

## UN SIFÓN A PARTIR DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

Delia Ángeles García Liarte

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

[Recibido en Mayo de 2009, aceptado en Octubre de 2009]

### RESUMEN

Para amenizar las clases y motivar a los alumnos se presenta una experiencia sorprendente y atractiva que permite abordar aspectos tanto físicos como químicos. Consiste en la reacción en un recipiente cerrado de una pequeña cantidad de cobre con ácido nítrico ( $HNO_3$ ), desprendiendo calor y liberando un gas pardo-rojizo. El gas fluye por un tubo de vidrio hacia un vaso que contiene agua, en donde burbujea y se disuelve. Tras enfriar con hielo el recipiente de reacción se produce un brusco descenso de la presión y el flujo de agua por el tubo de vidrio hacia su interior mediante un efecto sifón, formando una disolución de color azul. La sucesión de colores y el movimiento del gas y el agua provocarán un impacto visual que, sin duda, impresionará a los alumnos y contribuirá a fomentar el interés por la Ciencia.

**Palabras clave:** ciencia recreativa; cobre; ácido nítrico; presión en gases; presión atmosférica; demostración de física y química.

### INTRODUCCIÓN

El experimento que se plantea en este artículo tiene como propósito constituir una experiencia sorprendente y atractiva para la divulgación de la Ciencia. Un ácido mineral, el ácido nítrico, reacciona con cobre metálico liberando un gas pardo-rojizo, soluble en agua, y forma una disolución azul mediante un efecto sifón. Se trata de una práctica cuyos materiales se encuentran disponibles en cualquier centro de Enseñanza Secundaria, muy sencilla de reproducir y que, si se tienen en cuenta algunas indicaciones, suele llevarse a cabo siempre con éxito y gran impacto entre el público.

A pesar del planteamiento lúdico reseñado en el párrafo anterior, la experiencia da pie a abordar aspectos didácticos relacionados con la presión atmosférica y las reacciones químicas, que pueden ser aplicados en el segundo ciclo de ESO y Bachillerato. Estos aspectos serán abordados más adelante.

La realización de la experiencia, tal y como está planteada, no debe entrañar ningún problema. Sin embargo, algunas de las sustancias que intervienen en el proceso pueden presentar determinados riesgos, por lo que sólo se aconseja como demostración por parte del profesor, ajustándose a las cantidades indicadas en este artículo y teniendo en cuenta las normas de seguridad necesarias (Panreac Química, 2005).

## PRESENTACIÓN

**Materiales.** Un vaso de precipitados de 500 mL lleno de agua, un matraz erlenmeyer de 500 mL, un tapón de goma perforado que se ajuste bien en la boca del erlenmeyer, un tubo de vidrio (que se ajuste bien al orificio del tapón) con un codo en ángulo recto que mida unos 5 cm en uno de los lados y unos 10 cm en el otro, un tubo de vidrio con un codo de unos 120° que mida 10 cm en uno de los lados y unos 15 cm en el otro lado, un trozo de tubo de goma de 3 cm (en el que encajen bien los tubos de vidrio), elevador, una bolsa de cubitos de hielo (de un tamaño suficiente para cubrir las paredes del matraz).

**Reactivos.** 15 mL de ácido nítrico concentrado,  $\text{HNO}_3$  (previamente medido y colocado en un frasco de vidrio para su utilización en la práctica), 3 g de virutas de cobre.

**Montaje.** La figura 1 muestra los materiales necesarios para preparar la experiencia. Colocamos el cobre en el erlenmeyer y tapamos con el tapón de goma. Insertamos el extremo más corto del primer tubo de vidrio en el orificio del tapón, y colocamos el tubo de goma en el otro extremo. Conectamos el segundo tubo de vidrio por su parte más corta al extremo libre del tubo de goma. En el elevador ponemos el vaso de precipitados con 500 mL de agua. Introducimos en el vaso el extremo libre del tubo de vidrio, de forma que llegue hasta el fondo.



**Figura 1.-** Montaje de la experiencia. Observamos el erlenmeyer con las virutas de cobre, el vaso de precipitados con agua sobre el elevador y los dos tubos de vidrio unidos por el tubo de goma. El ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) lo llevaremos a la demostración previamente medido. Las bolsas de cubitos de hielo resultan muy prácticas para esta experiencia.

