxígeno y por ser un proceso endotérmico, favorecido a bajas temperaturas



Estas mismas sustancias son la base en la elaboración de la pólvora, a la que se pueden agregar otras sustancias (azufre) con el objeto de modificar algunas de sus propiedades, particularmente su velocidad de combustión. La pólvora así formada se inflama a la temperatura de 300°C, ardiendo rápidamente mediante una aportación moderada de energía (chispa o mecha encendida) y solo explota si se la comprime fuertemente en recipiente herméticamente cerrado debido a la violenta formación de gases calientes en expansión



Cada gramo de pólvora produce, al quemarse, 1360J en forma de calor. La temperatura de los gases liberados (2500°C–3500°C) la sitúa en la categoría de las deflagraciones, combustiones en que la velocidad de la llama es menor que la velocidad del sonido, en el caso contrario se produce la detonación.

La proporción en masa de la pólvora, que prácticamente ha permanecido inalterada a lo largo de los siglos, esta constituida por 75% de nitrato de potasio, 15% de carbón vegetal y 10% de azufre (relación de 6:1:1).

Variando las proporciones de comburente y combustibles puede regularse la velocidad de la combustión. Si se aumenta la proporción de carbón, se obtiene una pólvora un poco más lenta en su velocidad de combustión.

### Experiencia: llamas coloreadas

La gama de colores que acompañan a las mezclas pirotécnicas utilizadas en cohetes y bengalas, se deben a la combinación de diferentes sales (u óxidos) metálicas (solo el catión origina el color), con los comburentes y combustibles. Se basan en la propiedad que tienen las sustancias de absorber o emitir determinadas radiaciones electromagnéticas que pueden observarse en el espectro visible. El color rojo lo proporcionan las sales de estroncio ( $\text{SrCO}_3$ ), amarillo las de sodio ( $\text{NaCl}$ ), verde las de Bario ( $\text{BaCO}_3$ ), azul las de cobre ( $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ), naranja las de calcio ( $\text{CaCl}_2$ ) y rojo-violeta las de potasio ( $\text{KCl}$ ).

Procedimiento: empapar en alcohol etílico pequeñas bolitas de algodón y colocarlas sobre un soporte de alambre. Antes de encenderlas salpicar el algodón con diferentes sales metálicas ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{SrCO}_3$ ,  $\text{KCl}$ ), pulverizadas en grano muy fino. Conviene apagar la luz para analizar mejor el color de cada llama (Figura 10).



Figura 10. Llamas de  $\text{KCl}$ ,  $\text{SrCO}_3$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{NaCl}$

Este método de análisis a la llama, inventado junto al espectroscopio por el químico alemán Bunsen en el S. XIX, se

puede utilizar para identificar algunos cationes presentes en los fuegos artificiales y para deducir la composición del Sol y de las estrellas.

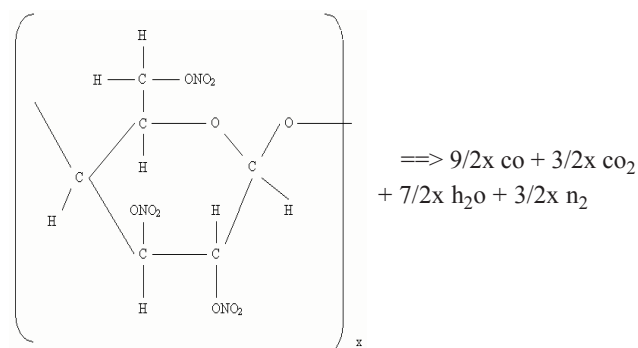
### El fuego en espectáculos de magia

Algunos magos utilizan en sus actuaciones sustancias que en contacto con una llama producen una sorprendente combustión. Los combustibles utilizados son los polvos de licopodio y el papel de nitrocelulosa (papel pólvora), en ambos casos el comburente utilizado es el oxígeno del aire. Estas experiencias permiten reflexionar sobre la Ley de Conservación de la Masa, debido a que en estas combustiones no se produce residuo aparente.

El papel de nitrocelulosa fue descubierto accidentalmente por el químico germano-sueco Christian Schonbein (1799–1869), (descubridor del ozono) en 1845, al limpiar con un trapo de algodón una mesa en que se había derramado ácido una mezcla de ácido nítrico y ácido sulfúrico. Al dejarlo secar sobre una estufa el algodón estalló, acababa de descubrir la primera tela explosiva del mundo, había transformado el algodón (celulosa) del trapo en nitrocelulosa. Esta sustancia fue llamada algodón pólvora e hizo posible la pólvora sin humo.

La celulosa es el principal componente estructural de las células vegetales (90% en las fibras de algodón), es un polímero de la D-glucosa, formado por un promedio de 3000 unidades de glucosa por cadena lineal. Para conseguir nitrar la celulosa presente en un papel de filtro (o algodón), se utiliza una mezcla nitrosulfúrica, en la que el ácido sulfúrico actúa como agente deshidratante. Durante este proceso, algunos de los grupos hidroxilo libres se han transformado en ésteres de nitrato. Dependiendo de la composición de la mezcla nitrosulfúrica se obtiene un grado de nitración diferente, pudiendo utilizarse en la preparación de polvos explosivos (3 grupos de nitrato enlazados a cada anillo de glucosa) y en el caso de que esté poco nitrada (2 grupos de nitrato por glucosa) para preparar plásticos (celuloide) y lacas. El papel pólvora es trinitrato de celulosa que contiene entre 12,5–13,5% de nitrógeno.

