



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

Heredia-Avalos, Santiago

Experimentos de química recreativa con sulfato de cobre pentahidratado

Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias, vol. 3, núm. 3, 2006, pp. 467-484

Asociación de Profesores Amigos de la Ciencia: EUREKA

Cádiz, España

Disponible en: <http://www.redalyc.org/articulo.oa?id=92030308>

- 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

EXPERIMENTOS DE QUÍMICA RECREATIVA CON SULFATO DE COBRE PENTAHIDRATADO

Santiago Heredia Avalos

Departamento de Física, Universidad de Murcia, Apartado 4021, 30080 Murcia.

e-mail: sheredia@um.es

[Recibido en Noviembre de 2005, aceptado en Marzo de 2006]

RESUMEN ^(Inglés)

En este trabajo se proponen varias experiencias sencillas usando sales de sulfato de cobre pentahidratado. Todas ellas pueden realizarse en casa con utensilios de cocina y usando sustancias baratas, la mayoría de las cuales pueden encontrarse en un supermercado. Las experiencias propuestas permiten estudiar el proceso de cristalización del sulfato de cobre pentahidratado, reacciones de oxidación-reducción, de formación de precipitados e, incluso, reacciones de formación de complejos. Estas experiencias pretenden despertar el interés de los alumnos por la química.

Palabras clave: *Experiencias de química; sulfato de cobre; materiales y reactivos caseros; demostraciones de química; química recreativa.*

INTRODUCCIÓN

La química es una ciencia empírica y como tal el trabajo experimental en el laboratorio (o incluso en casa) debe formar parte del proceso de enseñanza-aprendizaje. La mayoría de veces esto no se lleva a cabo dado el elevado coste del material y de los reactivos necesarios para realizar experiencias. Afortunadamente, la química es una materia que se brinda a realizar muchas experiencias sencillas usando sustancias y materiales fácilmente accesibles y asequibles. No es necesario utilizar reactivos de pureza controlada, ni disponer de material de laboratorio para realizarlas; en su lugar, pueden usarse reactivos mucho más baratos, tales como productos de limpieza, alimentos, medicamentos, etc., y utensilios de cocina para suplantar el material de laboratorio (Bueno Garesse, 2004; Heredia Avalos, 2006). Esto nos permitirá estudiar la química de una forma mucho más amena.

Ni que decir tiene que, a pesar de la sencillez de las experiencias que se detallan en este trabajo y de su aparente inocuidad, algunas de las sustancias que se emplean pueden resultar peligrosas si no se manejan con las debidas precauciones, por lo que es necesario tener en cuenta las normas de seguridad correspondientes (García Alonso, 2004; Panreac Química, 2005).

Las experiencias que se detallan en este trabajo permiten despertar el interés de los alumnos, ya que relacionan el tema tratado en clase con lo cotidiano al emplear sustancias químicas con las que se encuentran familiarizados, incitándoles a observar y analizar los fenómenos químicos que ocurren en su entorno. Pueden realizarse en el aula, a modo de demostración, en el laboratorio, en casa, al no requerir material de laboratorio, e incluso formando parte de una charla-espectáculo de química mágica, dada la espectacularidad de algunas de ellas. Aunque no se puede dar una regla general sobre cómo y dónde realizarlas, en cada experiencia se hace una sugerencia al respecto. Además, en todas ellas se da una explicación relativamente exhaustiva, el docente debe escoger la profundidad con la que se trata cada experiencia en función del nivel de los estudiantes.



Figura 1. *Reactivos usados en las experiencias que se detallan en este trabajo: cinc de una pila salina, papel de aluminio, sulfato de cobre, clavos de hierro, sosa cáustica (NaOH), amoniaco (NH_3), sulfumant (HCl) y sal común (NaCl).*

De todos los reactivos usados en estas experiencias el más difícil de encontrar sin recurrir a proveedores de reactivos químicos es, sin duda, el sulfato de cobre pentahidratado. El sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) es una sal de color azul, que en su forma anhidra (CuSO_4) es blanca. Se conoce comercialmente con el nombre de sulfato de cobre, vitriolo azul o piedra azul, y cristaliza en el sistema triclinico. Se emplea, por su acción bactericida y alguicida, en el tratamiento del agua para combatir las algas en depósitos y piscinas, en agricultura como desinfectante y para la formulación de fungicidas e insecticidas, en la conservación de la madera, como pigmento, en el tratamiento de textiles y cueros, en la preparación del reactivo de Benedict y de Fehling para la detección de azúcares, etc. Puede adquirirse en droguerías y tiendas para el mantenimiento de piscinas, ya que para las experiencias que se describen a continuación, no es necesario usar un reactivo de pureza controlada. El sulfato de cobre es tóxico por ingestión, inhalación y contacto, siendo las dos primeras vías de intoxicación las más peligrosas.

CRECIMIENTO DE CRISTALES GIGANTES

El crecimiento de cristales es un fenómeno muy común en la naturaleza, de ahí que sea relativamente fácil de observar. Es por esto que la mayoría de estudiantes suelen estar familiarizados con él, aunque probablemente nunca se han preguntado cuáles son las variables que afectan al proceso de cristalización.

El hecho de que un cristal sea una repetición de una estructura de átomos ordenada, denominada celdilla unidad, es introducido incluso en la Enseñanza Secundaria Obligatoria al tratar el enlace iónico. Si bien no se estudia específicamente el proceso de cristalización, puede aprovecharse este momento para que los estudiantes realicen esta experiencia en casa, dada su sencillez. Una forma de hacerlo es, por ejemplo, convocando un concurso de crecimiento de cristales, la idea no es novedosa (Powell, 2003; Young, 2004; van Meervelt, 2006); eso sí, constituye una excelente forma de que los alumnos adquieran destrezas experimentales, ya que si quieren obtener cristales de buena calidad tienen que ser muy cuidadosos, por ejemplo, evitando someter el recipiente en el que esté creciendo el cristal a vibraciones innecesarias o evitando que caigan partículas extrañas en las disoluciones que preparen.

Para obtener un cristal a partir de una disolución es necesario que esta disolución esté sobresaturada de la sal en cuestión, esto es, que la concentración de la sal en la disolución sea mayor que la de equilibrio para esa temperatura. Por tanto, se debe preparar una disolución sobresaturada de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, en lo sucesivo sulfato de cobre.

