



Revista Eureka sobre Enseñanza y
Divulgación de las Ciencias
E-ISSN: 1697-011X
revista@apac-eureka.org
Asociación de Profesores Amigos de la
Ciencia: EUREKA
España

García Liarte, Delia Ángeles; Peña Martínez, Mateo
Azul, blanco, rojo. Homenaje a Lavoisier
Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias, vol. 8, noviembre-, 2011, pp. 437-445
Asociación de Profesores Amigos de la Ciencia: EUREKA
Cádiz, España

Disponible en: <http://www.redalyc.org/articulo.oa?id=92022427010>

- ▶ Cómo citar el artículo
- ▶ Número completo
- ▶ Más información del artículo
- ▶ Página de la revista en redalyc.org

redalyc.org

Sistema de Información Científica

Red de Revistas Científicas de América Latina, el Caribe, España y Portugal
Proyecto académico sin fines de lucro, desarrollado bajo la iniciativa de acceso abierto

Azul, blanco, rojo. Homenaje a Lavoisier

Delia Ángeles García Liarte¹, Mateo Peña Martínez²

Departamento de Física y Química, I.E.S. Pedro Peñahver, Paraje Casa Tejada s/n, 30366 El Algar, Cartagena, España.

¹ delia@regmurcia.com

² mateopm@regmurcia.com

[Recibido en enero de 2010, aceptado en julio de 2010]

Se presenta una experiencia de Química en la que un líquido incoloro, que se muestra en una botella transparente, se vierte en tres vasos en apariencia vacíos, apareciendo de forma sucesiva los colores azul, blanco y rojo. El líquido incoloro no es otro que amoníaco, y los vasos que parecían no llevar nada en su interior contenían cantidades inapreciables de sulfato de cobre (II) 5-hidrato para formar el color azul, nitrato de plomo (II) para el color blanco y fenolftaleína para el color rojo. La coincidencia de estos tres colores con los de la bandera de Francia nos servirá de pretexto para un breve comentario sobre la figura de Lavoisier. Posteriormente, el contenido de los tres recipientes se vierte en la que, aparentemente, es la misma botella transparente, con lo cual los colores, tal y como han aparecido, desaparecerán formando una disolución incolora. Además de la descripción del procedimiento, en el artículo se analizan aspectos relacionados con los procesos que se han producido en el transcurso de la experiencia y proporciona algunas orientaciones didácticas.

Palabras clave: Ciencia recreativa; Reacciones ácido-base; Reacciones de precipitación; Reacciones de formación de complejos; Lavoisier; Química recreativa.

Blue, white, red. A tribute to Lavoisier

We present an experience of chemistry in which a colourless liquid, shown in a clear bottle, is poured in three apparently empty glasses, which appear successively as blue, white and red. The colourless liquid is none other than ammonia, and the apparently empty glasses contain imperceptible amounts of copper (II) sulphate 5-hydrate for creating the blue colour, lead (II) nitrate for the white and phenolphthalein for the red. The coincidence of these three colours in the flag of France will serve as a pretext for a brief comment on the figure of Lavoisier. Subsequently, the contents of the three glasses are poured apparently in the same clear bottle, so that the colours, as they have appeared, disappear forming a colourless solution. Besides the development of the experience, the article discusses issues related to processes that have occurred during the demonstration and provides some didactic guidelines.

Keywords: Recreational science; Acid-base reactions; Precipitation reactions; Complex-formation reactions; Lavoisier; Recreational chemistry.