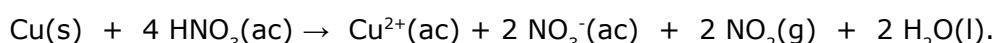
## PROCEDIMIENTO Y DISCUSIÓN DE LA EXPERIENCIA

Destapamos el matraz, vertemos el ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) y lo tapamos rápidamente, para que no escape el gas que se genera. El ácido reacciona con el cobre formando dióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_2$ ), un gas pardo-rojizo, y el cobre se disuelve originando una disolución verdosa, como se observa en la figura 2. El calor desprendido en la reacción, que es fuertemente exotérmica, aumenta la temperatura en el erlenmeyer provocando el aumento de la presión del gas, que sale con fuerza por el tubo de vidrio y burbujea en el agua.

El dióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_2$ ) es un gas tóxico por inhalación, pero es muy soluble en agua, por lo que al hacerlo burbujear en el vaso de precipitados se disuelve, evitando el riesgo de respirar sus vapores. Sin embargo, es posible que una pequeña cantidad

de gas no se disuelva y quede en el aire, en cuyo caso hay que evitar inhalarlo (consultar precauciones y medidas de seguridad en este mismo artículo).

La reacción química que tiene lugar entre el cobre y el ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) se describe mediante la siguiente ecuación (Shakhashiri, 1989, vol 3, pg 77):



**Figura 2.-** La reacción entre el cobre y el ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) produce un gas pardo-rojizo, el dióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_2$ ), al tiempo que se desprende gran cantidad de calor. El aumento de temperatura aumenta la presión en el interior del erlenmeyer, provocando la salida con fuerza del gas por el tubo y el burbujeo en el agua.

elevada, debido a la gran cantidad de calor que se desprende, lo que aumentará su presión enormemente. Sin embargo, el erlenmeyer tiene un orificio de salida en el tapón, lo que va a permitir que el gas pueda salir. El gas continuará saliendo mientras la presión que ejerza sea mayor que la presión atmosférica

$$P_{\text{gas}} > P_{\text{atmosférica}}.$$

Al salir parte del gas del erlenmeyer (y disolverse en el agua del vaso), disminuye también su presión, la cual, según la ecuación de estado de los gases ideales, también es proporcional a la cantidad de gas (concretamente, al número de moles).

Cuando disminuya el burbujeo del gas, rodearemos completamente el matraz con una bolsa de cubitos de hielo, tal como se muestra en la figura 3. Con esta acción bajará rápidamente la temperatura, pero además disminuirá la velocidad de la reacción y, por tanto, descenderá tanto el calor desprendido como la cantidad de gas formado, por lo que la presión disminuirá bruscamente. Cuando se verifique que  $P_{\text{gas}} < P_{\text{atmosférica}}$ , el burbujeo cesará y, al poco tiempo, el agua del vaso comenzará a subir lentamente por el tubo de vidrio.

Aunque son varios los factores que intervienen en el proceso simultáneamente, por simplicidad recurriremos a las leyes de los gases ideales para explicar lo que ocurre. Nos basamos en la ley de Gay-Lussac para considerar que la presión  $P$  que inicialmente ejerce el gas es directamente proporcional a la temperatura,  $T$  (Chamizo y Garritz, 1994, p. 187 y 188):  $P/T = \text{constante}$ .

El gas producido en la reacción se va a encontrar a una temperatura muy

El agua se elevará y fluirá de forma continua. Cuando entre en el erlenmeyer, subirá rápidamente y se introducirá con fuerza en el matraz debido al efecto sifón<sup>1</sup>. Llegados a este punto retiraremos la bolsa de cubitos de hielo y dejaremos al descubierto el matraz para mostrar el flujo del agua a su interior, formando una disolución de un intenso color azul, tal como se aprecia en la figura 4. Al entrar líquido, la presión aumenta en el matraz como consecuencia de la disminución de volumen, se igualan las presiones en el interior y el exterior,  $P_{\text{gas}} = P_{\text{atmosférica}}$ , y cesa el flujo de agua.



**Figura 3.-** Al enfriar el matraz con los cubitos de hielo disminuimos la presión en su interior, provocando la subida del agua por el tubo impulsada por la presión atmosférica. El agua sube despacio al principio, pero al llenar el tubo se introduce con fuerza en el matraz.

## RECOMENDACIONES

La reacción entre el cobre y el ácido nítrico es muy violenta, por lo que no es aconsejable sobreponer las cantidades indicadas para la realización de la experiencia, ya que puede ser difícil de controlar.