El concepto de disolución sobresaturada puede introducirse mediante una sencilla experiencia, que también se puede realizar en casa, para la cual sólo es necesario un vaso de agua, sal común (cloruro sódico, NaCl) y una fuente de calor. Se toma el vaso con unos 100 ml de agua, se añade una cucharadita de cloruro sódico y se agita hasta la completa disolución de la sal. Se añade otra cucharadita de cloruro sódico y se vuelve a agitar hasta que ésta se disuelve totalmente. El proceso se repite hasta que ya no es posible disolver más cloruro sódico. Se filtra o se decanta la disolución resultante, que estará saturada, a la temperatura ambiente, de cloruro sódico. Pues bien, una disolución sobresaturada es aquella que tiene aún más cloruro sódico en disolución. ¿Cómo es posible entonces preparar esta disolución si ya no se puede disolver más cloruro sódico? Sencillo, se puede disolver más cloruro sódico si se calienta la disolución.¹ Así se prepara una disolución saturada a una temperatura mayor que la ambiente. Si se deja enfriar la disolución inmediatamente dejará de estar saturada para volverse sobresaturada.

El sulfato de cobre cristaliza en la red triclínica, la menos simétrica de las 14 redes de Bravais tridimensionales, con parámetros de red $a = 6.12 \text{ \AA}$, $b = 10.7 \text{ \AA}$, $c = 5.97 \text{ \AA}$, $\alpha = 82.27^\circ$, $\beta = 107.43^\circ$ y $\gamma = 102.67^\circ$ (Beevers y Lipson, 1934). A modo de comparación el cloruro sódico, que es el ejemplo típico al estudiar el enlace iónico, cristaliza en la red cúbica centrada en las caras, con parámetros de red $a = b = c = 5.63 \text{ \AA}$ y $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$ (Kittel, 1998).

¹ La mayoría de las sales suelen ser más solubles al aumentar la temperatura, sin embargo hay casos en los que ocurre al revés, la sal es más insoluble cuando aumenta la temperatura. Quizás el más familiar, por los problemas técnicos que conlleva, es el de la cal (carbonato cálcico, CaCO_3) que emboza tuberías y estropea nuestras lavadoras.

Dado el tamaño de los cristales de sulfato de cobre, en este caso particular resulta sorprendente comprobar como el orden microscópico del cristal puede contemplarse fácilmente a simple vista, simplemente observando la forma de los cristales. Esto se debe a que, a nivel microscópico, la celdilla unidad de sulfato de cobre se repite del orden de un número de Avogadro de veces ($\sim 10^{23}$) para dar lugar a un cristal macroscópico con muy pocos defectos. Así, la forma de los cristales obtenidos es siempre la misma, es decir, de simetría triclinica, independientemente del tamaño del cristal.

Pero, ¿cuál es la razón por la que se emplea sulfato de cobre y no otra sal, como el cloruro sódico, para obtener cristales gigantes? Porque es mucho más difícil que se forme una semilla de sulfato de cobre, a partir de la cual crezca el cristal, que una de cloruro sódico. Si es posible se puede realizar este análisis desde un punto de vista energético. Por tanto, si se parte de disoluciones sobresaturadas de estas dos sales se formarán muchos menos cristales de sulfato de cobre que de cloruro sódico; el crecimiento posterior de los pocos cristales de sulfato de cobre será mucho mayor que el de los numerosos cristales de cloruro sódico. En resumen, para obtener cristales gigantes conviene que se formen cuantos menos cristales mejor, así sólo estos serán los que crezcan, ya que es más fácil que crezca un cristal a partir de una semilla ya formada que formar una nueva semilla. Además, merece la pena destacar que es más fácil que crezcan cristales en las irregularidades y grietas del recipiente que en el seno de la disolución, razón por la cual el crecimiento del cristal se da normalmente en estos lugares.

Para realizar esta experiencia se necesita, dependiendo del tamaño del cristal que se quiera obtener, unos 300 g de sulfato de cobre y agua del grifo. También se debe disponer de un plato sopero, que se usará como cristalizador, una botella de plástico de 1.5 l, film transparente, del que se usa para empaquetar comida, un palito o un lápiz, unos 20 cm de hilo de pescar, unas tijeras, un vaso de vidrio borosilicatado² o de cerámica, que se usará para calentar la disolución, un embudo, papel de filtro de



Figura 2. Dentro del vaso se observa un cristal triclinico de sulfato de cobre creciendo en una disolución sobresaturada de dicha sal. Delante del vaso y de izquierda a derecha: aspecto inicial del sulfato de cobre, tres cristales triclinicos, a partir de los cuales se puede crecer un cristal gigante, y un cristal gigante que ha crecido durante dos días.

² Este tipo de vidrio, también conocido como Pyrex®, es mucho más resistente a los cambios de temperatura. Hoy en día estos recipientes se venden usualmente en centros comerciales como utensilios de cocina.

café, una balanza de cocina y un fogón de cocina o un mechero Bunsen para calentar las disoluciones que preparemos.

El procedimiento a seguir es el siguiente. En primer lugar, se disuelven 50 g de sulfato de cobre en 100 ml de agua muy caliente (Cherrier, 1974). Para calentar el agua conviene interponer un trozo de papel de aluminio entre el fuego y el recipiente para evitar la rotura del mismo. Así se prepara una disolución sobresaturada, la cual tiene color azul debido a la presencia del complejo $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$. A continuación se filtran las impurezas con un embudo y papel de filtro de café y se vierte la disolución en el plato soper, colocado en un lugar muy estable (sin vibraciones). Unas tres horas después aparecerán varios cristales pequeños en el fondo del plato similares a los que se muestran en el centro de la Figura 2. Se extrae de la disolución el de mayor tamaño y se ata al hilo de pescar, que debe estar muy limpio; el otro extremo del hilo se ata al palito o al lápiz. Posteriormente, se añaden 50 g de sulfato de cobre y 100 ml de agua a la disolución anterior y se calienta hasta se que disuelva todo el sulfato de cobre. Se filtra la disolución y se vierte en un vaso limpio. Transcurrido el tiempo necesario para que la disolución se enfríe, se introduce el cristal en la disolución, tal y como se muestra en la Figura 2. De esta forma se favorece que únicamente crezca el cristal que tenemos atado al lápiz y que no se formen nuevos cristales. En un día el cristal de sulfato de cobre se hará mucho más grande, agotando su “combustible”.