Introducción

Sin duda, mediante la Química podemos realizar transformaciones que al público no iniciado pueden parecerle magia, asemejándonos los químicos a magos que hacen aparecer y desaparecer colores como si se tratase de un conejo en la chistera. Pero quizás deberíamos preguntarnos qué relación puede haber entre una experiencia basada en diferentes tipos de reacciones, como las reacciones ácido-base, las de precipitación y las de formación de complejos cuyos nombres, por cierto, no sugieren nada mágico, y los colores de una bandera. En realidad, con esta experiencia se pretende combinar los aspectos más formales de las transformaciones químicas con el impacto visual que produce la aparición inesperada de colores y su desaparición como “por arte de magia”. ¿Y la bandera? Pues la de Francia, la cuna de Antoine Lavoisier, quien podemos considerar fundador de la Química moderna (Gratzer 2004 p. 226, Strathern 2000 p. 195), al que con esta demostración, como vamos a ver, hacemos un homenaje.

Esta experiencia puede utilizarse en una clase de Química para ilustrar las reacciones citadas en el párrafo anterior, pero sobre todo resulta interesante para una demostración de ciencia recreativa.

Presentación

Materiales. Dos botellas idénticas de vidrio de un litro de capacidad, tres vasos de 250 mL (preferiblemente de base cuadrada o rectangular), tres frascos con cuentagotas.

Reactivos. Disolución saturada de sulfato de cobre (II) 5-hidrato, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; disolución saturada de nitrato de plomo (II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; disolución de fenolftaleína; 250 cm³ de ácido nítrico, HNO_3 , 2 M; 500 cm³ de amoníaco, NH_3 , 1 M. Los materiales y reactivos pueden observarse en la figura 1.

Preparación de soluciones. Para preparar 250 cm³ de disolución de ácido nítrico 2 M, tomamos 31,3 cm³ de ácido nítrico concentrado del 70 % y completamos hasta 250 cm³ con agua destilada. Para preparar 500 cm³ de disolución de amoníaco 1 M tomamos 28,5 cm³ de amoníaco concentrado y completamos hasta 500 cm³ con agua destilada. Las disoluciones saturadas las prepararemos disolviendo la máxima cantidad de sulfato de cobre (II) 5-hidrato, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, o de nitrato de plomo (II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, que admitan 10 mL de agua destilada. La disolución de fenolftaleína se prepara disolviendo 0,1 g del sólido en 60 cm³ de etanol y 40 cm³ de agua destilada.



Figura 1. Puede observarse las dos botellas de vidrio con las disoluciones, los tres vasos de base rectangular, los frascos con las disoluciones concentradas disponibles en el laboratorio y los tres frascos con cuentagotas con sus disoluciones correspondientes.

Presentación de la experiencia. Colocamos 500 cm³ de la disolución de amoníaco en una de las botellas de vidrio y los 250 cm³ de ácido nítrico en la otra botella. Marcamos la botella de amoníaco a un nivel de unos 250 cm³ de forma que resulte imperceptible para el público (puede usarse cinta adhesiva transparente). A fin de no confundirlas, se recomienda marcar con un punto rojo la base de la botella con la disolución de ácido y con un punto azul la base de la botella con la disolución de amoníaco, de forma que se vean al mirar a través del líquido (los puntos sólo se apreciarán vistos de cerca). Ponemos un papel de filtro o cartulina blanca sobre la mesa de la experiencia y colocamos en fila sobre ella los tres vasos.

Introducimos alrededor de 1 cm³ de disolución de sulfato de cobre (II), $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, en el primer vaso, 1 cm³ de disolución de nitrato de plomo (II), $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, en el segundo vaso y 1 cm³ de fenolftaleína en el tercer vaso (no es necesario medir con precisión estos volúmenes, bastará con un chorrito del cuentagotas). En la distancia no es probable que los líquidos se aprecien en los vasos (como mucho, se observaría un reflejo azul claro en el primer vaso).

