Química recreativa con agua oxigenada

Mª Luisa Aguilar Muñoz[1], Carlos Durán Torres[2]

Centro de Ciencia Principia, Avda. Luis Buñuel, 6, 29011-Málaga, España.

[1] *marisaaguilar@principia-malaga.com*

[2] *carlosduran@principia-malaga.com*

[Recibido en marzo de 2010, aceptado en enero de 2011]

Con el objeto de despertar el interés por la química así como de tratar diversos conceptos químicos y biológicos, presentamos la reacción de descomposición catalítica del agua oxigenada (H_2O_2) en tres experiencias diferentes y con distintos catalizadores. Esta reacción es muy exotérmica, produciendo agua y oxígeno. En la primera experiencia, se mezclan en una probeta la disolución de agua oxigenada y un poco de lavavajillas. Al añadir yoduro de potasio, éste actúa como catalizador y aparece gran cantidad de espuma debido al oxígeno desprendido en la reacción. En la segunda, se utiliza como catalizador un óxido de manganeso finamente dividido, que al dejarlo caer en el recipiente que contiene agua oxigenada, produce un espectacular chorro de vapor de agua. En la última, se produce una llamativa reacción luminiscente entre el peróxido de hidrógeno y el luminol utilizando como catalizador el ión hierro contenido en el hexacianoferrato (III) de potasio (ferricianuro de potasio).

Palabras clave: Química recreativa; Experiencias de química; Agua oxigenada; Descomposición catalítica; Catalizador; Luminiscencia.

Recreational chemistry with hydrogen peroxide

In order to arouse the interest of the students in Chemistry as well as explain some chemical and biological concepts, we present the reaction of catalytic decomposition of hydrogen peroxide (H_2O_2) in three different experiments by using different catalysts. This reaction is highly exothermic, producing water and oxygen. In the first experiment, a solution of 30% hydrogen peroxide and a small amount of dishwasher are mixed into a measuring cylinder. By adding potassium iodide, it acts as a catalyst and a lot of foam is formed because of the oxygen produced in the reaction. In the second one, finely divided manganese dioxide is used as a catalyst. When it is added into an opaque bottle containing hydrogen peroxide, a spectacular jet of steam is produced. In the last one, a striking luminescent reaction occurs between hydrogen peroxide and luminol by using potassium hexanocyanoferrate (III) (potassium ferrocyanide) as a catalyst.

Keywords: Recreational chemistry; Chemistry experiments; Peroxyde water; Catalytic decomposition; Catalyst; Luminescence.

Introducción

Las experiencias que se describen en este artículo se basan en la descomposición catalítica del más conocido entre los peróxidos, el peróxido de hidrógeno o agua oxigenada.

La realización de estos experimentos en el *Centro de Ciencia Principia*, sorprenden y llaman la atención de los alumnos sea cual sea su nivel educativo (desde Infantil hasta Bachillerato) y son presentados de una forma más lúdica o más formal según el alumnado.

Estas reacciones se pueden reproducir fácilmente en el aula o laboratorio. A nivel didáctico se pueden utilizar para introducir y explicar diferentes conceptos químicos y biológicos relacionados con la velocidad de reacción, la catálisis, las enzimas, el poder oxidante, la termoquímica o la luminiscencia.

Los reactivos y materiales que se utilizan son fácilmente asequibles y de bajo coste en su mayoría. Como medida de seguridad, estas experiencias deberían ser realizadas por el profesor utilizando gafas (para evitar proyecciones en los ojos) y guantes, pues la disolución de agua oxigenada concentrada (110 volúmenes; 30% en masa) que se emplea es corrosiva, irritante a

los ojos y a la piel (su contacto directo produce escozor y manchas blancas que desaparecen rápidamente sin dejar señal ni malestar).

