

La asombrosa química de las deflagraciones controladas

Fernando Ignacio de Prada Pérez de Azpeitia

Departamento de Física y Química. IES Las Lagunas. Rivas. Madrid. España. pradaperez@hotmail.com

ORCID: <https://orcid.org/0000-0003-4754-0605>

[Recibido: 2 Febrero 2020. Revisado: 31 Marzo 2020. Aceptado: 31 Marzo 2020]

Resumen: Las deflagraciones realizadas en condiciones controladas y con pequeñas cantidades de combustibles (etanol, acetileno y polvo de licopodio) proporcionan un fructífero recurso didáctico para que el profesorado consiga aumentar la atención del alumnado y su interés en aprender química.

Palabras clave: Combustión. Deflagración. Explosión. Detonación. Etanol. Acetileno. Licopodio.

The amazing chemistry of controlled deflagrations

Abstract: Deflagrations under controlled conditions and with small amounts of fuels (ethanol, acetylene and lycopene powder) provide a fruitful teaching resource for the teacher to increase the attention of students and their interest in learning chemistry.

Keywords: Combustion. Eflagration. Explosion. Detonation. Ethanol. Acetylene. Lycopene.

Para citar este artículo: De Prada Pérez de Azpeitia F. I. (2020) La asombrosa química de las deflagraciones controladas. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias* 17(2), 2401. doi: 10.25267/Rev_Eureka_ensen_divulg_cienc.2020.v17.i2.2401

Justificación

Creemos conveniente comenzar este trabajo con la frase “El asombro es el deseo de conocimiento”, de Santo Tomás de Aquino (patrón de estudiantes y profesores), pues para el estudiante el asombro y la fascinación es todo lo que suscita interés y admiración. En Química, las demostraciones que generan mayor interés y expectación entre la mayoría de estudiantes de cualquier etapa son las relacionadas con las combustiones y sus espectaculares efectos. Aprovechando esta buena disposición y actitud, las deflagraciones controladas pretenden despertar la curiosidad por la química de una forma espectacular, a la vez que comprender conceptos y principios fundamentales de la Química incluidos en el currículo de la ESO y el Bachillerato.

Las experiencias que se muestran en este artículo se caracterizan por ser fácilmente reproducibles, sencillas, atractivas y con la ventaja de que permiten poner en práctica leyes y contenidos fundamentales de la química, como son las leyes ponderales y volumétricas, las leyes que gobiernan el comportamiento de los gases, la teoría cinético-molecular, las reacciones químicas, la termoquímica, la cinética química, etc. Todas las demostraciones han sido realizadas y comprobadas en numerosas ocasiones, tanto en clase, como en el laboratorio y en ferias científicas divulgativas, con el fin de obtener la máxima espectacularidad junto al mayor aprovechamiento didáctico y el mínimo riesgo, siempre cumpliendo unas normas básicas, pero imprescindibles, de seguridad (Sigmann 2018).

Combustión, deflagración y detonación

En los medios de comunicación frecuentemente se utilizan los términos explosión, detonación y deflagración como sinónimos para narrar sucesos en los que un escape de gas ha sido el causante de graves daños materiales y humanos. Si bien estos procesos son consecuencia de combustiones

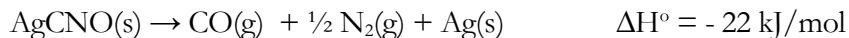
acompañadas de diferentes efectos, existen algunas diferencias basadas en la cinética de la reacción. La combustión es una reacción de oxidación rápida que tiene lugar entre un combustible y un comburente, normalmente el oxígeno presente en el aire. Es un proceso exotérmico automantenido y complejo, que dependiendo de la naturaleza del combustible incluye diferentes etapas, generalmente con la presencia de una llama. A bajas temperaturas, la oxidación de un combustible puede ocurrir tan lentamente que no es apreciable. Al aumentar la temperatura, la velocidad de la oxidación aumenta. Cuando la temperatura es mayor que el punto de ignición del combustible, se supera la energía de activación necesaria para que se inicie la combustión y, se forma la llama. Así, si queremos encender una cerilla, es necesario previamente generar calor mediante fricción, que aumentará la temperatura por encima de su temperatura de ignición e iniciará la combustión del fósforo rojo contenido en el raspador de la caja. Si acercamos una cerilla encendida a un combustible (butano, etanol, acetileno) su temperatura se elevará hasta el punto de ignición y los gases arderán formando una llama. Cuando se produce un incendio y no va seguido de una explosión, se clasifica como combustión. A los combustibles inflamables que por efecto de una energía externa (calor, fricción, percusión) pueden liberar muy rápidamente gases y calor, junto a una onda expansiva, se denominan explosivos, como son las sustancias deflagrantes y las detonantes (Keller 2014).