Procedimiento y discusión de experiencia

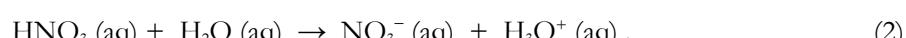
Vertemos unos 80 cm³ de la disolución de amoníaco (marcada con el punto azul en la base) por turno en cada uno de los tres vasos de precipitados (en los que el nivel del líquido también puede estar previamente indicado con papel adhesivo transparente). Intentaremos dejar la botella de amoníaco con el nivel en la marca de 250 cm³. Aparecerá un líquido de color azul en el primer vaso, un líquido de color blanco en el segundo vaso y un líquido de color rojo en el

tercer vaso. Colocamos la botella detrás de la mesa, fuera de la vista del público, y distraemos su atención comentando la experiencia realizada y la razón del homenaje a Lavoisier.

Ahora tomamos la botella con ácido nítrico (marcada con el punto rojo en la base). Puesto que los dos líquidos son incoloros y los niveles de los mismos en ambas botellas serán muy parecidos, la audiencia no notará el cambio. Vertemos el contenido de los tres vasos, por turno, en la botella con ácido nítrico. Los colores desaparecerán uno tras otro, dejando una disolución incolora y transparente.

La aparición y desaparición de los colores está ligada al desplazamiento de tres equilibrios químicos dependiendo de si el medio es básico o ácido. El medio básico, aportado por el amoníaco añadido a los vasos, desplaza estos tres equilibrios en el sentido en el que se forman los colores, mientras que el medio ácido, establecido por el ácido nítrico al que se vierte el contenido de los tres vasos, desplaza a su vez estos equilibrios en el sentido en el que desaparecen los colores.

Comenzaremos la discusión de la experiencia con las ecuaciones correspondientes a las reacciones de ionización del amoníaco y el ácido nítrico en disolución acuosa, según la teoría de Brönsted-Lowry (Petrucci *et al.* 2003 pp. 667 y 669):

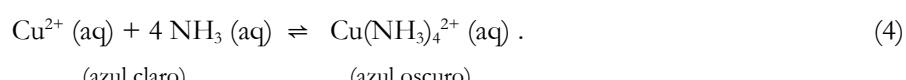


y la ecuación iónica neta de la reacción de neutralización (Petrucci *et al.* 2003 p. 727):



Para el color **azul** tiene lugar una reacción de formación de complejos. En la disolución de amoníaco se forma el ion tetraamin cobre (II), $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$, un complejo de color azul oscuro, como se aprecia en la figura 2.

El equilibrio correspondiente a este proceso es (Lister 2002 p. 198):



De acuerdo con el principio de Le Châtelier, este equilibrio se desplazará hacia la derecha cuanto más amoníaco haya en el medio. Al añadir el ácido, los iones H_3O^+ producidos al ionizarse neutralizan los iones hidroxilo, OH^- , para formar agua; es decir, la reacción (3) se desplazará hacia la derecha. El equilibrio (1) también se desplazará hacia la derecha para reemplazar los iones OH^- eliminados por la reacción de neutralización y, como consecuencia, disminuirá la concentración de NH_3 libre. Entonces la reacción (4) se desplazará hacia la izquierda y disminuirá la concentración del complejo, que puede llegar a casi desaparecer y con él, el color.

En realidad tras la adición de la disolución de color azul oscuro al ácido nítrico, HNO_3^- , se obtiene una disolución de color azul pálido (que no será apreciado por la audiencia). Esto es debido a los iones Cu^{2+} , que en disolución acuosa forman el complejo $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ (Shakhashiri 1989 vol. 3 p. 77, García Liarte 2010 p. 145).

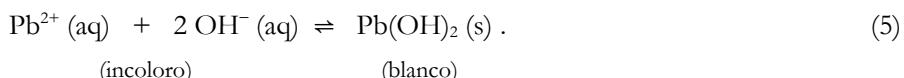


Figura 2. Formación del ion tetraamin cobre (II), $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$, un complejo de color azul oscuro.

No es conveniente excederse en la cantidad de sulfato de cobre (II), $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, colocada inicialmente en el vaso, pues de lo contrario, al añadir el amoníaco, la concentración de $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ sería muy elevada, de forma que al verter la disolución de color azul oscuro en la botella con ácido nítrico, HNO_3 , no se difuminaría suficientemente el color del $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ formado y se apreciaría una tonalidad azul pálido que estropearía el efecto perseguido.