Para continuar el crecimiento se retira el cristal y se calienta de nuevo la disolución, añadiendo la cantidad de sulfato de cobre que se ha “perdido” al formar el cristal. Según la paciencia y tiempo que se tenga se obtendrá un cristal más o menos grande. El cristal que aparece sumergido en el vaso de la figura 2 estuvo creciendo durante un día. Si se quiere continuar creciendo el cristal se debe usar un recipiente mayor, como una botella de 1,5 l a la que se le ha cortado la parte superior para obtener un vaso de gran diámetro. Conviene destacar que suelen crecer cristales pequeños sobre la superficie del cristal gigante. Si se quiere mantener la simetría triclinica del cristal original es preciso retirarlos cada vez que se cambie la disolución; en caso contrario, se obtendrá un cristal gigante en cuya superficie crecerán muchos cristales pequeños con múltiples orientaciones aunque siempre con la misma simetría, lo cual puede resultar más atractivo desde un punto de vista estético (véase el cristal de la Figura 3).



Figura 3. *Cristal de sulfato de cobre que puede usarse como decoración.*

También se pueden obtener muchos cristallitos pequeños sumergiendo en la disolución un hilo de algodón con un clip en el extremo a sumergir a modo de contrapeso. En este caso las irregularidades del hilo de algodón actuarán como semillas a partir de las cuales crecerán numerosos cristales de sulfato de cobre, razón por la que tendrán un tamaño reducido.

Cuando ya no se quiera crecer más el cristal se puede aprovechar la disolución sobrante de sulfato de cobre para realizar las experiencias que se detallan en los apartados siguientes.

Se puede realizar una experiencia similar con alumbre común (sulfato doble de aluminio y potasio, $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$), pero empleando una relación de 30 g de alumbre por 100 ml de agua para preparar las disoluciones. El alumbre forma fácilmente cristales incoloros con forma de octaedros, es decir, como dos pirámides unidas por sus bases.

MAGIA CON SULFATO DE COBRE

En estas experiencias se ponen de manifiesto varias reacciones químicas de formación de precipitados en las que, en algunos casos, aparecen también implicados complejos. Es por ello que, si se quiere comentar la química subyacente con profundidad, estas experiencias quizás deban tratarse en cursos de Bachillerato. Sin embargo, también pueden realizarse en Secundaria al estudiar los tipos de reacciones químicas; eso sí, algunas de ellas con el simple objetivo de enseñar a los alumnos la riqueza y diversidad de las reacciones químicas, motivándoles en el estudio del tema. Dada la espectacularidad y rapidez con la que tienen lugar estas experiencias resulta factible realizarlas a modo de demostración de aula, aunque por su sencillez se puede sugerir a los alumnos que intenten reproducir los resultados en casa; eso sí, teniendo en cuenta las correspondientes normas de seguridad (gafas de seguridad, guantes y bata).

Para realizar estas experiencias se necesita, amoníaco, hidróxido sódico y una disolución de sulfato de cobre; se pueden usar las que se desechan en la cristalización de la experiencia anterior. Tanto el amoníaco (NH_3) como el hidróxido sódico ($NaOH$, también llamado sosa cáustica) se emplean como productos de limpieza, por lo que se pueden adquirir fácilmente en cualquier supermercado. El amoníaco se comercializa en disolución acuosa (NH_4OH), mientras que la sosa cáustica puede encontrarse como lentejas o perlas sólidas, o incluso en disolución acuosa concentrada, ya que se emplea como desatascador de tuberías. También se debe disponer de varios vasos, una cucharilla y varias pajitas, a falta de cuentagotas o pipetas.

En primer lugar, se toman tres vasos y se vierte en cada uno unos mililitros de la disolución de sulfato de cobre desechada en la experiencia anterior. Se puede usar la pajita a modo de pipeta, sumergiéndola en la disolución de sulfato de cobre y tapando con el dedo el orificio superior de la pajita, evitando así que se derrame el contenido de la misma al trasvasar la disolución de un vaso a otro. Uno de estos vasos será el "referencia" para poder ver claramente los cambios que se produzcan en los otros dos vasos. En otro vaso se prepara una disolución de hidróxido sódico, agregando una cucharadita a unos 100 ml de agua. La disolución del hidróxido sódico en agua es bastante exotérmica por lo que conviene prepararla en el vaso de vidrio o cerámica, ya que el plástico



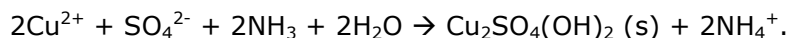
Figura 4. De izquierda a derecha disoluciones de: sulfato de cobre, sulfato de cobre con amoníaco y sulfato de cobre con exceso de amoníaco.

podría fundirse. Además, durante la disolución del hidróxido sódico se desprende vapor de agua con hidróxido sódico, que es muy irritante, por lo que debe prepararse debajo de una campana de extracción o en un lugar bien ventilado, evitando inhalar los vapores desprendidos en el proceso. Usando un cuentagotas se añade esta disolución poco a poco a uno de los vasos. Inmediatamente se observa que se forma un precipitado de color azul intenso gelatinoso que incluso vuelve la disolución espesa. Este precipitado azul es hidróxido de cobre:

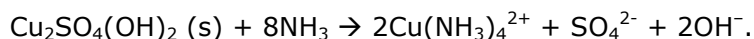


Sorprendentemente, si se continúa agregando hidróxido sódico parte de este precipitado se disuelve y la disolución adquiere un color azul más intenso. Lo que ha sucedido es que en exceso de OH^- se ha formado el ion cuprato, CuO_2^{2-} , que da lugar a un color azul más intenso que el del sulfato de cobre. La redisolución del hidróxido de cobre se favorece si se calienta suavemente; sin embargo, si se calienta a ebullición se obtiene un precipitado negro de óxido de cobre, CuO , que es más estable termodinámicamente.