Las sustancias clasificadas como deflagrantes arden súbitamente por efecto de una fuente de ignición. Pero cuando están confinadas en un espacio reducido, lo hacen más rápida y violentamente que los combustibles normales, pudiendo originar un sonido estridente, zumbido o silbido. En la deflagración se forman productos intermedios gaseosos que desprenden la energía suficiente para iniciar la descomposición y volatilización de nuevas moléculas de combustible. La velocidad de la deflagración aumenta con el grado de confinamiento debido a que los gases producidos no pueden escapar del volumen confinado, produciéndose más colisiones, lo que incrementa la presión interna y, según la ley de Gay-Lussac, aumentará la temperatura. La velocidad de un proceso de explosión por deflagración es siempre subsónica; es decir, que se propaga más lentamente que el sonido (340 m/s a 20 °C). La velocidad de la deflagración aumentará con la temperatura porque se incrementa la frecuencia de los choques entre las moléculas. Se producen deflagraciones al encender una cerilla, en los motores de combustión interna que utilizan combustibles fósiles, en armas de fuego, fuegos artificiales y artefactos pirotécnicos (Helmenstine 2019).

Los explosivos etiquetados como detonantes se caracterizan porque su velocidad de descomposición depende de la velocidad a la que el material transmite la onda expansiva, en lugar de por un mecanismo más lento como es el de transferencia de energía térmica, como sucede en las deflagraciones (Akhavan 2004). De esta forma, la velocidad de la onda de choque generada en las detonaciones es mayor que la del sonido (supersónica), entre 1500 m/s y 9000 m/s, produciendo un sonido similar al de una bomba que explota. En las deflagraciones, el ruido no es tan fuerte y se alarga durante más tiempo, produciendo un silbido semejante al de un cohete pirotécnico. Entre las sustancias clasificadas como detonantes se encuentran: trinitroglicerina o 1,2,3-trinitrooxipropano (TNG), trinitrotolueno o 2-metil-1,3,5-trinitrobenceno (TNT), ácido pícrico (2,4,6-trinitrofenol), azida de plomo $Pb(N_3)_2$ y la dinamita. Las detonaciones controladas son aprovechadas en construcción y minería para perforación y voladura de rocas, demolición de edificios, etc. Un detonante muy utilizado es el fulminato de plata ($AgCNO$), con la misma composición química que el cianato de plata ($AgOCN$). Es el primer ejemplo conocido de isomería, concepto introducido por J. J. Berzelius en 1830. Está clasificado como un explosivo primario, de contacto, muy sensible a impactos, fricción o calor, con una velocidad media de detonación es del orden de 1700 m/s (Collins y Holloway 1978). Por esta propiedad, el fulminato de plata se utiliza como detonador para activar cargas más grandes de explosivos secundarios menos sensibles (pólvora de balas y proyectiles) y en la elaboración de artefactos pirotécnicos con

efecto trueno, como bombetas, pistones para pistolas de juguete y fulminantes para cigarrillos de broma.

Las bombetas (figura 1) contienen arena fina recubierta con unos miligramos de fulminato de plata. Al lanzarla contra el suelo, el impacto es suficiente para superar la baja energía de activación y que se descomponga en productos estables, generando una onda de choque supersónica causante del estallido:



No hay una relación directa entre la energía que libera el combustible y su carácter explosivo. Así, la combustión del carbón libera mucha más energía por gramo (4716 kJ/g o 56.592 kJ/mol) que la nitroglicerina (o el fulminato de plata, pero al carbón no se le considera un explosivo). La diferencia consiste en que el carbón arde lentamente, mientras que la nitroglicerina reacciona de forma casi instantánea, en milisegundos, liberando rápidamente toda su energía y una gran cantidad de gases (Johll 2008).



Figura 1. Bombetas de fulminato de plata.