En ningún caso la descomposición del agua oxigenada líquida es explosiva, aunque puede ser muy rápida si se mezcla con un catalizador adecuado y sólo puede ser peligrosa si se realiza en un recipiente cerrado o con dispositivos de ventilación insuficiente. En cambio, los vapores de peróxido de hidrógeno pueden descomponerse explosivamente. A la presión de una atmósfera, la mezcla de una disolución de agua oxigenada de más de 26% en volumen con vapor de agua es explosiva por contacto con superficies calientes o dotadas de actividad catalítica. También son peligrosos, en cuanto a explosión, los vapores emitidos por disoluciones de peróxido de hidrógeno de riquezas superiores al 84% en peso a la temperatura de 150 ºC (Abelló 1954).

El resto de productos que se utilizan en estas experiencias no son especialmente peligrosos, salvo que se ingieran o entren en contacto directo con los ojos. No obstante, cabe destacar algunos de ellos por su mayor peligrosidad o toxicidad:

- El hidróxido de sodio puede causar quemaduras graves en la piel y es peligroso para los ojos.

- El óxido de manganeso (IV) es nocivo por inhalación, por ingestión y en contacto con la piel. Irrita los ojos, la piel y las vías respiratorias

- El permanganato de potasio es nocivo por ingestión y puede originar fuego en contacto con materias combustibles (Panreac Química 2005).

El agua oxigenada y la reacción de su descomposición

La molécula del agua oxigenada es polar y está formada por 2 átomos de hidrógeno y 2 de oxígeno, pero tiene propiedades diferentes a la del agua, de hecho es un potente agente oxidante.

Es relativamente estable a temperatura ambiente, pero se descompone con facilidad en oxígeno y agua por calentamiento y por exposición a la luz solar, por lo que debe conservarse en envases opacos. Además, numerosas sustancias actúan como catalizadores de su descomposición, entre otras: metales de transición, álcalis, y óxidos metálicos.

$$\overset{-1}{H_2O_2}\,(ac) \rightarrow \overset{-2}{H_2O}\,(l) + \overset{0}{\tfrac{1}{2}\,O_2}\,(g)\,, \qquad \Delta H^0 = -196{,}4\ \text{kJ}\,.$$

Esta reacción es además una reacción de desproporción redox en la que el oxígeno contenido en la molécula de peróxido de hidrógeno se oxida y se reduce al mismo tiempo (Chang 2003).

El diagrama de Frost del oxígeno muestra que el peróxido de hidrógeno es termodinámicamente inestable, ya que se encuentra por encima de la línea que une las especies con estados de oxidación 0 y −2 (dioxígeno y agua) en los que se descompone el peróxido de hidrógeno, como se muestra en la figura 1 (Web1).

Debido al gran número de agentes que actúan como catalizadores de la descomposición del peróxido de hidrógeno, sus disoluciones comerciales están estabilizadas y se conservan en envases de plástico y opacos (y no de vidrio o metal). Lo que hacen estos catalizadores es habilitar un mecanismo de reacción diferente, con menor energía de activación, acelerando así la reacción.

La descomposición catalítica del agua oxigenada hace que se utilice como desinfectante, pues el oxígeno formado es el que oxida y mata a los microorganismos. La cuestión clave es la velocidad de este proceso. Las disoluciones de agua oxigenada comerciales están estabilizadas

para reducir la velocidad de descomposición y aumentar así la duración del producto. Cuando se aplica en una herida, el peróxido se pone en contacto con una enzima presente en la sangre, la catalasa, que lo descompone rápidamente, produciéndose el oxígeno que es responsable de la limpieza, del escozor y de las burbujas que observamos.

Sin embargo, la función más importante de estas enzimas está en el interior del organismo. Los iones peróxido y superperóxidos que se producen como subproducto del metabolismo son indeseables por lo oxidantes y reactivos que son, generadores de radicales libres y causantes por tanto, de graves daños en las células. Son las enzimas catalasas, peroxidasas y superóxido dismutasas que existen dentro de nuestro cuerpo las que específicamente aumentan la velocidad de descomposición de estas sustancias tan tóxicas (Pinto *et al.* 2006).