El color **blanco** se forma mediante una reacción de precipitación. Los iones hidroxilo, OH^- , formados en el proceso de ionización del amoníaco, NH_3 , reaccionan con los iones Pb^{2+} procedentes del nitrato hidróxido de plomo (II), $\text{Pb}(\text{OH})_2$, un precipitado de la figura 3.

La ecuación de equilibrio correspondiente a este proceso es (Petrucci *et al.* 2003 pp. 144, 145 y 761):



Este equilibrio se desplazará hacia la izquierda en medio ácido, según el principio de Le Châtelier. Como en el caso anterior, los iones H_3O^+ procedentes de la ionización del ácido nítrico, HNO_3 , según la reacción (1), reaccionan con los OH^- procedentes del equilibrio de ionización de amoníaco, según la reacción (2), para formar agua, como se observa en la reacción (3). Al disminuir la concentración de iones OH^- la reacción (5) se desplaza hacia la izquierda, y la concentración de $Pb(OH)_2$ disminuye hasta casi desaparecer, y con él el color.

Si nos demoramos un poco en verter las tres disoluciones en la botella de ácido nítrico puede suceder que se deposite completamente el precipitado blanco de hidróxido de plomo (II), $\text{Pb}(\text{OH})_2$. Esto también puede ocurrir si nos excedemos en la cantidad de nitrato de plomo (II) que colocamos inicialmente en el vaso. El efecto producido resulta más vistoso si el precipitado blanco queda en suspensión.

El color **rojo** se obtiene mediante el viraje de un indicador ácido-base, fenolftaleína. Un indicador ácido-base es, en general, una sustancia que cambia de color al pasar de un medio ácido a alcalino. El comportamiento de estas sustancias puede explicarse considerando que se trata de ácidos o bases débiles, según la teoría de Brönsted-Lowry. La forma no disociada del indicador tiene un color y la disociada un color diferente. Las moléculas de un indicador común del tipo ácido débil pueden representarse por HIn . Al disolverse en agua se ionizan, proceso que puede ser representado mediante el equilibrio (Petrucci *et al.* 2003 p. 724):

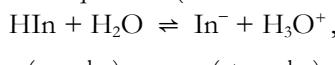


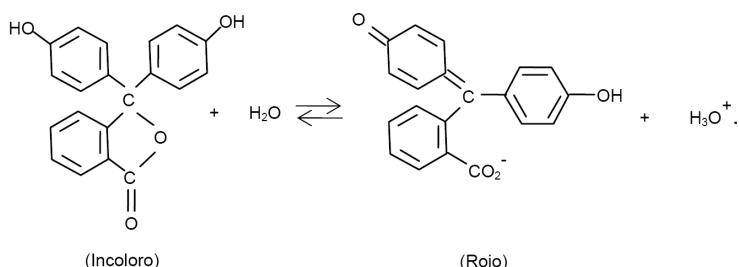
Figura 3. Formación del hidróxido de plomo (II), $\text{Pb}(\text{OH})_2$, un precipitado de color blanco lechoso.



Figura 4. El indicador fenolftaleína, en medio básico, vira de la forma incolora a la roja.

en donde puede observarse que la adición de iones hidroxilo, OH^- , procedentes de una base, a la disolución que contiene el indicador, neutralizará los iones hidronio, H_3O^+ . Esto provocará el desplazamiento del equilibrio hacia la forma disociada del indicador. La adición de la disolución de amoníaco establece un medio básico en el que el indicador vira de la forma incolora (sin disociar) a la roja (disociada), como se observa en la figura 4. El ácido invierte este proceso, originando el viraje del indicador de la forma roja a la incolora.