En otro vaso se añade a la disolución de sulfato de cobre unas gotas de amoníaco. Nuevamente se observa que se forma un precipitado, pero esta vez es verde azulado claro (vaso central de la Figura 4). La reacción química que tiene lugar es:



Sin embargo, si se continúa agregando amoníaco se observa que el precipitado se disuelve totalmente y que, además, la disolución cambia de color volviéndose de un color azul muy intenso (vaso derecho de la Figura 4), el cual proviene del complejo tetraamincúprico:



El color de este complejo es tan intenso que, actualmente, el amoníaco se emplea en química analítica cualitativa para detectar la presencia de Cu^{2+} en una disolución problema. Conviene destacar las diferencias, en cuanto a color e intensidad, entre el complejo $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$ y el $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$, lo cual pone de manifiesto la fuerte dependencia del color con el tipo de ligando. Esto se debe a las modificaciones que se producen en los niveles electrónicos del ion Cu^{2+} cuando se aproximan los ligandos, NH_3 o H_2O , para formar el correspondiente complejo.

A la luz del intenso color del complejo $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ se puede proponer la siguiente experiencia sencilla para crear tinta mágica de colores. Se prepara una disolución de sulfato de cobre bastante diluida, que será la tinta mágica. Como si fuese una pluma, se sumerge el extremo de un mondadientes en la tinta mágica y se escribe un mensaje sobre un trozo de papel. Si se deja secar durante un tiempo el mensaje desaparece. Para revelarlo basta con usar amoníaco. Una forma más llamativa de hacer el "revelado" consiste en introducir un recipiente de plástico con amoníaco dentro de una caja de zapatos, a cuya tapa se le ha practicado un orificio en forma de ranura. Así, cuando se quiere revelar un mensaje basta con introducir el papel por la ranura en de la caja reveladora; inmediatamente, los vapores de amoníaco dan lugar a la formación del $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ con lo que el mensaje secreto es revelado.

Si bien en esta experiencia aparece el complejo $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ esto no debe impedirnos llevarla a cabo con alumnos de Secundaria, pues constituye una excelente forma de introducir a los alumnos en la química los complejos desde un punto de vista cualitativo, mostrándoles la enorme diversidad de las reacciones químicas.

HUMO DE CLORURO AMÓNICO

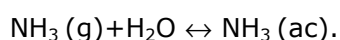
El humo está constituido por pequeñas partículas sólidas (humo de un cigarrillo) o líquidas (humo sobre un plato con sopa caliente) que se encuentran en suspensión en el aire. En esta experiencia se observan reacciones de formación de partículas coloidales y de formación de complejos; por tanto, aunque esta experiencia puede realizarse en Enseñanza Secundaria Obligatoria, eso sí, desde un punto de vista cualitativo, una discusión en profundidad requiere que los alumnos sean de Bachillerato. Las reacciones químicas implicadas son bastante rápidas y visualmente atractivas por lo que esta experiencia puede realizarse como demostración de aula. Por supuesto, los alumnos pueden también realizarla en casa siguiendo las instrucciones del profesor y teniendo en cuenta las normas de seguridad.

Partiendo de la disolución que contiene el complejo tetraamincúprico se puede hacer una experiencia muy curiosa en la que se obtiene humo de cloruro amónico. Para ello se necesita una botella de plástico de paredes lisas (las de gaseosa suelen ser perfectas) y ácido clorhídrico. El ácido clorhídrico se conoce comercialmente con el nombre de salfuman o agua fuerte; en realidad, es una disolución acuosa de un gas muy irritante y corrosivo, el cloruro de hidrógeno (HCl). Puede adquirirse fácilmente en droguerías y supermercados, ya que se emplea en la limpieza de tuberías.

El procedimiento a seguir es el siguiente. Se vierte la disolución que contiene el complejo tetraamincúprico en la botella y se añaden unos mililitros de ácido clorhídrico. Se observa que inmediatamente se forma un humo bastante denso en el interior de la botella; incluso se puede hacer un anillo de humo si se presiona la botella bruscamente (con una botella de paredes lisas será más fácil). Estos anillos de humo se denominan vórtices anulares, están organizados internamente en capas y pueden desplazarse en línea recta durante algunos segundos sin modificar su forma (Lim, 2006). Si se agrega la suficiente cantidad de ácido clorhídrico la disolución se volverá prácticamente incolora (en realidad tendrá un color ligeramente azulado por el complejo $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$). Se puede volver a repetir la experiencia, la disolución adquirirá de nuevo el color azul intenso del complejo tetraamincúprico si se añade más amoníaco, lo cual pone de manifiesto la reversibilidad esta reacción química.

Tanto el amoníaco como el cloruro de hidrógeno son gases, aunque bastante solubles en agua. Por este motivo las disoluciones de amoníaco y cloruro de hidrógeno desprenden siempre vapores de estos gases.

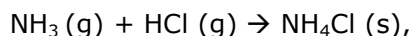
La disolución de la botella contiene, además del complejo tetraamincúprico, un exceso de amoníaco, de modo que tanto la disolución como el aire del interior de la botella contendrán amoníaco según el equilibrio:



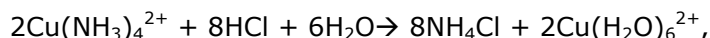
Análogamente, el cloruro de hidrógeno satisface el equilibrio:



Cuando se añade ácido clorhídrico a la disolución, que contiene exceso de amoníaco, se forman partículas coloidales de cloruro amónico en el aire de la botella, esto es:



que son las responsables del humo observado. Esto permite mostrar que el humo producido, como el del tabaco, no es un gas, sino que en realidad está constituido por pequeñas partículas sólidas en suspensión. Por otra parte, si se añade la suficiente cantidad de ácido clorhídrico se destruye el complejo tetraamincúprico, por la formación del cloruro amónico:



y el intenso color del $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ desaparece.

Se puede realizar una variante más sencilla de esta experiencia para poner de manifiesto únicamente la formación del cloruro amónico. Esta experiencia es por tanto más apropiada para cursos inferiores. Para ello se necesita ácido clorhídrico, amoníaco y dos vasos transparentes e incoloros.