Se recomienda emplear dos tubos de vidrio conectados con una goma en lugar de un único tubo, ya que el gas, que al principio se libera violentamente, podría romperlo; de esta forma disminuimos la tensión en la conexión.

La bolsa de hielo es conveniente emplearla cuando prácticamente ha cesado el burbujeo del gas, ya que en este momento la velocidad de la reacción ha disminuido mucho, ya no se libera tanta



**Figura 4.-** Cuando el agua del vaso entra en el matraz la disolución adquiere una intensa coloración azul debido a la formación de iones de cobre hidratados  $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$  (Shakhashiri, 1989, vol. 3, pg 77).

<sup>1</sup> Nótese que se habla de efecto sifón porque un líquido asciende por un tubo de forma análoga a como lo haría en los recipientes que con el nombre de sifón se utilizaban para dispensar agua carbonatada.

cantidad de gas y su presión ha disminuido, por lo que el efecto sifón se conseguirá más rápidamente. Una vez colocado el hielo, no debemos apartarlo hasta que el agua haya llenado completamente el tubo de vidrio y observemos que fluye con fuerza dentro del matraz.

Se recomienda un fondo blanco para mejorar la visibilidad de la experiencia y apreciar mejor el colorido que comporta.

### **MEDIDAS DE SEGURIDAD**

“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” (Shakhashiri, 1989, vol. 3, pg 76). 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 y mascarilla.

“El dióxido de nitrógeno es un gas extremadamente tóxico que no debería dejarse escapar dentro de una sala. Este gas es irritante para el sistema respiratorio. Su inhalación puede producir graves daños pulmonares que no resultan evidentes hasta pasadas varias horas tras la exposición al mismo” (Shakhashiri, 1989, vol. 3, pg 76). Por ello, además de no utilizar cantidades superiores a las indicadas para evitar que escape una cantidad de gas que pueda ser perjudicial, se recomienda realizar la experiencia en el interior de una vitrina de gases. Si no se dispone de vitrina, se recomienda que la sala esté bien ventilada.

Los profesores que lleven a cabo esta demostración deben realizar previamente una valoración de riesgos para evitar cualquier contratiempo.

### **ORIENTACIONES DIDÁCTICAS**

La experiencia descrita permite abordar aspectos relacionados en el currículo de secundaria y bachillerato, tanto de Física como de Química. En Física se abordan aspectos como la presión de un gas y la ecuación de estado de los gases ideales, así como los efectos de la presión atmosférica, los cuales han sido descritos previamente en el apartado *procedimiento y discusión de la experiencia*. Sin embargo, es precisamente una reacción química la que desencadena todos los fenómenos físicos que tienen lugar después. La relación entre la primera y los segundos también ha sido descrita en el apartado citado anteriormente. Además, las características que presenta esta reacción (reacción exotérmica, de oxidación-reducción, con formación de un gas, en fase heterogénea...), así como el hecho de que el gas formado se disuelva en agua, nos dan pie a discutir a partir de ella aspectos relacionados con las reacciones químicas y la solubilidad de los gases. Algunos de estos aspectos se detallan a continuación:

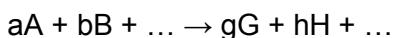
**Estequiometría de las reacciones químicas.** Conocidos la masa de cobre y el volumen de ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ , previa consulta de los datos de concentración, densidad y masa molecular en la etiqueta del frasco del ácido, y de la masa atómica del cobre en una tabla periódica, podemos calcular el número de moles de cada

sustancia que se ha introducido en el matraz. Observando las sustancias que se forman en la reacción, plantearemos a los alumnos que escriban y ajusten la reacción que se ha producido. A partir de este punto y con los cálculos del número de moles de reactivos realizados previamente, podemos determinar cuál es el reactivo limitante.

Para comprobar que las conclusiones obtenidas a partir de los cálculos realizados son correctas, observaremos si en el matraz ha quedado parte del cobre sin reaccionar, o bien se ha disuelto completamente (aunque será necesario que transcurra un tiempo, ya que el agua, al entrar en el matraz, diluye el ácido y ralentiza la reacción).

**Termoquímica.** A partir de los datos de las entalpías estándar de formación ( $\Delta H_f^\circ$ ) de todas las sustancias que intervienen en la reacción, los alumnos pueden calcular la entalpía estándar de la reacción.