El proceso que tiene lugar es (Shakhshiri 1989 vol. 3 pp. 19 y 24):



Recomendaciones

Es conveniente que la mesa de experiencias esté protegida por delante de la vista del público, con el fin de guardar detrás las botellas con las disoluciones de amoníaco y ácido nítrico. De esta forma la demostración se podrá plantear inicialmente como un truco de magia. Los frascos con cuentagotas tampoco deben de estar a la vista. Sólo debe mostrarse los tres vasos colocados en fila. La demostración debe realizarse sobre un fondo blanco para resaltar los colores. El uso de una bata blanca también ayudará a este fin.

Las explicaciones que acompañen a la demostración pueden contribuir en buena medida al impacto que ésta lleve a causar en el público. Si se trata de una sesión de ciencia recreativa podemos empezar hablando de Lavoisier y plantear la experiencia como un homenaje al ilustre químico francés. Por lo general, la única referencia que poseen los alumnos sobre él es su famosa ley de conservación de la masa, a lo que podemos añadir sus investigaciones sobre el agua y sobre el papel del oxígeno en la combustión, y su contribución a desarrollar una nueva nomenclatura química (Sánchez Ron 2001 pp. 90-95, Strathern 2000 pp. 200-208). Pero sobre todo conviene resaltar de Lavoisier el enfoque moderno que dio a la Química frente a los antiguos alquimistas que le precedieron, ya que “la Química no tenía nada que ver con misteriosas transformaciones; todo cambio podía explicarse y también medirse” (Strathern 2000 p. 200).

A continuación, tras los vasos colocados en fila, mostramos la botella con amoníaco. Explicamos que es un “líquido mágico” que nos permitirá realizar nuestro homenaje a Lavoisier. Ante un público joven podemos continuar diciendo que hay unos “duendes” invisibles a nuestro alrededor que nos van a ayudar en el experimento.¹ Tras la aparición de los colores, indicamos que se trata de los de una bandera. Preguntaremos a la audiencia cuál es el país que tiene esa bandera. Cuando contesten que se trata de Francia asentiremos enfatizando que se trata de la bandera del país que vio nacer a Antoine Lavoisier (de esta forma justificamos el homenaje que pretendemos hacer). En este punto la audiencia suele aplaudir,

¹ Con la introducción de estos términos (“líquido mágico” y “duendes”) en la explicación de la experiencia nos tomamos una pequeña licencia que hará la demostración más atractiva y divertida y que contribuirá a aumentar el



Figura 5. En esta secuencia de imágenes puede observarse que los colores desaparecen uno tras otro en la botella que contiene ácido nítrico, obteniéndose una disolución transparente con el mismo nivel de líquido que se había observado en la botella inicial.

porque suponen que el experimento ha llegado a su fin. Aprovechamos el momento de distracción para retornar la botella de amoníaco a su lugar detrás de la mesa. Seguimos contando que la experiencia no ha acabado, y que hay que devolver a los “duendes” los colores que nos han mostrado. Tomamos la botella con ácido nítrico y tras verter en ella el contenido de los vasos, enfatizamos el hecho de que los colores, de la misma forma que han aparecido, han desaparecido. Según las características de la audiencia valoraremos el grado de explicación que daremos, especialmente si los asistentes son chavales de corta edad o no están muy familiarizados con los contenidos de la Química, ya que los conocimientos requeridos para su comprensión corresponden a un nivel de bachillerato. Sin embargo, para evitar que alguien se despiste con los “duendes”, recordaremos que no se trata de magia, sino de Ciencia, y mencionaremos la introducción hecha sobre Lavoisier.

En la figura 5 puede observarse la secuencia de desaparición de los colores en la botella que contiene el ácido nítrico, HNO_3 . Se recomienda verter la disolución azul en último lugar para difuminar mejor el color azul pálido del compuesto formado por los iones Cu^{2+} .