Tanto las bombetas, como los pistones detonantes, son útiles didácticamente como ejemplos de reacciones químicas que presentan una elevada velocidad de reacción, frente a otras reacciones más lentas, como la combustión de una vela de parafina o la oxidación de un clavo de hierro. Una interesante experiencia de laboratorio es la medida de la velocidad de la reacción de combustión de una varilla de incienso, como si fuese una mecha de combustión lenta. Para ello, se coloca la varilla en posición horizontal y paralelamente a ella una regla graduada. Cada minuto, se anota la distancia que avanza el frente del extremo de la varilla con la brasa. La representación gráfica de la distancia frente al tiempo se aproxima a una línea recta, semejante a un movimiento rectilíneo uniforme.

En algunos casos en que el combustible es muy volátil e inflamable, la velocidad de combustión puede aumentar notablemente, pudiéndose transformar en una deflagración o una detonación, dependiendo de las condiciones existentes: concentración de gases, presión, temperatura, composición y geometría del recinto (Pons y Grau 2001). Por ejemplo, un líquido como la gasolina, si está impregnando un algodón, arde a una velocidad inferior a 1 cm/s; si se encuentra derramada sobre una superficie, detona; y si se encuentra en un ambiente pobre en oxígeno, deflagra.

Deflagraciones controladas

A continuación se presentan tres deflagraciones, como son la del vapor de alcohol etílico, la del gas acetileno y la del licopodio en suspensión. Estas demostraciones son susceptibles de ser aplicadas, con diferente grado de profundidad, en unidades didácticas de Química de todos los niveles. Entre los contenidos de química propios de la ESO se encuentran implícitos los siguientes: instrumentos de laboratorio y expresión de datos experimentales, trabajo en el laboratorio, medidas de seguridad, estados de agregación de la materia, teoría cinético-molecular, leyes de los gases, concepto de mol, cambios químicos, interpretación de las reacciones químicas, ajuste de ecuaciones químicas, clases de reacciones químicas, energía en las reacciones químicas, velocidad de las reacciones químicas y factores que influyen en la velocidad de reacción. Y entre los más específicos de bachillerato: análisis de datos experimentales, leyes ponderales y volumétricas, reacciones de combustión y ácido-base, termodinámica y entalpía de reacción, propiedades de hidrocarburos y alcoholes, etc.

Las competencias clave que se pretenden adquirir con estas experiencias están vinculadas a la competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología, mediante el análisis y aplicación del método científico a fenómenos químicos, y la competencia de aprender a aprender, potenciando el desarrollo del pensamiento lógico de los estudiantes al interpretar fenómenos.

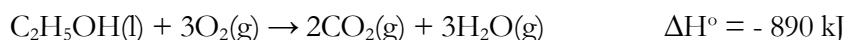
Primera demostración: deflagración de etanol

Actualmente el etanol ha adquirido una especial importancia para resolver problemas relacionados con el cambio climático y la contaminación. Es un biocombustible menos contaminante, porque genera menos monóxido de carbono, y renovable, porque procede de la fermentación y destilación de cereales ricos en azúcares (caña de azúcar, maíz, trigo, etc.). En Europa, las gasolinas desde el año 2018 se identifican mediante nuevos códigos, que incluyen la letra E (de etanol) rodeada por un círculo, acompañado de un número que indica el porcentaje en volumen que lleva de este biocombustible (E5, E10 y E85). Así, por ejemplo, el código E10 corresponde a un combustible con un 90% de gasolina y un 10% de etanol.

El alcohol etílico es un líquido incoloro que desprende vapores muy inflamables (indicación de peligro H225), con una temperatura de ignición de 425º C y que forma mezclas explosivas con el aire a temperaturas normales. Los límites de inflamabilidad o explosividad, expresados en % en volumen y a presión y temperatura ambiente, oscilan entre el 3,1 % (límite inferior), por debajo de esta concentración no hay combustible suficiente en la mezcla para que se produzca un número suficiente de colisiones que mantenga y propague la llama, y el 27,7% (límite superior), por encima de este valor en la mezcla hay una cantidad insuficiente de oxígeno para mantener la reacción.

Explicación del efecto. Cuando los vapores de etanol se encuentran confinados en un recipiente, como en el interior de una botella grande de plástico, su velocidad de combustión aumenta drásticamente, convirtiéndose en una impresionante deflagración acompañada de un espectacular silbido, como en la demostración conocida como *Whoosh Bottle* (“El botellón de fuego”).

