

Experiencias curiosas para enseñar química en el aula¹

Experiències curioses per ensenyar química a l'aula

Some curious experiments to teach chemistry in the classroom

Marisa Aguilar Muñoz, Manuel Fernández Tapia y Carlos Durán Torres / Centro de Ciencia Principia (Málaga)



resumen

Una de las mejores maneras de divulgar la ciencia es realizando demostraciones experimentales en el aula. Las experiencias aquí descritas se realizan con mucha frecuencia en el Centro de Ciencia Principia. Tomando las medidas de seguridad indicadas, no han causado nunca ningún problema. Las experiencias han conseguido despertar en el alumnado la curiosidad, la motivación y el interés por la química y, en general, por la ciencia.

palabras clave

Experimentos, motivación, divulgación científica, reacciones químicas.

resum

Una de les millors maneres de divulgar la ciència és fer demostracions a l'aula. Les experiències que es descriuen en aquest article es realitzen molt sovint al Centre de Ciència Principia. Realitzades amb les corresponents mesures de seguretat, no han causat mai cap problema. Les demostracions han aconseguit desvetllar en l'alumnat la curiositat, la motivació i l'interès per la química i, en general, per la ciència.

paraules clau

Experiments, motivació, divulgació científica, reaccions químiques.

abstract

One of the best ways of making science popular is by demonstrating experiments in the classroom. The experiments described here are done frequently at the Principia Science Centre. These experiments are easy to do and have never caused any safety issues. However, they have aroused students curiosity, motivation, and an interest in chemistry and in science in general.

keywords

Experiments, motivation, popular science, chemical reactions

Introducción

La enseñanza de la ciencia, en particular, la de la física y la química, ha tenido y sigue teniendo una dificultad mayor que la de otras asignaturas. Ello es debido a múltiples factores, entre los que no hay que olvidar el hecho de que una parte del profesorado

ha creído necesario elevar el nivel de los programas de las asignaturas, pensando que con ello se conseguirían alumnos mejor preparados.

Evidentemente, la pluralidad de alumnos con muy diferentes conocimientos básicos que llegan a las aulas donde se imparten las

asignaturas de física y química hace que sea necesario comenzar por unos niveles a veces por debajo de los establecidos en los programas oficiales.

Se hace difícil de cualquier modo la unificación de esos mínimos niveles para el aprendizaje de estas asignaturas de ciencias.

1. Aquest article va ser la ponència de clausura de les IV Jornades sobre l'Ensenyament de la Física i la Química – I Trobada d'Educació Química, que va tenir lloc el dia 26 de març de 2011 a CosmoCaixa (Barcelona).

Tanto en esos años de enseñanza primaria como en los posteriores de secundaria e incluso en el bachillerato, las clases de ciencias experimentales, concretamente, las de química, deben tener una dosis de motivación que bien se puede alcanzar con el uso frecuente de experiencias de laboratorio, clases teóricas y visitas a determinados lugares estratégicos donde la química sea un referente de la historia de la ciencia

Pero la causa principal hay que buscarla en los primeros momentos en que el alumno debe recibir las elementales nociones relacionadas con la ciencia, y ello tendría que ser durante los años de enseñanza primaria.

Es entonces cuando los alumnos tienen capacidad para retener ideas que se les muestren de una forma muy visual y entretenida, haciendo que el progresivo aprendizaje en los años siguientes no sea algo abstracto e incomprensible, como desgraciadamente ocurre muchas veces.

Por ello, tanto en esos años de enseñanza primaria como en los posteriores de secundaria e incluso en el bachillerato, las clases de ciencias experimentales, concretamente, las de química, deben tener una dosis de motivación que bien se puede alcanzar con el uso frecuente de experiencias de laboratorio, clases teóricas y visitas a determinados lugares estratégicos donde la química sea un referente de la historia de la ciencia.

Tampoco ayuda el hecho de que a nivel popular se hable de la química como de algo artificial y, generalmente, negativo: «esto tiene mucha química» o «este plato es pura química», o lo absurdo que resulta que para dos personas que coinciden en muchas cosas se diga que «existe química entre ellas».

Las experiencias que aquí se muestran se realizan con mucha frecuencia en el Centro de Cien-

cia Principia. Además, son fáciles de realizar por parte de los profesores, con materiales que se pueden encontrar en casi todos los centros educativos (y que pueden ser sustituidos por productos naturales y material de vidrio casero), y pueden enfocarse de modo que sirvan igualmente para alumnos de diferentes edades con tal de que la explicación correspondiente se adecue a sus conocimientos.

No obstante, aunque las experiencias sean asequibles, hay que tener en cuenta las normas de seguridad correspondientes.

Reacciones ácido-base

Para introducir la diferencia entre sustancias ácidas y básicas se pueden realizar estas experiencias, en las que se emplean distintos indicadores. Los indicadores tienen la ventaja de ser sustancias que producen reacciones muy vistosas y coloridas que se pueden emplear como pretexto para la introducción de conceptos abstractos como puede ser el de *pH*.