Medidas de seguridad

Los mayores riesgos que conlleva esta experiencia se localizan en la manipulación de los compuestos de plomo y en la preparación y manipulación de las disoluciones de ácido nítrico y amoníaco. Es conveniente tener en cuenta las normas de seguridad correspondientes para la manipulación de productos químicos (Unidad de Prevención de Riesgos Laborales 2009) y recordar estos riesgos:

“El nitrato de plomo es tóxico por ingestión. El polvo procedente de las sales de plomo no debe ser inhalado. Los efectos de la exposición a pequeñas concentraciones pueden ser acumulativos, produciendo pérdida de apetito y anemia” (Shakhshiri 1989 vol. 1 p. 289). Para preparar la disolución saturada de nitrato de plomo (II) utilizaremos bata, gafas protectoras, guantes y mascarilla. Dado que esta disolución se utiliza en cantidades muy pequeñas, una vez preparada la guardaremos en el frasco con cuentagotas para posteriores demostraciones, con lo que reducimos al mínimo su manipulación. Al término de la práctica, los residuos de nitrato de plomo que se hayan generado deben tratarse vertiendo dichos residuos sobre una disolución de NaOH , a la cual se adiciona otra disolución de Na_2S . Se agita, se filtra el

precipitado, se seca y se guarda en recipientes de polietileno para trasladarlos a un depósito autorizado.

“El ácido nítrico concentrado es al mismo tiempo un ácido fuerte y un potente agente oxidante. El contacto con sustancias combustibles puede producir fuego. El contacto con la piel puede causar quemaduras graves. Los vapores irritan el sistema respiratorio, los ojos y otras mucosas” (Shakhshiri 1989 vol. 3 p. 31). Por lo tanto, para extraerlo del frasco en el que se almacena en el laboratorio se debe utilizar una vitrina de gases e ir provisto de bata, guantes, gafas protectoras y mascarilla.

“El amoníaco concentrado puede irritar la piel, y sus vapores son perjudiciales para los ojos y las mucosas. Debe manejarse sólo en una zona bien ventilada” (Shakhshiri 1989 vol. 3 p. 30). Para su manejo tomaremos las mismas precauciones que con el ácido nítrico concentrado.

Para realizar la demostración se recomienda el uso de bata y guantes. Las concentraciones de las disoluciones no deben entrañar mayor peligro, pero se recomienda llevar a cabo la experiencia en una habitación bien ventilada.

Orientaciones didácticas

En la Educación Secundaria Obligatoria los procesos descritos nos permiten observar diferentes tipos de reacciones químicas en disolución acuosa. Las reacciones para la aparición y desaparición del color blanco resultan interesantes para que los alumnos formulen sus ecuaciones, tanto con las fórmulas completas como en forma iónica, y para comprender que se produce un intercambio de iones. También podemos realizar cálculos estequiométricos, dado que se conocen las concentraciones de amoníaco y de ácido nítrico. A partir de las curvas de solubilidad de sales que aparecen en los libros de texto de los alumnos, puede determinarse la concentración de la disolución saturada de nitrato de plomo (II) a una determinada temperatura y plantear cuestiones relativas al reactivo limitante. Las reacciones relacionadas con el color azul nos pueden servir a nivel cualitativo para introducir las reacciones de formación de complejos (Heredia Avalos 2006). En el caso del color rojo podemos abordar de forma cualitativa las reacciones ácido-base y el concepto de indicador. Por otra parte, si medimos la masa de las sustancias que reaccionan antes y después de la aparición del color, estas tres reacciones pueden servir para comprobar la ley de conservación de la masa, lo cual puede utilizarse como punto de partida para aproximar a los alumnos la figura y el trabajo de Lavoisier.

En Bachillerato se recomienda dar la iniciativa a los alumnos, que ellos sean los que realicen la experiencia a sus compañeros. De forma preliminar podemos encomendar, por una parte, la tarea de investigar sobre la figura de Lavoisier; por otra parte, con las adecuadas orientaciones, pedir que expliquen los procesos que tienen lugar en la experiencia. Los alumnos pueden realizar los cálculos necesarios para preparar las disoluciones de amoníaco y ácido nítrico e indicar el procedimiento. Sin embargo, debe ser el profesor quien prepare estas disoluciones.