El procedimiento es muy sencillo. Se vierte en uno de los vasos un chorrito de ácido clorhídrico y se esparce por las paredes inclinando el vaso y haciéndolo girar. Resulta más sencillo extender el ácido usando un pincel. No debe quedar nada o a lo sumo casi nada de ácido clorhídrico en el fondo del vaso. Seguidamente se vierte un chorrito de amoníaco en el otro vaso y se esparce el amoníaco por las paredes igual que se hizo con el ácido clorhídrico. En este caso conviene que quede algo de amoníaco en el fondo del vaso. Finalmente, se coloca rápidamente el vaso de ácido clorhídrico sobre el vaso de amoníaco y se observa la aparición de una intensa neblina blanca de cloruro amónico, tal y como se muestra en la figura 5. Esta experiencia es más sencilla que la anterior, pues no

tienen lugar reacciones con complejos, y también resulta muy ilustrativa. La razón por la cual no debe quedar ácido clorhídrico en el vaso resulta ahora evidente: si quedará ácido, podría derramarse al colocarlo boca abajo sobre el vaso de amoníaco con el subsecuente riesgo. Por otra parte, conviene que haya más amoníaco que ácido clorhídrico por dos motivos: en primer lugar, el amoníaco se suele comercializar más diluido que el ácido clorhídrico y, en segundo lugar, no hay peligro de que se derrame al hacer el experimento, pues no hay que voltear el vaso.

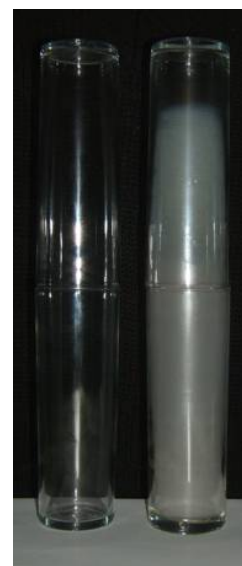


Figura 5. A la izquierda dos vasos vacíos, a la derecha dos vasos con el humo de cloruro amónico.

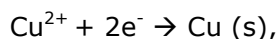
RECUBRIMIENTO DE METALES CON SULFATO DE COBRE

En esta experiencia se puede comprobar cómo algunos metales reaccionan con una disolución de sulfato de cobre, recubriéndose de cobre. Este tipo de reacciones

químicas se engloban dentro de las reacciones de transferencia de electrones, o de oxidación-reducción, las cuales se tratan principalmente en segundo de Bachillerato. Quizás es este el curso idóneo para tratar estas experiencias con profundidad, aunque también es posible realizarlas en cursos inferiores, explicándolas cualitativamente y demostrando una vez más la enorme variedad de reacciones químicas que pueden observarse en la naturaleza. Son experiencias bastante rápidas por lo que pueden realizarse como demostración de aula.

Para realizar estas experiencias se necesita un clavo o un trozo de hierro, un trozo de cinc, un trozo de papel de aluminio y una disolución de sulfato de cobre. También se debe disponer de cuatro vasos, una cucharilla y unas pinzas o tenazas de acero (de las que se usan en la barbacoa van muy bien).

En primer lugar se vierte en los cuatro vasos unos mililitros de la disolución de sulfato de cobre. Uno de ellos se usará como "referencia" para ver claramente los cambios que se produzcan en el resto de disoluciones. En otro de los vasos se sumerge un clavo de hierro.³ Transcurridos unos minutos la parte del clavo que estaba sumergida en la disolución se ha recubierto de un sólido rojizo. El sólido rojizo que aparece sobre el clavo de hierro es cobre, que procede de la reducción del ion Cu^{2+} ; por otra parte, el hierro se oxida a Fe^{2+} . Las semireacciones que tienen lugar son:



Si se deja el clavo sumergido en la disolución de sulfato de cobre durante un día, se observa como la disolución pierde el color azulado a la vez que se oxida el clavo de hierro y se deposita más cobre sobre su superficie. Si se filtra la disolución resultante y se le agregan unas gotas de NaOH se observará la formación de un precipitado gelatinoso de color marrón. Se trata de hidróxido férrico, Fe(OH)_3 , ya que aunque el hierro se oxida a Fe^{2+} cuando se deposita el cobre, con el paso del tiempo y en presencia del oxígeno atmosférico el Fe^{2+} se oxida a Fe^{3+} .

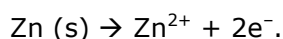
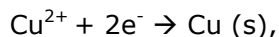
Ahora se sumerge un trozo de cinc, obtenido a partir de una pila salina (Heredia Avalos, 2005), en otro vaso con disolución de sulfato de cobre. Transcurridos unos segundos se observa que la parte del cinc que estaba sumergida en la disolución de sulfato de cobre esta recubierta de un sólido negro. Nuevamente, se trata de cobre



Figura 6. De izquierda a derecha: trozos de cinc de una pila salina, clavos de hierro y un trozo de papel de aluminio. Delante se muestran los metales sin recubrir, detrás los metales recubiertos de cobre.

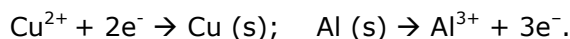
³ Conviene destacar que la experiencia no funciona si el clavo es de acero, ya que el acero (aleación de hierro-carbono) es más resistente a la oxidación que el hierro.

que procede de la reducción del ion Cu^{2+} , pero esta vez es el cinc el que se oxida pasando a la disolución:

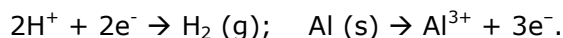


El hecho de que en este caso el cobre adquiera color negro se debe a que se deposita muy rápido sobre el cinc de forma que no tiene tiempo suficiente de cristalizar correctamente y adquirir su color rojizo característico.

Por último, se sumerge una lámina de papel de aluminio en otro vaso con disolución de sulfato de cobre. En este caso se observa el burbujeo de un gas y la aparición de pequeños agujeros en el aluminio en torno a los cuales se observan pequeños depósitos de un sólido rojizo. Los agujeros en la lámina de aluminio se deben a su oxidación a Al^{3+} , mientras que los depósitos son de cobre proveniente de la reducción del ion Cu^{2+} :



Por otra parte, el gas que se desprende es hidrógeno debido a las reacciones:



Si bien el aluminio no suele reaccionar en agua debido a la capa superficial protectora de óxido de aluminio, en este caso sí lo hace, ya que al oxidarse por la acción del cobre quedan descubiertos nuevos átomos de aluminio que reaccionan inmediatamente con el agua. En lugar de papel de aluminio se puede utilizar una moneda de una peseta, ya que está hecha de aluminio. Al sumergirla en la disolución de sulfato de cobre se observa como se deposita rápidamente el cobre sobre ella. Transcurrido cierto tiempo se pone claramente de manifiesto la corrosión que sufre la moneda, que pierde sus dibujos en relieve debido a la oxidación del aluminio.

En la figura 6 se muestran los resultados obtenidos al sumergir cinc, hierro y aluminio en la disolución de sulfato de cobre.