Tanto en la combustión como en la deflagración de etanol se liberan 890 kJ/mol, según la ecuación



Materiales y reactivos. Botella de plástico (de PET o policarbonato) de 5 L o 10 L, etanol o isopropanol (no es recomendable el metanol por su toxicidad y mayor volatilidad), mechero de tubo largo, guantes y gafas de seguridad.

Procedimiento y tiempo. Añadir una pequeña cantidad de etanol (\approx 5 mL) en el interior de la botella de plástico. Cerrar la botella con el tapón y agitar vigorosamente durante un par de minutos para conseguir la mayor evaporación del alcohol etílico y aumentar la superficie de reacción con el oxígeno. Quitar el tapón y vaciar el exceso de etanol para evitar que pueda arder la botella. Colocar la botella verticalmente en una mesa despejada, apagar la luz de la estancia para visualizar mejor la llama, acercar al cuello de la botella la llama del mechero y mantenerla durante unos segundos. El tiempo apropiado para esta demostración, junto a su explicación, es de 30 min.

Recomendación. Si se repite el experimento inmediatamente después de la demostración no se produce el mismo efecto, debido al déficit de oxígeno en el interior de la botella. Por ello, es conveniente expulsar el dióxido de carbono formado durante la combustión y que se vuelva a llenar de aire atmosférico, lo que se puede conseguir llenando la botella de agua y vaciándola.

Al iniciarse la combustión de la mezcla de vapor de etanol y oxígeno del aire, se desprenden moléculas gaseosas a elevada temperatura, que al estar confinadas escapan por el área estrecha del cuello de la botella, originando una fulgurante combustión, acompañada de un fuerte silbido y una llamarada azulada, como se aprecia en la figura 2 (Fortman, Rush y Stamper 1999).

Se confirma la presencia de agua si al añadir sulfato de cobre (II) anhidro al líquido formado se colorea de azul, como resultado de la formación del sulfato e cobre (II) pentahidratado.



Normas y precauciones de seguridad. Es importante recordar retirar el exceso de etanol después de agitar la botella para que después de la deflagración no arda y queme la botella o produzca salpicaduras. No utilizar botellas de vidrio ni de plástico que estén agrietadas o deterioradas. Es recomendable utilizar un mechero de tubo largo, unos guantes y unas gafas de seguridad o una máscara de protección facial. Disponer cerca de la botella de un pequeño extintor o de una manta ignifuga. Guardar un perímetro mínimo de seguridad de 1,5 m alrededor de la botella para ver o grabar la demostración.

Sugerencia. Como experiencia alternativa, si colocamos la botella tumbada en posición horizontal, el etanol al reaccionar con el oxígeno libera productos gaseosos y a elevada temperatura, que salen expulsados por el cuello de la botella con una gran fuerza. Según la ley de Newton, esta fuerza de acción va acompañada de una fuerza del mismo valor y dirección, pero sentido opuesto. Como consecuencia, de inmediato la botella sale despedida en sentido contrario por la propulsión que ejerce la fuerza de reacción (figura 3), como si de un cohete se tratase (Campbell y DeWees 2001).



Figura 2. Fogonazo azulado de etanol.

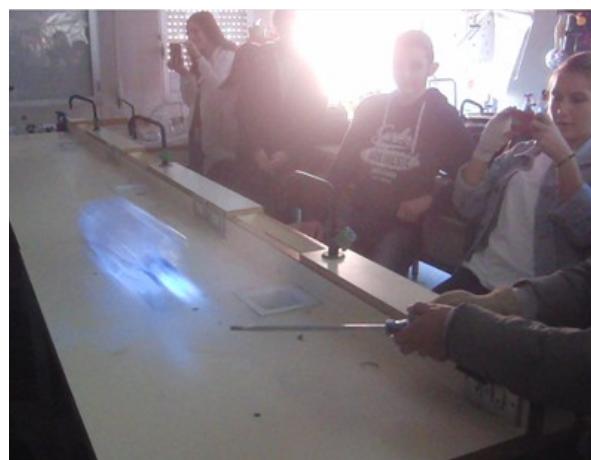


Figura 3. Efecto propulsivo de la deflagración del etanol.

En el enlace <https://youtu.be/QfQVFJoibzY>, se puede observar a cámara lenta la deflagración del etanol en una botella colocada horizontalmente, grabado por el autor.