Figura 6. Antoine Lavoisier y su esposa Marie Paulze.

dados los riesgos que comportan. Finalmente, en la puesta en escena, puede incorporarse una proyección del famoso cuadro de Jacques-Louis David (figura 6) en el que aparecen Antoine Lavoisier junto a su esposa y colaboradora, Marie Paulze.

Conclusiones

La experiencia desarrollada en este artículo se presenta como una demostración de ciencia recreativa: sus objetivos principales son divulgar de una forma amena y atractiva ciertos aspectos relacionados con la Química y fomentar, en general, el interés por la Ciencia mediante una puesta en escena vistosa e impactante. No obstante, también podemos hacer un uso didáctico de la misma. Los procesos descritos permiten plantear a los alumnos cuestiones y cálculos sencillos, o bien realizar una investigación acerca de dichos procesos. La experiencia también constituye un buen pretexto para acercarnos a la figura de Lavoisier y su contribución a la Química moderna.

Una última reflexión: Lavoisier fue guillotinado antes de que transcurrieran cinco años desde el comienzo de la Revolución Francesa. Como observa Sánchez Ron (2001): “Lavoisier, entonces en la cumbre de su poder y prestigio, científico y público, no pudo permanecer al margen de aquel confuso y con frecuencia contradictorio proceso, en el que las ansias de libertad e igualdad a menudo se combinaron con la残酷, el vandalismo y el Terror, el Terror con mayúscula”. Al conocer la noticia de su muerte, el célebre matemático francés Joseph-Louis Lagrange, comentó: “Sólo un instante para cortar esa cabeza. Puede que cien años no basten para darnos otra igual”. Una aproximación a su figura nos llevará a reflexionar sobre la revolución que para la Química supuso su trabajo, en el marco de una época que, al igual que la “revolución química” protagonizada por Lavoisier (Sánchez Ron 2001, Fara 2009), supondría una ruptura definitiva con el pasado y contribuiría a cambiar el mundo.

Dedicatoria

Este trabajo está dedicado a la memoria de Miguel Ángel Vidal Ros.

Referencias

- Fara P. (2009) *Breve historia de la Ciencia*. Barcelona. Editorial Ariel.
- García Liarte D. A. (2010) Un sifón a partir de una reacción química. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias* 7 (1), 142-150. <http://reuredc.uca.es/index.php/tavira/article/viewFile/31/29>
- Gratzer W. (2004) *Eurekas y euforias. Cómo entender la ciencia a través de sus anécdotas*. Barcelona. Editorial Crítica.
- Heredia Avalos S. (2006) Experimentos de química recreativa con sulfato de cobre pentahidratado. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias* 3 (3), 467-484. http://venus.uca.es/eureka/revista/Volumen3/Numero_3_3/Heredia_2006b.pdf
- Lister T. (2002) *Experimentos de química clásica. The Royal Society of Chemistry*. Madrid. Editorial Síntesis.
- Petrucci R. H., Harwood W. S., Herring F. G. (2003) *Química general*, 8^a ed. Madrid. Pearson Educación.
- Sánchez Ron J. M. (2001) *El jardín de Newton. La Ciencia a través de su Historia*. Barcelona. Editorial Crítica.

- Shakhashiri B. Z. (1989) *Chemical Demonstrations. A Handbook for Teachers of Chemistry.* Volúmenes 1 y 3. Madison, Wisconsin. The University of Wisconsin Press.
- Strathern P. (2000) *El sueño de Mendeléiev: De la Alquimia a la Química.* Madrid. Siglo XXI de España Editores.
- Unidad de Prevención de Riesgos Laborales (2009) *Seguridad en los laboratorios.* Universidad de Zaragoza. <http://uprl.unizar.es/seguridad/pdfs/seglaborUZ.pdf>