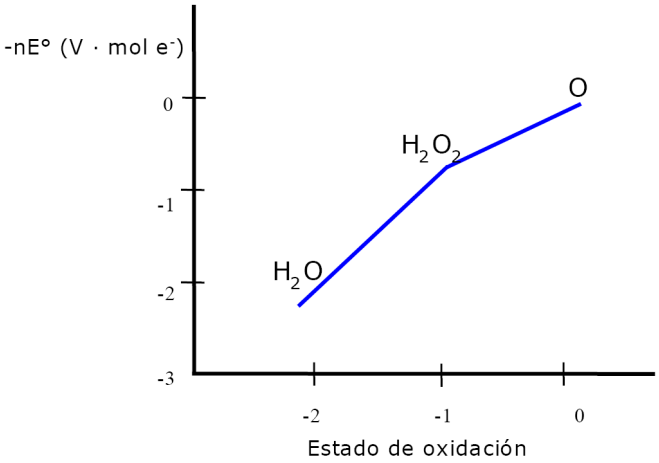


Figura 1. Diagrama de Frost del oxígeno en disolución ácida (pH=0), empleando potenciales estándar de reducción con referencia a E^0 (H^+/H_2). En el eje Y se representa $-nE^0$, expresado en voltios por mol de electrones (V · mol e^-).

Las disoluciones diluidas de agua oxigenada que se venden en farmacias (3% en masa) se utilizan como agentes limpiadores (por ejemplo de lentes de contacto) y antisépticos suaves. Disoluciones más concentradas se emplean como agentes decolorantes de pieles y cabello y en concentraciones más altas, se utiliza en la industria para blanquear telas, papel y madera.

Utilizando disoluciones muy concentradas (al 90%) y con catalizadores adecuados se está empleando incluso como componentes de combustibles para cohetes. Al ser esta reacción de descomposición tan exotérmica (ΔH^0=–196,4 kJ), se genera un gran volumen de gases a temperatura elevada, es decir, a alta presión, ideal para la propulsión de cohetes.

Experiencias para la descomposición del agua oxigenada utilizando diferentes catalizadores

A. Utilización del yoduro de potasio como catalizador: "la superespuma"

Esta experiencia se realiza en una probeta de 100 ml donde se añaden 30 ml de peróxido de hidrógeno comercial de 110 volúmenes (30% en masa) y una pequeña cantidad de lavavajillas (aproximadamente 1 ml) para poner más de manifiesto el desprendimiento del oxígeno gaseoso (figura 2a). Se debe colocar la probeta sobre un recipiente, pues tras la reacción se liberará gran cantidad de espuma que llegará a rebosar.

Al añadir solo el agua oxigenada no se aprecia la descomposición, pero esta reacción se acelera cuando se añaden 10 ml de una disolución de yoduro de potasio 0,3 M (0,5% en peso) (figura 2b). El anión yoduro actúa de catalizador y aparece de forma espectacular más y más espuma empujada hacia arriba debido al oxígeno desprendido en la reacción, como se muestra en la figura 2c. Al ser la reacción fuertemente exotérmica, parte del agua formada está en fase de vapor.

Por otra parte, algunos aniones yoduro se oxidan a yodo molecular, que reacciona con los aniones yoduro presentes para formar el anión triyoduro (I_3^-) produciendo una coloración marrón, según la reacción:

$$I^- + I_2 \rightarrow I_3^- .$$

Otra forma llamativa de presentar esta reacción es añadir el agua oxigenada junto con el jabón líquido en una jarra. Cuando de vierte la disolución de yoduro de potasio, parece que se convierte en "cerveza", como se puede apreciar en la figura 3.

Experimentalmente, se encuentra que la velocidad de esta reacción es:

$$v = k\,[H_2O_2]\,[I^-] .$$

La reacción es de primer orden respecto tanto al peróxido de hidrógeno como al anión yoduro, sin embargo el yoduro no aparece en la reacción global de la descomposición, pues actúa de catalizador. Para explicar la ecuación experimental de velocidad se supone que esta reacción de descomposición no se produce en un solo paso elemental, sino en dos, de los cuales el primero es el determinante de la velocidad (Chang 2003).