El compuesto contiene suficiente oxígeno para convertir totalmente los productos en gases. La ecuación de descomposición es:



### Experiencia: combustión del papel pólvora

Procedimiento: se sujeta entre los dedos un pequeño trozo de papel de nitrocelulosa y se aproxima la llama de una cerilla. Una vez iniciada la rápida combustión se lanza el papel al aire y sorprendentemente "desaparece" sin dejar ningún residuo aparente (cenizas), recombinándose todos los átomos iniciales en moléculas gaseosas (Figura 11).

## El fuego: química y espectáculo



Fig 11. Combustión relámpago del papel pólvora

Procedimiento para preparar la nitrocelulosa: en un vaso con 30mL de  $\text{HNO}_3$  16M y se añade con cuidado 70mL de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  18M (no añadir nunca el ácido nítrico sobre el sulfúrico, se produciría una reacción fuertemente exotérmica), se mezcla bien y se añade el papel o algodón de celulosa, sumergiéndolo bien con una varilla hasta que se empape bien. Al cabo de varios minutos se saca el papel de la mezcla y se pasa a otro recipiente con agua destilada para lavarlo bien hasta pH neutro (se puede neutralizar en una disolución 1M de bicarbonato de sodio), para eliminar el agua se exprime entre papel de filtro. Antes de utilizarlo se deja secar a temperatura ambiente. Para conservarlo conviene que este humedecido con el fin de evitar su autoignición.

### Experiencia: llamaradas de licopodio

Procedimiento: con el guante de seguridad puesto, espolvorear con un rápido movimiento de abajo hacia arriba los polvos de licopodio sobre la llama del mechero, para producir una espectacular llamarada (Figura 12).



Figura 12. Llamaradas de polvos de licopodio

Las pequeñas esporas amarillas de *Lycopodium Clavatum*, del grupo de los helechos (Orden *lycopodiales*), contienen sobre un 50% de aceite graso (además de otras sustancias: azúcares, alcaloides, ácido hidrocaféinico, etc) y son inflamables solo cuando se dispersan en el aire, no produciendo en su combustión residuo sólido. Por efecto de una llama las atmósferas muy cargadas de polvo de licopodio pueden explotar, produciéndose el mismo efecto que en las minas de carbón, fábricas de harina y almacenes de granos. La comple-

ja composición química de estas esporas dificulta el conocimiento completo de su combustión.

Los pedúnculos de esta planta, llamada vulgarmente *camianadera*, acaban en espigas que contienen las esporas amarillas que se dejan secar sobre hojas de papel después de su maduración. Propia de zonas húmedas y sombrías, en España se puede encontrar en los Pirineos y cordillera Cantábrica. Además de su utilización en la fabricación de bengalas y fuegos artificiales, se emplea en farmacia para la elaboración de pildoras (no tiene sabor ni olor), como polvo cosmético para combatir las irritaciones en pieles delicadas y como remedio homeopático por sus propiedades laxantes y diuréticas.

### Agradecimientos

El autor agradece al Ministerio de Educación y Ciencia y a la Fundación BBVA la concesión del premio Francisco Giner de los Ríos a la Mejora de la Calidad Educativa en el Área de Ciencias Experimentales, por el trabajo de investigación e innovación educativa que se basa en el fuego como recurso didáctico en los niveles preuniversitarios. Además, agradece la valiosa y desinteresada colaboración prestada por los profesores J. Antonio Martínez Pons y M. Carmen Escudero Bascón.

### Referencias

- [1] I. Asimov. *Nueva guía de la Ciencia*. Plaza & Janes Editores. Barcelona. **1999**.
- [2] W.H. Broca. *Historia de la Química*. Alianza Editorial. Madrid. **1988**.
- [3] J. Catalá. *Física General*. Ed.Saber. Valencia. **1980**.
- [4] R. Chang. *Química*. 6ª Edición. McGraw Hill Interamericana Ed. **1999**.
- [5] F. Cherrier. *Experimentos de Química Recreativa*. Mas-Ivars Editores, S. L.Valencia. **1974**.
- [6] J.A. Conkling. *Investigación y Ciencia: Pirotecnia*. Nº 168. **1990**.
- [7] J.M. Courty, E. Kierlik. *Investigación y Ciencia: 300 estrellas de artificio*. Septiembre. **2003**.
- [8] J. Emsley. *Moléculas en una Exposición*. Ediciones Península. Barcelona. **2000**.
- [9] Hiscox-Hopkins. *El Recetario Industrial*. Ed Gustavo Gilí. S.A. Barcelona. **1994**.
- [10] R. M. Roberts. *Serendipia*. Alianza Editorial. Madrid. **1992**.
- [11] H.V. Roesky, K. Möckel. *Chemical Curiosities*. Ed. VCH. Verlagsgesellschaft mbH, Weinheim. Germany. **1996**.
- [12] Royal Society of Chemistry. *Experimentos de Química Clásica*. Ed. Síntesis. Madrid. **2002**.
- [13] B.Z Shakhshiri. *Chemical Demonstrations*. Vol.I y II. The University of Wisconsin Press, Wisconsin. **1983**.
- [14] T. Shimizu. *Fireworks-The Art, Science and Technique*. 3ªEd. Pyrotechnica Publications, Austin. **1996**.
- [15] P. A. Tipler. *Física Preuniversitaria*. Vol I y II.Ed. Reverté. Barcelona. **1998**.
- [16] G.G. Zambelli. *Investigación y Ciencia: Fuegos artificiales*. Nº 276. **1999**.