Para una reacción general:



si se conocen los valores  $\Delta H_f^\circ$  para los productos y los reactivos,<sup>2</sup> el valor de  $\Delta H^\circ$  para la reacción se puede calcular de acuerdo con la ley de Hess (Ander y Sonnessa, 1982, p. 570), en la forma:

$$\Delta H^\circ_{(reacción)} = \sum n_i (\Delta H_f^\circ)_{i(productos)} - \sum n_j (\Delta H_f^\circ)_{j(reactivos)},$$

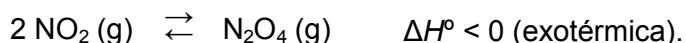
en donde  $n_i$  son los coeficientes de los productos y  $n_j$  los coeficientes de los reactivos, en la ecuación química ajustada. Los alumnos averiguarán que la reacción entre el cobre y el ácido nítrico,  $HNO_3$ , es una reacción exotérmica. Esto último lo podrán comprobar experimentalmente poniendo la mano en la base del matraz tras producirse la reacción (esperaremos, por precaución, a que el gas apenas burbujee en el agua). Además, con el dato del número de moles de reactivo limitante, podemos hallar la cantidad de calor desprendido en esta reacción, que aunque la temperatura y la presión no permanecen constantes, haremos la aproximación de que la entalpía de la reacción no varía.

**Cinética química.** Reflexionaremos sobre los factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas (Babor e Ibarz, 1979, p. 284); en concreto, sobre el grado de división del cobre, la concentración del ácido nítrico y la temperatura. En el primer caso, cuanto más finamente dividido se encuentre el metal, mayor será la superficie de contacto con el ácido y mayor será la velocidad de la reacción (cuantitativamente se observaría la formación del dióxido de nitrógeno,  $NO_2$ , mucho más rápidamente). La concentración del ácido varía a lo largo de la experiencia (mucho mayor al principio, donde aparece concentrado, que al final, cuando se ha diluido con el agua que ha entrado en el matraz), lo que influirá en la velocidad de la reacción. En cuanto a la temperatura, la reacción es exotérmica, por lo que al principio la temperatura aumenta en el matraz y ello contribuye al aumento de la velocidad de la reacción;

<sup>2</sup> Los datos sobre entalpías estándar de formación de los iones  $Cu^{2+}$  y  $NO_3^-$  no suelen aparecer en los libros de texto de 2º de bachillerato. Estos valores pueden consultarse en Ander y Sonnessa, 1982, p. 577: "Tabla 8-12 Entalpías relativas de formación para iones, en agua, a 25 °C".

posteriormente enfriamos con el hielo, provocando el descenso brusco de la temperatura y la consecuente disminución de la velocidad.

**Equilibrio químico.** La reacción del cobre con el ácido nítrico produce dióxido de nitrógeno,  $\text{NO}_2$ . Este gas, de color pardo-rojizo, se encuentra en equilibrio con el tetraóxido de dinitrógeno,  $\text{N}_2\text{O}_4$ , gas incoloro, según la reacción (Chamizo y Garritz, 1994, pg 650 a 652):



En este equilibrio entre gases resulta interesante analizar la influencia de la temperatura y de la presión. Se observa que cada dos moles de dióxido de nitrógeno generan un mol de tetraóxido de dinitrógeno. Un aumento de la presión provoca el desplazamiento del equilibrio hacia donde se encuentra el menor número de moles, es decir, el tetraóxido de nitrógeno,  $\text{N}_2\text{O}_4$ .

Por otra parte, el equilibrio anterior es una reacción exotérmica, por lo que al aumentar la temperatura el equilibrio se desplazará en el sentido de derecha a izquierda, en el sentido de la reacción endotérmica, para contrarrestar el aumento de temperatura (Ley de Le Chatelier). Como los gases tienen distinto color, esta reacción intensificará su color o palidecerá en función del sentido en el que se desplace el equilibrio.

**Reacciones de oxidación-reducción.** El ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ , es un agente fuertemente oxidante, por lo que oxida el cobre metálico a iones cobre (II),  $\text{Cu}^{2+}$ , reduciéndose a dióxido de nitrógeno,  $\text{NO}_2$ . Podemos plantear a los alumnos que indiquen en la reacción qué sustancia se oxida y cuál se reduce, cuál es el oxidante y cuál el reductor, cuáles son los pares redox y que escriban las semirreacciones de oxidación y de reducción.