$$H_2O_2 + I^- \rightarrow H_2O + IO^- , \quad (1)$$

$$H_2O_2 + IO^- \rightarrow H_2O + O_2 + I^- . \quad (2)$$

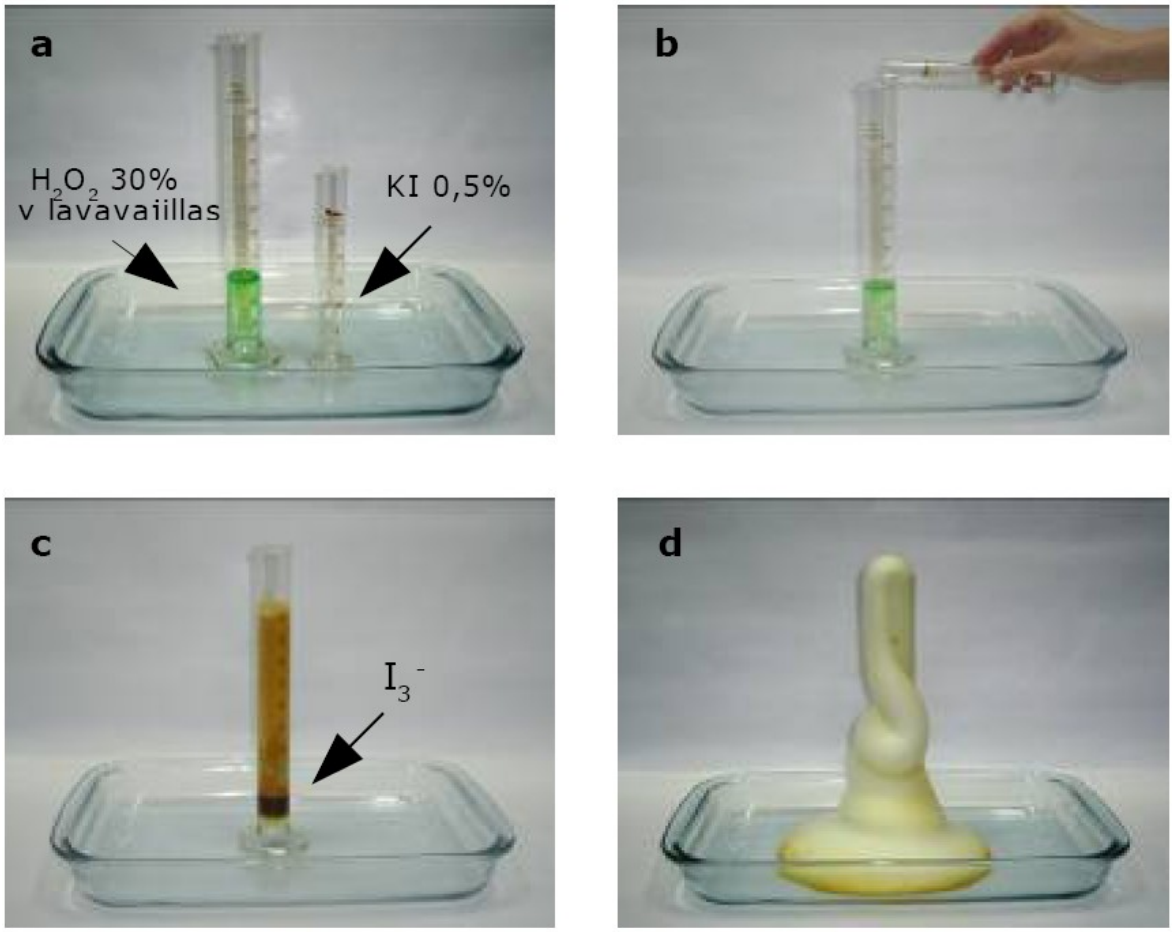


Figura 2. En la probeta se encuentra la disolución de peróxido de hidrógeno con un poco de lavavajillas. Al añadir la disolución de yoduro de potasio aparece el color café por la formación del anión triyoduro (I_3^-) y una gran cantidad de espuma, pues el yoduro de potasio actúa también de catalizador en la descomposición del peróxido de hidrógeno.