Este mismo efecto es utilizado en los aviones a reacción y para poner en órbita los cohetes espaciales. La Agencia Espacial Europea (ESA) dispone para los docentes una ficha didáctica (teach with space—mini-whoosh bottle|C01a) en <http://www.esa.int/education>.

Como complemento a la demostración, si una vez producida la combustión en posición vertical, se coloca rápidamente la palma de la mano sobre el cuello de la botella, se produce una succión que permite levantar lentamente la mano abierta junto con la botella, resultado del vacío creado en su interior.

Ampliación. Para determinar experimentalmente la velocidad de combustión del etanol sin confinar se debe medir la masa del reactivo durante el transcurso de la reacción a intervalos regulares de tiempo. Es posible hacerlo de una forma sencilla con una balanza digital y un cronómetro. Para ello basta con colocar una cápsula de porcelana con 10 mL de etanol, sobre un soporte de corcho como aislante térmico, encima de la balanza (figura 4). Con la llama de un mechero se inicia la combustión y se pulsa la tecla tara, tomando datos de masa y de tiempo. La balanza indicará directamente la masa que ha reaccionado, que se anota cada 10 s hasta que se extinga la llama (figura 4). La gráfica masa-tiempo que se obtiene se ajusta a una línea recta cuya pendiente nos indica el valor de la velocidad media de combustión del etanol, aproximadamente 0,4 g/s ($8,7 \cdot 10^{-3}$ mol/s). Con este método se pueden comparar velocidades de reacción empleando otros combustibles (acetona, dietil éter, etc.). El tiempo adecuado para esta experiencia es de una sesión de unos 50 min.

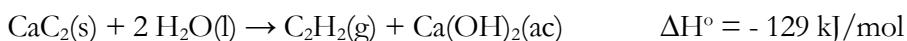


Figura 4. Determinación de la velocidad de combustión del etanol.

Segunda demostración: síntesis y deflagración del acetileno

El alquino más sencillo es el acetileno o etino (C_2H_2), un gas incoloro e inodoro, altamente inflamable, con una densidad de 1,11 kg/m³, un poco menor que la del aire. En la industria química se emplea para sintetizar numerosos productos orgánicos y para producir plásticos, como polietileno. Antiguamente, el acetileno se utilizaba en las lámparas de carburo como fuente de iluminación en diversos sectores, como en minería y espeleología. Actualmente, se emplea en equipos de soldadura (soplete autógeno) y corte de metales (oxicorte) dado las elevadas temperaturas, más de 3000 °C, que se alcanzan durante las combustiones de mezclas de oxígeno y acetileno. Esta característica es aprovechada por los ladrones para reventar cajas de seguridad, fundiendo la estructura de acero. Los delincuentes también aprovechan otra propiedad, la de formar mezclas explosivas con el oxígeno, para explotar cajeros automáticos y apropiarse del dinero, introduciendo este gas en su interior y haciendo saltar una chispa mediante cables conectados a una batería de coche.

En el laboratorio, el acetileno puede obtener de forma sencilla mediante la reacción del carburo de calcio con agua. Durante el proceso, además de desprenderse 129 kJ/mol, se expela un fuerte olor a ajo debido a trazas de impurezas que contiene, como fosfuro de calcio, que genera pequeñas cantidades de gas fosfano (PH_3).



Materiales y reactivos. Botella de plástico de refresco (1 L o 1,5 L), destornillador, pañuelo de tela, mechero de tubo largo, pequeña piedra de carburo de calcio y agua.

Procedimiento y tiempo. Con la punta de un pequeño destornillador, realizar un agujero en la parte media de la botella de plástico. Añadir 100 mL de agua a la botella. Agregar un pequeño trozo de carburo de calcio para iniciar la reacción y rápidamente tapar la botella con un pañuelo de tela, a modo de tapón, con el fin de confinar los gases que se desprenden y que aumente la presión. Acercar la llama de un mechero al orificio realizado en la botella, utilizando guantes, cascos o protección auditiva y pantalla facial de seguridad. Establecer un perímetro de seguridad de varios metros sobre la botella. El tiempo conveniente para realizar esta deflagración es de unos 15 min.