Todos los metales utilizados en esta experiencia son menos nobles que el cobre. Un metal es tanto más noble cuando mayor es su potencial de reducción en las tablas de potenciales, es decir, cuando su forma metálica es más estable. De ahí que el ion Cu^{2+} se transforme en cobre a costa de oxidar cualquier metal menos noble que él. Sin embargo, si se repite la experiencia utilizando un metal más noble que el cobre, tal como la plata o el oro, no se observará depósito de cobre alguno.

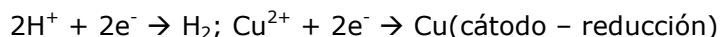
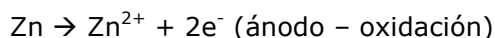
FABRICACIÓN DE PILAS CON MATERIALES DE DESECHO

Las reacciones de oxidación-reducción constituyen la base fundamental de la electroquímica; y las pilas, que se estudian en Bachillerato, son una excelente forma de abordar los fenómenos electroquímicos. Las pilas son dispositivos eléctricos con los que los alumnos están muy familiarizados, pues se encuentran en todos los juguetes eléctricos. Esta experiencia constituye una excelente forma de enseñarles cómo funcionan estos dispositivos. A continuación se describe cómo fabricar dos tipos de pilas, la primera de ellas, usando una disolución de cloruro sódico y dos trozos metales

diferentes, es fácil de construir, pero muy poco eficiente; la segunda, usando sulfato de cobre en lugar de cloruro sódico, es bastante más eficiente, aunque es un poco más difícil de fabricar. Estas experiencias requieren cierto tiempo de preparación y realización (~30 min.), por lo que conviene realizarlas en el laboratorio o en casa. Quizás sea preferible esta última opción, pues para la construcción de la pila con NaCl el material y los reactivos necesarios no son nada peligrosos. Si que es preciso tomar precauciones en el caso del sulfato de cobre, siendo conveniente usar guantes para su manipulación.

Para construir estas pilas se necesita cinc, cloruro sódico (sal común) y por supuesto, una disolución de sulfato de cobre. Además, se necesitan cuatro vasos o recipientes, una cucharilla, papel de filtro de café, o incluso papel de cocina, 1 metro de cable eléctrico, cinta aislante y un diodo LED (del inglés, *Light Emission Diode*), para comprobar que la pila funciona. El cinc puede extraerse de una pila salina gastada (Heredia Avalos, 2005), mientras que el diodo LED se puede adquirir en una tienda de electrónica. A la luz del material y de los reactivos utilizados en esta experiencia, conviene destacar que no entraña peligro alguno; por ello, los alumnos pueden realizarlas individualmente en casa. Además, aunque estas experiencias sólo pueden tratarse con profundidad en Bachillerato, dada su sencillez, también pueden ser realizadas por alumnos de cursos inferiores, si bien las explicaciones deben ser en este caso meramente cualitativas.

La primera pila se construye usando una disolución de NaCl (dos cucharaditas de sal en unos 200 ml de agua del grifo), un trozo de cinc y un par de cables eléctricos de cobre. En un vaso con unos 100 ml de disolución de NaCl se sumerge un cable de cobre, previamente pelado, y un trozo de cinc al que se le ha enlazado otro cable de cobre (en este caso hay que evitar sumergir el cobre en la disolución). De esta forma se ha montado una pila en la que uno de los electrodos es de cobre y el otro de cinc. También puede usarse como electrodo un trozo de una tubería de cobre. Para evitar que los electrodos se muevan conviene pegarlos con cinta aislante o sujetarlos al vaso con clips. Las reacciones que tienen lugar en cada uno de los electrodos son:



Conviene destacar que la concentración de H^+ , resultado de la disociación del agua, y la de Cu^{2+} , que pueda haber en equilibrio con el cobre metal, son muy bajas, por lo que en el cátodo se produce la reducción de ambas especies. Así pues, la intensidad de corriente y el voltaje son bajos porque las concentraciones de las especies que deben reducirse también lo son, por ejemplo, $[\text{H}^+] \sim 10^{-7}$ para $\text{pH} \sim 7$.

Para comprobar el funcionamiento de la pila se enlaza un cable a cada uno de los extremos del diodo LED y se conectan con los cables de los electrodos, que se encuentran sumergidos en la disolución. Conviene recordar que un diodo sólo luce cuando se enlaza con la polaridad adecuada. Probablemente el diodo LED no luzca, en cuyo caso se debe montar otra pila como la anterior y conectarla en serie a la primera, esto es, el electrodo de cinc de una de las pilas se conecta al electrodo de cobre de la

otra pila. Se debe montar tantas pilas como sea necesario, al final el diodo LED lucirá. En general basta con tres pilas montadas en serie.

A continuación se construirá una pila más eficiente, haciendo uso del sulfato de cobre. Se toman dos vasos y se vierte la disolución de sulfato de cobre en uno de ellos. En la otra se vierte una disolución de cloruro sódico. Seguidamente se construye un puente salino mojando un trozo de papel de filtro de café, o de cocina, en una disolución saturada de cloruro sódico. Se sumerge uno de los extremos en la disolución de sulfato de cobre y el otro extremo en la disolución de cloruro sódico para cerrar el circuito eléctrico. Así, mientras los electrones viajan desde el ánodo de Zn hacia el cátodo de Cu a través del cable eléctrico, los iones Na^+ y Cl^- lo hacen por el puente salino para compensar el movimiento de carga de los electrones. De hecho, la pila no funcionaría sin puente salino, pues se crearía un exceso de carga positiva en el ánodo de Zn, por los iones Zn^{2+} producidos y un exceso de carga negativa en el cátodo de Cu, por la desaparición de iones Cu^{2+} , sendos procesos contribuirían a impedir que nuevos electrones viajasen a través del cable eléctrico desde el electrodo de Zn (ánodo) hasta el electrodo de Cu (cátodo).

Por último, se sumerge el electrodo de cinc en la disolución de cloruro sódico y el electrodo de cobre en la disolución de sulfato de cobre.⁴ Mientras que en el ánodo se produce la oxidación del cinc, en el cátodo tiene lugar, casi exclusivamente, la reducción del Cu^{2+} , ya que su concentración en la disolución es lo suficientemente alta. La disponibilidad de Cu^{2+} en la disolución permite que la corriente y el voltaje que proporciona esta pila sean mayores. Así pues, bastará con montar otra pila igual en serie para hacer lucir el diodo LED. En la figura 7 se muestra una pila construida de esta forma. Se pueden construir otras pilas cambiando los metales que se emplean como electrodos y la disolución que actúa como electrolito y así comprobar cuándo la pila es más eficiente.