Figura 3. Al verter la disolución de yoduro de potasio sobre la de agua oxigenada con lavavajillas, la espuma asciende por la jarra hasta llegar a rebosar.

El anión IO^-, al igual que el anión I^-, no aparece en la ecuación global de la reacción. La diferencia entre ambos está en que el anión IO^- es un intermedio de la reacción y el anión I^- actúa como catalizador, apareciendo en la ecuación de velocidad de la reacción.

Conviene tener en cuenta los siguientes consejos docentes:

- La gran velocidad en la producción de oxígeno que da lugar a la formación de espuma, hace que esta experiencia se pueda emplear cuantitativamente midiendo el tiempo que tarda la espuma en alcanzar el borde de una probeta en función de la concentración de peróxido empleada.

- Este mismo experimento se puede realizar usando otros catalizadores como las enzimas peroxidasa que existen en el hígado o en una patata, el hierro contenido en la hemoglobina de la sangre u óxidos metálicos como el de manganeso (IV), de plomo (IV) o de hierro (III). La velocidad de formación de la espuma variará según la eficacia del catalizador (Lister 1994).

- Si se calienta en agua hirviendo el trozo de hígado o la patata antes de usarlos, no habrá efecto catalítico lo que confirma que el catalizador es una enzima que se desnaturaliza por el calor.

- Se puede comprobar la distinta eficacia del catalizador según su superficie de contacto utilizando óxido de manganeso más o menos pulverizado.

B. Utilización del óxido de manganeso (IV) como catalizador: "el genio de la botella"

Para realizar este experimento, se añaden 30 ml de agua oxigenada de 110 volúmenes (30% en masa) dentro de una botella opaca y de un material resistente a altas temperaturas.

Se toma unos 0,5 g de óxido de manganeso (IV) (MnO_2) en polvo (cuanto más pulverizado, más efectivo será como catalizador, pues presenta mayor superficie de contacto) y se envuelve a modo de paquetito en un papel fino, como podría ser el de una servilleta. Se anuda con un hilo fino y largo (figura 4a) y, con ayuda del tapón de la botella se sostiene, dejándolo en suspensión sin que haga contacto con el agua oxigenada.

Al destapar la botella (figura 4b), el "paquetito-catalizador" cae sobre el agua oxigenada acelerándose su descomposición.[1] Al ser esta reacción fuertemente exotérmica, el agua formada está en fase de vapor. Al salir y encontrar una temperatura menor, condensa formándose un gran chorro de microgotas de agua en forma de neblina o humo blanco, como puede apreciarse en la figura 4c. Ha salido "el genio encerrado en la botella".

[1]Parece ser que el dióxido de manganeso no es en realidad el catalizador de esta reacción, sino que son trazas de otros óxidos encontrados en la superficie del dióxido de manganeso.

Esta experiencia se puede realizar también utilizando permanganato de potasio ($KMnO_4$) en vez de dióxido de manganeso, pero el permanganato no actuaría de catalizador sino que reaccionaría oxidando al peróxido según la reacción:

$$2\ MnO_4^- (ac) + 3\ H_2O_2 (ac) \rightarrow 2\ MnO_2 (s) + 2\ H_2O (l) + 3\ O_2 (g) + 2\ OH^- (ac)\ .$$

En este caso se libera más oxígeno que en la reacción de descomposición catalizada del agua oxigenada por lo que la reacción es más violenta.