Antes de introducir en el aula la idea de *pH*, sería conveniente que los alumnos tuviesen clara la diferencia entre disoluciones ácidas, neutras y básicas de una manera natural y experimental. El concepto *ácido* les es conocido porque han experimentado alguna vez el sabor de sustancias ácidas, como el jugo de limón, pero suelen confundirlo con sustan-

cias corrosivas o peligrosas. Las disoluciones *neutras* suelen asociarlas a sustancias inocuas o «naturales» cuyo *pH*, por supuesto, creen que es 5,5. No tienen tan claro el concepto *sustancia básica* y, en general, les cuesta trabajo presentar algún ejemplo.

La idea que suelen tener los alumnos sobre el *pH* suele ser confusa y muchas veces equivocada. Una parte de la culpa la tienen los medios de comunicación, donde se habla del *pH* como de un tecnicismo, presentándose productos con *pH* 5,5 como el *pH* «natural» para hacer ver que hay mucha ciencia detrás de ellos. Otra parte de culpa la tenemos los profesores como consecuencia del excesivo enfoque matemático en el que se incurre con frecuencia, presentando el *pH* como una mera fórmula: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$.

El *pH* es una magnitud cuantitativa, un valor numérico; es decir, las disoluciones no tienen *pH* ácidos, básicos o neutros, sino que las disoluciones con valores del $\text{pH} > 7$ son básicas, las que tienen valores de $\text{pH} < 7$ son ácidas y para una disolución neutra o para el agua pura, a 25 °C, el $\text{pH} = 7$ (Jiménez Liso *et al.*, 2000).

En las experiencias que se detallan a continuación se suele partir de explicaciones poco convincentes para que los alumnos se planteen lo que está ocurriendo realmente e intenten dar una explicación científica.

Antes de introducir en el aula la idea de *pH*, sería conveniente que los alumnos tuviesen clara la diferencia entre disoluciones ácidas, neutras y básicas de una manera natural y experimental



Figura 1. Experiència «El arco iris químico».

Procedimiento experimental

Se preparan dos jarras de agua transparentes de 1 L: una de ellas llena de agua (no importa si es del grifo) y la otra, con una disolución de NaOH 0,05 M (10 g en 5 L), y siete copas o vasos transparentes en los que se vierten varias gotas de indicadores preparados como se indica a continuación:

Se parte de tres disoluciones de indicadores que se preparan del siguiente modo:

- Fenolftaleína: 1 g + 60 mL de alcohol 96° + 40 mL de agua destilada.
- Timolftaleína: 0,1 g + 60 mL de alcohol 96° + 40 mL de agua destilada.
- p-nitrofenol: 2 g + 60 mL de alcohol 96° + 40 mL de agua destilada.

Para obtener los diferentes colores, se mezclan estas disoluciones de los indicadores en las proporciones (expresadas en volúmenes) que se indican a continuación:

- Rojo: 5 fenolftaleína / 2 nitrofenol.
- Naranja: 1 fenolftaleína / 7 nitrofenol.
- Amarillo: nitrofenol.
- Verde: 3 timolftaleína / 5 nitrofenol.
- Azul: timolftaleína.
- Añil: 1 fenolftaleína / 1 timolftaleína.
- Violeta: fenolftaleína.

Una vez preparadas las disoluciones, se colocan las siete copas y se añaden las cantidades que se muestran en el siguiente esquema:

1ª	2ª	3ª	4ª	5ª	6ª	7ª
1 mL de rojo	1 mL de naranja	2 gotas de amarillo	1 mL de verde	1 mL de azul	1 mL de añil	5 gotas de violeta
+	+	+	+			
2 gotas de H ₂ SO ₄ 2,5M	2 gotas de H ₂ SO ₄ 2,5M	2 gotas de H ₂ SO ₄ 2,5M	2 gotas de H ₂ SO ₄ 2,5M			

Se añaden a cada copa unos 100 mL de agua (media copa) de la primera jarra (no aparece color en ninguna) y, a continuación, otros 100 mL de la segunda, que contiene la disolución de NaOH 0,05 M (aparecen los «colores del arco iris», como se muestra en la fig. 1). Por último, se vierten todas las copas en un vaso transparente grande de 1 L, en el que se han añadido 10 mL de H₂SO₄ 2,5M para decolorarlas.

«El arco iris químico».

Utilización de indicadores

En el Centro de Ciencia Principia, normalmente, se presenta a los alumnos esta experiencia de forma recreativa. Se muestran dos jarras: una de ellas con agua «normal» y la otra con «agua del arco iris». Al añadir agua de la primera de ellas a las copas «vacías» no ocurre nada extraño y el agua permanece incolora, pero al añadir «agua del arco iris» comienzan a aparecer colores (fig. 1), con lo que se crea un conflicto entre la explicación que se les está dando (agua del arco iris) y lo que observan. De esta manera, las preguntas surgen de manera espontánea y, dependiendo del nivel de los alumnos, se puede hablar en mayor o menor profundidad de los conceptos ácido, base, neutralización y pH y cómo pueden afectar a las reacciones químicas.