Aunque no es necesario para realizar esta experiencia, el polímetro constituye una herramienta muy útil en este tipo de actividades. Hoy día pueden adquirirse incluso en centros comerciales por unos 10€. Si se dispone de polímetro se puede medir la

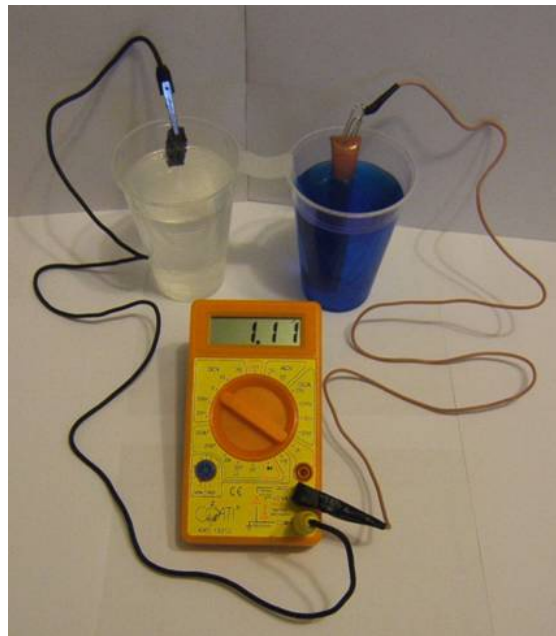


Figura 7. Pila de cinc y cobre haciendo uso de la disolución de sulfato de cobre. El electrodo cinc se ha construido a partir de una pila salina gastada y el de cobre es un trozo de una tubería común de agua. El polímetro indica la diferencia de potencial que proporciona la pila en voltios.

⁴ A la luz de los resultados obtenidos en la experiencia "Recubrimiento de metales con sulfato de cobre" se puede plantear la razón por la que se colocan los electrodos en recipientes separados.

diferencia de potencial y la corriente que circula entre los dos electrodos de cualquiera de las pilas construidas. Nótese que cualquier combinación de dos metales diferentes siempre da lugar a una diferencia de potencial entre ellos que puede medirse fácilmente con el polímetro. Además, se puede medir cómo la diferencia de potencial y la intensidad de corriente cambian (o no) y en qué medida cuando se montan las pilas en serie o en paralelo. También se puede comprobar que cuando se emplea la pila de sulfato de cobre, la diferencia de potencial y la intensidad de corriente son mayores que las obtenidas con la pila con cloruro sódico.

DESHIDRATACIÓN E HIDRATACIÓN DEL SULFATO DE COBRE

Tanto la ley de conservación de la masa como el ajuste de reacciones químicas son temas que tratan en Secundaria al presentar las reacciones químicas. Incluso en estos cursos ya se realiza algún cálculo estequiométrico. Una experiencia sencilla que permite poner en práctica lo aprendido es determinar el número de moléculas de agua que contiene el $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, según se describe más adelante.

Conviene destacar que, si bien nos hemos referido al $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ como sulfato de cobre, en realidad, el nombre correcto es sulfato de cobre pentahidratado. De hecho, el color azulado de la sal se debe a la presencia de moléculas de agua en su estructura cristalina. En la figura 8 se muestra la estructura cristalina del sulfato de cobre pentahidratado.

La sal anhidra CuSO_4 es en realidad de color blanco. Es muy fácil obtener sulfato de cobre anhidro a partir de sulfato de cobre pentahidratado, basta con calentar la sal directamente sobre el fuego o mediante un crisol; las moléculas de agua emergerán del cristal en forma de vapor de agua. Así, conforme transcurre el tiempo se observa que se va perdiendo el color azulado y que la sal se torna cada vez más blanquecina, hasta que finalmente adquiere el color blanco característico de la sal anhidra al perder toda el agua. Incluso se puede observar como burbujea el agua en la superficie al salir del cristal. En la Figura 9 se muestra el aspecto de la sal anhidra comparado con el de la sal hidratada.

Merece la pena destacar que la reacción de deshidratación del $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ se brinda a realizar una experiencia cuantitativa, la determinación del número de moléculas de agua que hay en la sal hidratada. El procedimiento es muy sencillo, basta con determinar la masa de una cantidad de sal antes y después de la pérdida del agua. La diferencia de masa dará cuenta del número de

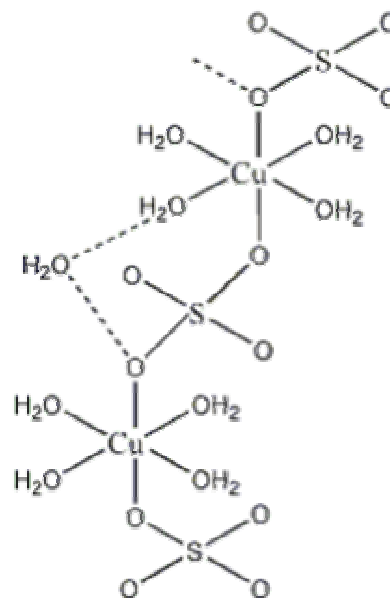


Figura 8. Estructura cristalina del sulfato de cobre pentahidratado (Beevers y Lipson, 1934).

moléculas de agua n que tenía la sal hidratada, de forma que n se puede calcular a partir de la relación:

$$\frac{m[\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}]}{m[\text{CuSO}_4]} = \frac{P[\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}]}{P[\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}] - P[\text{H}_2\text{O}]n},$$

donde $m[\dots]$ y $P[\dots]$ son la masa medida y el peso molecular, respectivamente, de la sustancia indicada entre corchetes. Por ejemplo, si la masa inicial de la sal hidratada es $m[\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}] = 100 \text{ g}$ y la masa final, después de la deshidratación, es $m[\text{CuSO}_4] = 64 \text{ g}$, el número de moléculas de agua según la relación anterior será $n \sim 5$. Esta experiencia conviene realizarla en el

laboratorio, pues se precisa de una fuente de calor y de un recipiente que soporte altas temperaturas (un crisol es la mejor opción), en el cual calentar el $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ hasta que pierda todas las moléculas de agua. Para favorecer esta pérdida de agua conviene machacar los cristales de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ con la ayuda de una maza. Además, aunque se puede determinar el cambio de masa con una balanza de cocina, cuando las cantidades son pequeñas hay que usar una balanza de laboratorio.