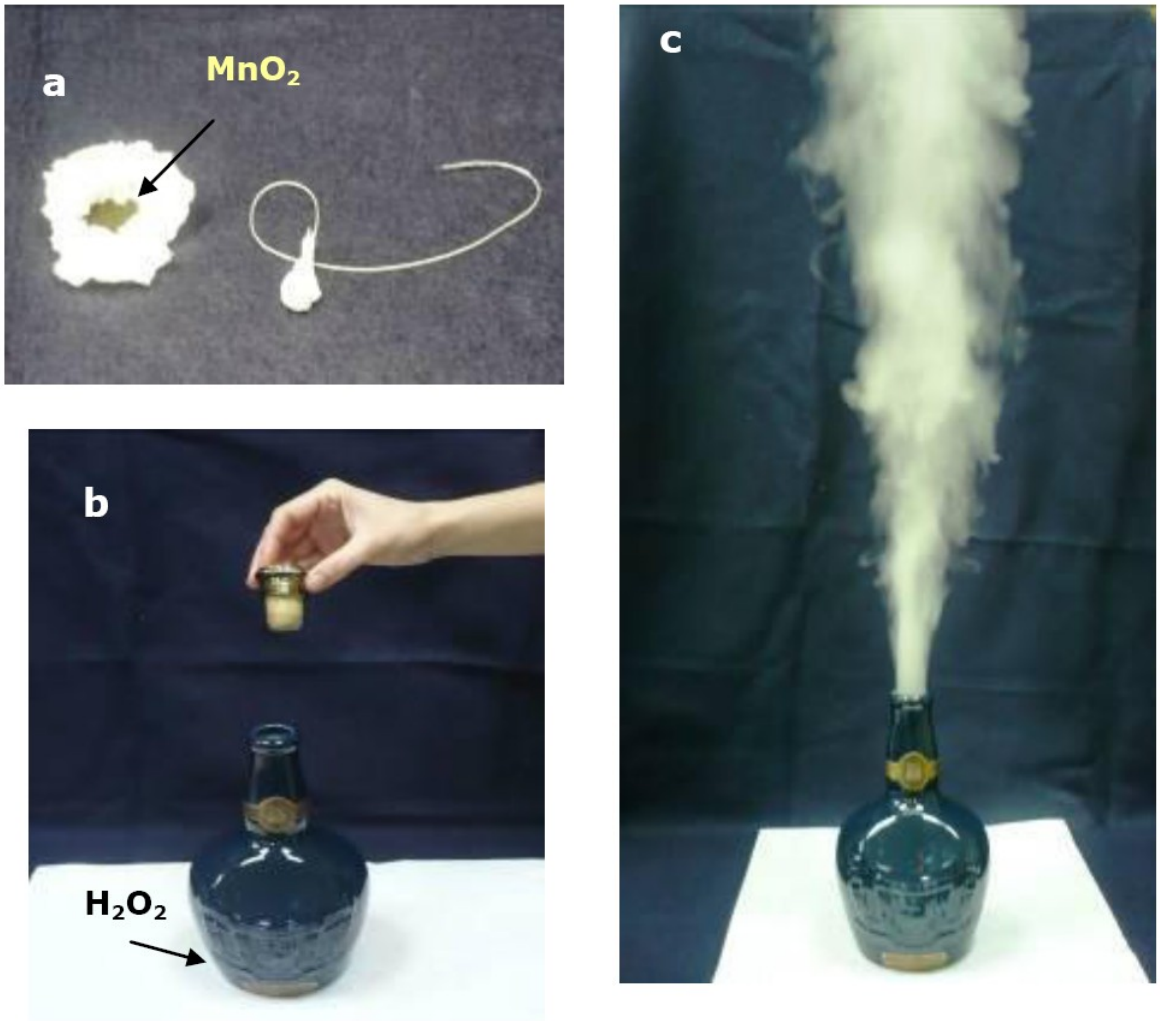


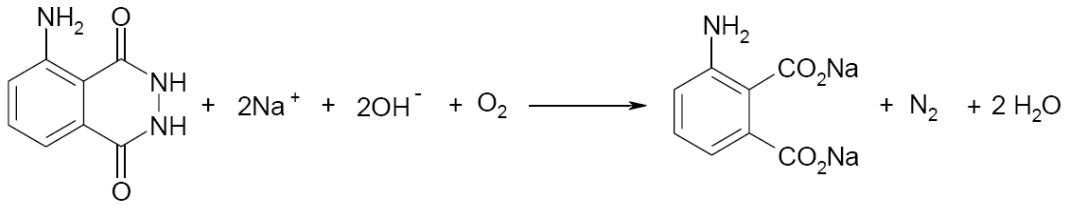
Figura 4. En la botella se encuentra la disolución de agua oxigenada. Al destaparla y dejar caer sobre ella el catalizador, dióxido de manganeso (IV), aparece un chorro de microgotas de agua por la rápida formación de gran cantidad de vapor de agua.