La espectacular deflagración que tiene lugar es consecuencia de la rápida combustión del hidrocarburo acetilénico. Los productos gaseosos generados a elevada temperatura en el interior

de la botella producen una sobrepresión que hace saltar el pañuelo por el aire (figura 5), como se puede observar en el enlace de la grabación de la deflagración del acetileno realizada en el laboratorio (<https://youtu.be/jMHI3CaOG9I>).

Como alternativa, se puede sustituir la botella de plástico por una lata metálica a la que se le realiza un pequeño agujero de 0,5 cm de diámetro en un lateral (Roesky y Mockel 1996). En este caso lo que salta por el aire es la tapa de la lata metálica, por lo que hay que esperar un momento antes de cogerla con la mano para no quemarse.

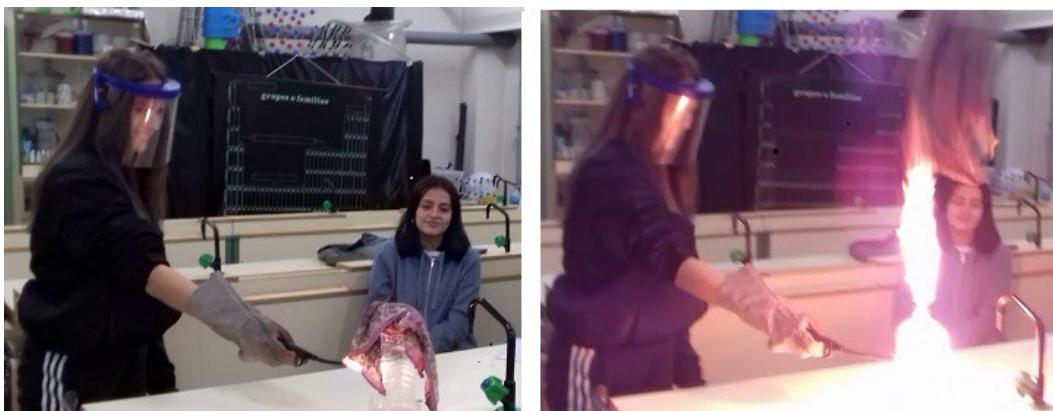
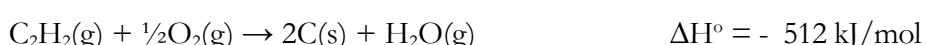


Figura 5. Obtención y deflagración de acetileno en botella.

Explicación del efecto. El acetileno forma mezclas explosivas con el aire cuando su concentración se encuentra entre el límite inferior del 2% y el límite superior del 82 % (en volumen), o si se le comprime, por lo que se almacena disuelto en acetona para estabilizarlo. La combustión completa del acetileno es una reacción muy exotérmica, desprendiéndose 1250 kJ por cada mol. Dependiendo de la temperatura y de la proporción de oxígeno, la combustión puede ser incompleta, generándose subproductos como monóxido de carbono y/o partículas sólidas de carbono negro (hollín).



Ampliación. Una variante del experimento consiste en introducir un pequeño trozo de carburo de calcio en el interior de un globo y ajustarlo a la boca de un pequeño matraz Erlenmeyer que contenga 50 mL de agua, y unas gotas de fenolftaleína para identificar el hidróxido de calcio formado. Al dejar caer el CaC₂ dentro del matraz, el acetileno generado llenará el globo. Una vez inflado, se estrangula, retira y se le hace un nudo. Sujeto con unas pinzas metálicas se aproxima el globo a la llama de un mechero Bunsen para producir su deflagración (figura 6). El tiempo para desarrollar la síntesis y deflagración del etino es de unos 30 min.



Figura 6. Síntesis y deflagración del acetileno en globo.

Normas y precauciones de seguridad. Utilizar guantes de seguridad y una pantalla facial protectora. Establecer un perímetro de seguridad de 2m por si salta algún resto del globo. En ocasiones, debido a los gases generados en la pequeña explosión, la llama del mechero se apaga, por lo que no hay que olvidar cerciorarse de cerrar la llave de gas del mechero Bunsen al final de la experiencia. Es recomendable tener a mano un pequeño extintor o manta ignífuga por si fuera necesario.