La hidratación de la sal anhidra CuSO_4 es muy exotérmica, lo cual viene a corroborar la estabilidad de la sal hidratada. Para realizarla basta con añadir unas gotas de agua a una pequeña cantidad de CuSO_4 . Al cabo de unos segundos la sal anhidra adquiere de nuevo la coloración azul de la sal hidratada, desprendiéndose una gran cantidad de energía en forma de calor.

CONCLUSIÓN

En este trabajo se ha puesto de manifiesto la facilidad con la que se pueden realizar experiencias de química en casa, usando utensilios de cocina, en lugar de material de laboratorio, y reactivos "caseros", en lugar de reactivos de laboratorio de pureza controlada. Tanto el material como los reactivos utilizados en este trabajo se pueden adquirir en una droguería o en un supermercado. La sencillez de algunas de estas experiencias contrasta con lo sorprendentes que pueden llegar a ser, despertando el interés del público en general, y de los alumnos en particular. Con ellas se demuestra que las experiencias de química no tienen por qué ser aburridas y pueden introducirse en el aula sin necesidad de equipamientos sofisticados (García Molina y Heredia Avalos, 2004; 2005a; 2005b); prueba de ello es la enorme, y creciente, acogida que tiene este tipo de experiencias (VV. AA., 2000-2004). Además, su desarrollo incita a la observación y al análisis de los fenómenos químicos que tienen lugar de forma cotidiana en el mundo que nos rodea.

En la mayoría de las experiencias que se han descrito en este trabajo se ha hecho uso del sulfato de cobre pentahidratado, una sal azulada relativamente fácil de encontrar en droguerías o en tiendas de piscinas para el tratamiento del agua. Estas experiencias permiten estudiar el proceso de cristalización del sulfato de cobre, que



Figura 9. A la izquierda, sulfato de cobre pentahidratado; a la derecha sulfato de cobre anhidro.

pone de manifiesto cómo la estructura microscópica del cristal determina su forma macroscópica independientemente del tamaño observado; algunas reacciones de oxidación-reducción, como las que dan lugar a la aparición de un depósito de cobre, aunque sólo sobre algunos metales; la formación complejos, como el $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$ y el $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$, cuyo color depende fuertemente del tipo ligando, y la formación de precipitados; incluso se describe como construir una pila que es capaz de hacer lucir un diodo LED. Con estas experiencias el estudiante se puede acercar a la experimentación química de una forma sencilla y barata.

Por último, merece la pena destacar que dada la sencillez de las experiencias propuestas, si su realización se acompaña de la correspondiente explicación, ajustada al nivel de conocimientos del curso, pueden realizarse incluso en Enseñanza Secundaria Obligatoria. Aunque el nivel de la química subyacente en algunas de estas experiencias puede ser algo elevado, su realización puede aprovecharse para introducir nuevos conceptos, aprovechando el interés que suelen despertar en los alumnos.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- BEEVERS, C. A. y LIPSON, H. (1934). Crystal structure of $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. *Proceedings of the Royal Society (London)* A146, 570-82.
- BUENO GARESSE, E. (2004). Aprendiendo química en casa. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 1(1) pp. 45-51. En línea en: <http://www.apac-eureka.org/revista/>
- CHERRIER, F. (1974). *Experimentos de química recreativa*. Valencia: Mas-Ivars editores.
- GARCÍA ALONSO, F. J. (2004). *Seguridad en el laboratorio de química*. Oviedo: Universidad de Oviedo. Servicio de Publicaciones.
- GARCIA MOLINA, R. y HEREDIA AVALOS, S. (2004). *Experiencias a 1 €*. Centro de Profesores y Recursos de Cieza, Murcia; Ídem. (2005a). *Experiencias de laboratorio a 1 €*. Centro de Profesores y Recursos de Yecla, Murcia; Ídem. (2005b). *Ciencia Re-creativa*. Centro de Profesores y Recursos de Cartagena, Murcia.
- HEREDIA AVALOS, S. (2006). Experiencias sorprendentes de química con indicadores de pH caseros. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 3(1), pp. 89-104. En línea en: <http://www.apac-eureka.org/revista/>
- KITTEL, C. (1998). *Introducción a la Física del Estado Sólido*. Barcelona: Reverté.
- LIM T. T. (2006). Fluid Mechanics Division, Department of Mechanical Engineering, University of Melbourne, AUSTRALIA. En línea en: <http://serve.me.nus.edu.sg/limtt/>
- PANREAC QUÍMICA S. A. (2005). *Seguridad en laboratorios químicos*. En línea en: <http://www.panreac.com/new/esp/publicaciones/docs/seguridad.zip>
- POWELL H. (2003). *National Crystal Growing Competition*. En línea en: <http://www.mrc-lmb.cam.ac.uk/harry/crystal/>
- SCHREINER R., SHAKHASHIRI, B. Z., SHAW, D. B., PERKINS, R. I. y JUERGENS, F. H. (1989). *Chemical Demonstrations: A Handbook for teachers of Chemistry*. Volumen 3. Wisconsin: The University of Wisconsin Press.

VV. AA. (2000-2004). *Feria Madrid por la Ciencia*. Madrid: Comunidad de Madrid y SM.

VAN MEERVELT L. (2006). *Compétition de Croissance de Cristaux*. En línea en:

<http://www.chem.kuleuven.ac.be/bcc/>

YOUNG C. (2004). *National Crystal Growing Competition*. En línea en:

<http://www.seawhy.com/xl.html>

SUMMARY

In this work, several simple experiments using salts of pentahydrated cupric sulphate are proposed. All the experiments can be done at home with kitchen utensils and using cheap substances that mostly can be found in supermarkets. The proposed experiments permit to study the crystallization process of the pentahydrated cupric sulphate, the oxidation-reduction reactions, the formation of precipitates and, even, the formation of complexes. These experiments try to arouse the interest of the students by chemistry.

Keywords: *Chemistry experiments; cupric sulphate; home materials and reagents; chemical demonstrations; recreational chemistry.*