**Solubilidad de los gases.** El dióxido de nitrógeno formado en la reacción es soluble en agua. La mayoría de los gases que nos rodean son incoloros, por lo que a los alumnos, especialmente en secundaria, no les resulta tan evidente que los gases puedan disolverse en agua. A partir de este experimento podemos discutir en clase sobre los factores que influyen en la solubilidad de los gases. Los gases se disuelven en mayor o menor extensión en los líquidos, dependiendo su solubilidad de la naturaleza del gas y del líquido, de la temperatura y de la presión. En general, la solubilidad de un gas disminuye al aumentar la temperatura y es directamente proporcional a la presión del gas sobre el líquido. Esta relación entre la presión y la solubilidad de un gas se conoce como ley de Henry (Babor e Ibarz, 1979, p. 359 y 360). Podemos hablar de la importancia para la vida acuática de la solubilidad del oxígeno en agua (Chamizo y Garritz, 1994, p. 207), y de cómo el agua caliente procedente de los procesos de refrigeración de una industria puede disminuir la concentración de oxígeno en el agua y provocar la muerte por asfixia de los peces que viven en ella. También podemos comentar que los refrescos contienen dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ , disuelto, y que su solubilidad aumenta de dos formas, disminuyendo la temperatura (por ello se guardan en el frigorífico) y aumentando la presión. Al destapar una lata de refresco disminuye la presión del gas y éste disminuye su solubilidad, escapando del refresco y arrastrando muchas veces parte de él. En la

boca, la temperatura corporal es mayor que la del refresco y esto provoca que el gas se escape del líquido y las burbujas de gas estallen en la lengua, provocando esa sensación tan agradable en la boca.

## CONCLUSIONES

Esta es una experiencia que está pensada fundamentalmente como demostración para una sesión de Ciencia recreativa. La sencillez de su ejecución y la espectacularidad del resultado hacen de ella una baza importante en este tipo de sesiones, a pesar de la peligrosidad de algunas de las sustancias que intervienen, como el ácido nítrico concentrado,  $\text{HNO}_3$ , y el dióxido de nitrógeno,  $\text{NO}_2$ . Sin embargo, he realizado esta práctica muchas veces, incluso sin vitrina de gases, y no he tenido ningún problema. Para ello es fundamental respetar las cantidades indicadas y seguir las normas de seguridad.

Además de la parte lúdica, la experiencia puede plantearse en clase para analizar los diferentes fenómenos, tanto físicos como químicos, que se observan, y servir de pretexto para realizar algunos cálculos que permitan relacionar la teoría con la observación práctica. En todo caso, esta experiencia configura un recurso que contribuye a la motivación por las disciplinas de carácter científico, y en concreto, por la Física y la Química.

## BIBLIOGRAFÍA

- ANDER, P. y SONNESSA, A. J., (1982). *Principios de Química. Introducción a los conceptos teóricos*. México. Editorial Limusa.
- BABOR, J. A. e IBARZ, J., (1979). *Química General Moderna. Una Introducción a la Química física y a la Química descriptiva superior (Inorgánica, Orgánica y Bioquímica)*. Barcelona. Editorial Marín, S. A.
- BLANCO PRIETO, F. (1995). *El laboratorio de Química*. Salamanca. Librería Cervantes.
- CHAMIZO, J. A. y GARRITZ, A. (1994). *Química*. Wilmington, Delaware. Addison-Wesley Iberoamericana, S.A.
- PANREAC QUÍMICA S. A. (2005). *Seguridad en laboratorios químicos*. En línea en: <http://www.panreac.com/new/esp/publicaciones/docs/seguridad.pdf>
- SHAKHASHIRI, B.Z. (1989). *Chemical Demonstrations. A Handbook for Teachers of Chemistry*. Volumen 3. Madison, Wisconsin. The University of Wisconsin Press.

Con mi agradecimiento a Rafael García Molina por sus consejos.

## A SIPHON FROM A CHEMICAL REACTION

### SUMMARY

*In order to motivate students and make classes more attractive, a surprising and engaging experience, which can address both physical and chemical aspects, is presented. It involves the reaction in a sealed flask of a small amount of copper with nitric acid ( $HNO_3$ ), releasing heat and a reddish brown gas. The gas flows through a glass tubing into a beaker containing water, where it bubbles and dissolves. After cooling with ice the reaction flask, it happens a sudden drop in pressure and water flows inside through the glass tubing by a siphon effect, making a blue solution. The series of colours and the movement of gas and water will cause a visual impact that undoubtedly will impress students and help to foster interest in Science.*

**Keywords:** *recreational science, copper; nitric acid; gas pressure; atmospheric pressure; physical and chemical demonstration.*