C. Utilización de un metal de transición (el ión hierro (III)) como catalizador. Reacción entre el luminol y agua oxigenada: quimioluminiscencia

Para detectar la presencia de gotas microscópicas de sangre, la policía científica utiliza el hierro contenido en la hemoglobina de la sangre como catalizador de la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno. El oxígeno liberado es el agente oxidante de una sustancia conocida como luminol (3-aminoftalhidracida) produciéndose una reacción quimioluminiscente, es decir que la energía desprendida en esta reacción se emite en forma de luz (y no de calor como en la mayoría de las reacciones); es la llamada "luz fría".

El luminol en medio básico es oxidado por el oxígeno (liberado en la descomposición del peróxido de hidrógeno) a ión aminoftalato que se forma en un estado excitado, es decir de mayor energía, el cual se desactiva emitiendo luz y produciéndose la luminiscencia (Shakhashiri 1989).

$$\text{luminol(3-aminoftalhidracida)} + H_2O_2/Fe^{3+} \rightarrow \text{ion aminoftalato}^* + N_2 + H_2O\ .$$



Esta reacción tan espectacular se puede realizar en el laboratorio de Secundaria y Bachillerato sin utilizar sangre y empleando como catalizador el ión hierro (III) (Fe^{3+}) contenido en el hexacianoferrato (III) de potasio ($K_3Fe(CN)_6$) conocido también como ferricianuro de potasio. En ausencia de éste la reacción es lenta y no se produce luminiscencia.

Para ello, se preparara las siguientes disoluciones:

Disolución A: se disuelven 4 g de NaOH (se puede utilizar la vendida en droguerías) y 0,4 g de luminol en un litro de agua destilada.

Disolución B: se disuelven 4 g de ferricianuro de potasio en un litro de agua destilada.

Se preparan probetas (u otros recipientes), como se muestra en la figura 5a, cada uno con:

Recipiente 1: 30-40 ml de la disolución A. Opcionalmente se puede añadir unas gotas de disolución de colorante cromóforo (unos 0,5 ml).

Recipiente 2: El mismo volumen de la disolución B y unas gotas (unos 0,5 ml) de la disolución de agua oxigenada al 30% (110 volúmenes).

A continuación, se añade poco a poco el contenido del recipiente 2 sobre el 1 y aparecerá un destello luminoso azul debido a la quimioluminiscencia del luminol. Para observar la luminiscencia hay que oscurecer lo máximo posible el aula o el laboratorio.