Tercera demostración: deflagración de licopodio

El licopodio es un polvo amarillo, que por su parecido al azufre se le denomina azufre vegetal, obtenido a partir del helecho *lycopodium clavatum*. El licopodio se utiliza para combatir las irritaciones de pieles delicadas por su tacto suave, como laxante y diurético. Sus hojas presentan unas esporas que contienen sustancias químicas combustibles (aceites grasos, glúcidos, resinas, etc.), por esta razón se ha utilizado en la fabricación de productos pirotécnicos y en espectáculos de



Figura 7. Llamaradas de licopodio.

magia para crear espectaculares llamaradas. El polvo de licopodio colocado sobre una cápsula de porcelana no arde al acercar una llama. Sin embargo, si lo dispersamos sobre la llama de un mechero Bunsen con un fuelle, o soplando, se produce una espectacular llamarada (figura 7).

Explicación del efecto. El fogonazo se debe a que el polvo de los combustibles sólidos, cuando se encuentra en suspensión en el aire, presenta una gran superficie específica. Cuanto mayor sea la superficie de contacto entre las moléculas de los reactivos, en este caso entre el combustible que contiene el polvo de licopodio y el oxígeno del aire, mayor es la probabilidad de aumentar el número de choques eficaces, y de acuerdo a la teoría de colisiones, mayor será la velocidad con la que se produce la combustión.

En el caso de que la combustión del licopodio pulverizado y dispersado se produzca en un recipiente cerrado, los gases formados a elevada temperatura, aumentan la presión en el interior del recipiente (Ley de Gay-Lussac) y, como resultado, se produce una deflagración. En la siguiente experiencia, se exemplifica el peligro de las atmósferas cargadas de polvo combustible (minas de carbón, silos para almacenar granos, fábricas de azúcar y harina, etc.) cuando se produce una chispa (Shakhshiri 1983). Para evitar las explosiones de polvo combustible en instalaciones industriales se utilizan humidificadores, extractores de polvo y detectores de CO, que detectan la emisión inicial de monóxido de carbono producida antes de la autocombustión (De Gea 2007).

Materiales y reactivos. Bote metálico con tapa, licopodio en polvo, vela pequeña, embudo, tubo de plástico, tapón, mechero de tubo largo, pajita larga (≈ 70 cm) de refresco, guantes y gafas de seguridad.

Procedimiento y tiempo. Preparación del recipiente metálico: realizar un agujero en la parte inferior, que se tapará con un tapón de goma o corcho agujereado. Introducir por el tapón un tubo de plástico, que por su extremo interior se conectará a un pequeño embudo de plástico, y por el exterior a la pajita de refresco. Situar dentro de la lata, alejado del embudo, una pequeña vela con soporte para que se mantenga vertical (figura 8). Introducir en el embudo las esporas de licopodio

con una espátula o cuchara. Encender la velita con el mechero de tubo largo. El tiempo idóneo para realizar esta experiencia es de unos 15 min.

Para realizar el experimento, se necesita la actuación de dos personas. Mientras una tapa la lata herméticamente y da la señal de cerrado, la otra sopla muy fuerte por la pajita. A causa de la combustión del licopodio en suspensión se origina una deflagración acompañada de una gran llamarada que hace saltar la tapa por el aire (figura 9). Tal como se puede comprobar en la grabación realizada durante el evento de *Ciencia en Acción* celebrado en Alcoy (octubre 2019): <https://youtu.be/qX1ezZNlpfs>.

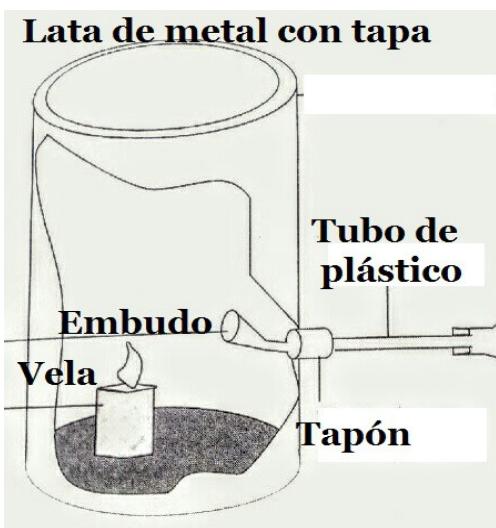


Figura 8. Preparación del bote metálico.



Figura 9. Deflagración del licopodio en suspensión.