Si se ha añadido además diferentes cromóforos, aparecerán distintos

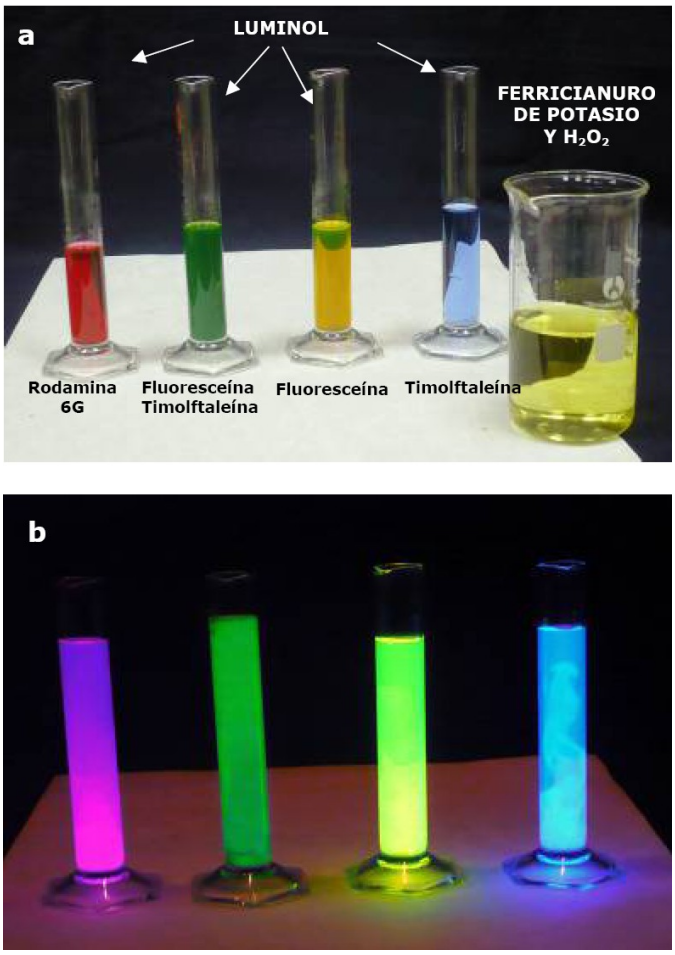


Figura 5. Las probetas contienen luminol en medio básico con diferentes colorantes cromóforos. Al añadir la disolución de ferricianuro de potasio y agua oxigenada, se produce la luminiscencia.

colores para la luz emitida: amarillento, si se añade fluoresceína; rojo rosáceo, si se añade rodamina B; rojo violáceo, con rodamina 6G y naranja, si es eosina (mezclando fluoresceína y rodamina B en proporción 3:1 aparece rosa pálido).

Las disoluciones de cromóforos se preparan al 0,5% en agua excepto la de rodamina 6G que es una disolución alcohólica.

En esta experiencia se ha utilizado como colorantes cromóforos: rodamina 6G, fluoresceína con timolftaleína (indicador de pH), fluoresceína y timolftaleína, como se muestra en la figura 5a, dando lugar a luz de color azul, amarilla, verde y violeta respectivamente como se observa en la figura 5b.

Si se disminuye la temperatura de reacción, la luminiscencia es más duradera pero menos intensa.

Hay reacciones luminiscentes en las pequeñas barras que utilizan los pescadores y que se pueden adquirir en tiendas de equipos para aire libre, o bien en la luminiscencia natural de las luciérnagas, peces o minerales.

Conclusiones

Una de las mejores maneras de divulgar la ciencia es realizando demostraciones experimentales en el aula. Existen diferentes motivos para ello: por una parte, a menudo son espectaculares por lo que resultan interesantes y estimulantes para los alumnos y ello permite también abordar los diferentes conceptos científico-didácticos desde otra perspectiva; por otra parte, permiten que los alumnos observen experimentos que no podrían realizarlos por ellos mismos, bien porque requieran de una destreza que esté más allá de su conocimiento, o bien porque resulten peligrosos en manos inexpertas.

Las experiencias aquí descritas se realizan con mucha frecuencia en el *Centro Principia* y tomando las medidas de seguridad indicadas, no han causado nunca ningún problema, pero sí han conseguido despertar en el alumnado la curiosidad, la motivación y el interés por la química y en general, por la ciencia.

Referencias

Abelló J. (1954) Industria del agua oxigenada. http://ranf.com/pdf/discursos/ina/1954.pdf

Chang R. (2003) *Química*. México D. F. McGraw Hill Interamericana. pp. 538, 539, 859

Panreac Química (2005) *Seguridad en laboratorios químicos*. http://www.panreac.com/new/esp/publicaciones/docs/seguridad.zip

Pinto G., Castro Acuña C. M., Martínez Urreaga J. (2006) *Química al alcance de todos*. Madrid. Pearson Educación. pp. 142-143.

Shakhashiri B. Z. (1989) *Chemical Demonstrations. A Handbook for Teachers of Chemistry*. Vol. 1. Madison (Wisconsin). The University of Wisconsin Press. pp. 156-167.

Lister T. (compilador) (1994) *Experimentos de química clásica. The Royal Society of Chemistry*, Madrid. Editorial Síntesis. pp. 218-220.

Web1 Laboratorio virtual, Departamento de Química Inorgánica de la Universidad de Alicante. http://www.ua.es/dpto/dqino/docencia/lab_virtual/peroxido/index.html