Sugerencia. Un efecto semejante se obtiene utilizando azúcar en polvo (azúcar glass), leche en polvo, cacao o harina de maíz (Lister 2002). Si la combustión se realice sin cerrar el bote, al soplar y espolvorear el licopodio frente a la vela, se produce una gran llamarada como resultado de la combustión, pero no una deflagración (Ford 1993).

Normas y precauciones de seguridad. Indicar al encargado de soplar por la pajita, que espere a la señal de la que ha cerrado el bote con la tapa, para que no sople antes de tiempo. Es recomendable utilizar una pajita larga para que haya una mayor distancia entre la llamarada de la combustión y el que sopla. Establecer un perímetro mínimo de seguridad de 1,5 m alrededor de la lata. Después de que haya saltado del bote la tapa hay que evitar cogerla sin guantes porque podría quemar.

Conclusiones

Las deflagraciones controladas, con sus espectaculares efectos, son una forma muy eficaz de fascinar a los estudiantes con el fin de aumentar su interés por la química, provocar el deseo de aprender y generar vocaciones científicas desde los primeros cursos de química. Sin ninguna duda, son las reacciones químicas que generan más expectación entre los alumnos y las que provocan más entusiasmo.

Antes de realizarlas frente a los alumnos, los profesores deben ensayarlas previamente en el laboratorio, y grabarlas en vídeo, para comprobar sus efectos, analizar su aprovechamiento didáctico y establecer un protocolo de seguridad para evitar los posibles riesgos. Cuando se realicen en presencia de los alumnos, igualmente es recomendable efectuarlas en el laboratorio para que las condiciones sean las más idóneas y tengamos a mano todo el material necesario. El hecho de grabar las demostraciones en vídeo, permitirá al docente proyectarlas para su análisis

detallado a cámara lenta y aprovecharlas como ejemplos de reacciones químicas en otros cursos y momentos.

Las dos últimas experiencias propuestas (deflagración de acetileno y licopodio) están basadas en textos clásicos de química recreativa, no siempre bien conocidos por los docentes. Por esta razón se incluyen estas demostraciones, con la novedad de estar enriquecidas con el aporte de sugerencias, nuevas ideas y ampliaciones, resultado de su puesta en práctica durante años.

Las deflagraciones controladas forman parte del proyecto *Fuegos Recreativos y Didácticos*, expuesto y premiado en la XX edición del certamen Ciencia en Acción, celebrado en la ciudad alicantina de Alcoy en octubre de 2019.

Referencias bibliográficas

- Akhavan J. (2004) *The Chemistry of Explosives*, Cambridge: The Royal Society of Chemistry.
- Campbell J. D., DeWees S. (2001) An alcohol rocket car - A variation on the “whoosh bottle” theme, *Journal of Chemical Education* 78, 910-916.
- Collins P., Holloway K. (1978) A Reappraisal of Silver Fulminate as a Detonant. *Propellants and Explosives* 3 (6), 159-162.
- De Gea X. (2007) *Prevención y protección de explosiones de polvo en instalaciones industriales*. Madrid : FREMAP.
- Ford L. (1993) *Chemical Magic*. New York: Dover Publications. pp.73-74.
- Fortman J. J., Rush A. C., Stamper J. E., Waner M. J., Young J. A. (1999) Variations on the “Whoosh” Bottle Alcohol Explosion Demonstration Including Safety Notes, *Journal of Chemical Education* 76, 1092-1093.
- Helmenstine A. M. (2019) *The Difference Between Deflagration and Detonation*. ThoughtCo.
- Johll M. (2008) *Química e investigación criminal*. Barcelona: Reverté.
- Keller J., Gresho M., Harris, A., Tchouvelev A. (2014) What is an Explosión?, *Journal of Hydrogen Energy* 39 (35), 20426-20433.
- Lister T. (2002) *Experimentos de Química Clásica*. Madrid: Editorial Síntesis. pp.392-394.
- Pons i Grau V. (2003) *Dinámica del Fuego*. Valencia: Edicions del Bullet.
- Roesky H. W, Möckel K. (1996) *Chemical Curiosities*. Weinheim: VCH. pp.286-288.
- Shakhashiri B. Z. (1983) *Chemical Demonstrations*, Vol. 1. Madison: The University of Wisconsin Press. pp.103-105.
- Sigmann S. (2018) Playing with Fire: Chemical Safety Expertise Required, *Journal of Chemical Education* 95, 1736-1746.