Consideraciones didácticas

Esta experiencia suele tener una gran aceptación, ya que es muy vistosa por los colores que aparecen. La solemos presentar sin explicar que se trata de reacciones químicas, de manera que sean los propios alumnos los que nos pregunten lo que ocurre realmente, con lo que es más fácil introducir los conceptos *reacción* y *pH*, ya que están muy motivados. La explicación del «agua del arco iris» no suele dejarles satisfechos y con frecuencia indican que debe haber alguna sustancia en las copas antes de hacer la experiencia; casi siempre hablan de colorantes, pero les hacemos notar que si así fuera, aparecerían colores al añadir agua la primera vez. Esto nos da ocasión para hablar de la reacción como cambio químico y de la formación de sustancias nuevas.

«La tinta camaleónica». Indicador de col lombarda

Una alternativa a la utilización de los indicadores utilizados en el arco iris químico consiste en usar un indicador natural presente en muchos vegetales y que aparece en especial en la col roja o col lombarda.

Procedimiento experimental

Se prepara el indicador cociendo varias hojas de col lombarda durante unos 10 minutos en agua (a ser posible, destilada), que se coloreará de azul oscuro y se dejará enfriar.

Se disponen cinco vasos. En el primero, no se añade nada; en el segundo, se añaden unas gotas de un ácido débil (vinagre o limón) o ácido acético 1M; en el tercero, una disolución de NaOH 1M o unas gotas de amoníaco 1M (sustancias básicas); en el cuarto, unas gotas de ácido fuerte, como ácido sulfúrico concentrado (H_2SO_4 2,5M), o unas gotas de agua fuerte comercial (ácido clorhídrico), y en el último, unas gotas de lejía (en este caso, lo que hace es decolorar la col lombarda).

Se llenan los vasos hasta la mitad con agua, se añade un poco de indicador de lombarda en cada uno y aparecerán los colores: azul, violeta, verde, rojo y amarillo, respectivamente, como se observa en la fig. 2.



Figura 2. Experiencia «La tinta camaleónica», utilizando como indicador la col lombarda.

«Test del CO_2 »

Se puede comprobar la acidez del aire expulsado por los pulmones utilizando indicadores como la fenolftaleína o la col lombarda, pues el CO_2 que espiramos se disuelve parcialmente en agua y es capaz de acidificar una solución ligeramente básica. Al añadir en un vaso con agua y col lombarda unas gotas de amoníaco 1M, la disolución adquiere un color verdoso. Soplando mediante una pajita en el interior de la disolución, esta cambiará a azul. Si se utiliza fenolftaleína como indicador, la solución alcalina de color violeta se decolorará al soplar a través de la pajita. Precaución: hay que soplar, no aspirar (fig. 3).

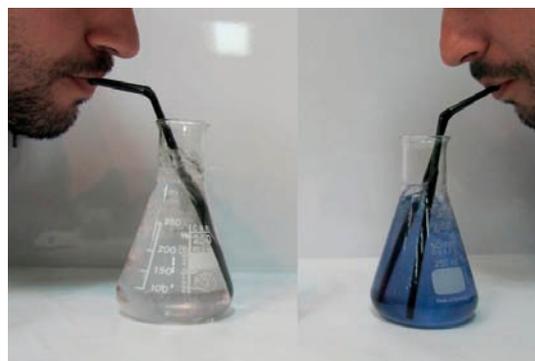


Figura 3. Experiencia «Test del CO_2 ».

Consideraciones didácticas

Estas experiencias se pueden emplear además para la enseñanza de otros conceptos o procedimientos:

- Preparación de disoluciones: en los cursos de ESO, se pueden aprovechar las experiencias anteriores para la realización práctica de preparación de disoluciones en el laboratorio, lo que implica el empleo de la balanza y el manejo de materiales específicos como matraces aforados. También se puede ver la influencia de la temperatura de las sustancias en su solubilidad. En la preparación de las disoluciones de los indicado-

res se puede observar cómo estos son poco solubles en agua, pero también que se aumenta su solubilidad si se disuelven previamente en alcohol, con lo que se puede introducir el concepto de los diversos tipos de disolventes.

– Conceptos *mol* y *concentración*: en los cursos de bachillerato, se pueden realizar además los cálculos correspondientes para la preparación de las disoluciones de las concentraciones indicadas, con lo que se emplean los conceptos *mol*, *masa molar* y *concentración* de una forma práctica.

– Valoraciones ácido-base: se pueden utilizar los indicadores preparados para la realización de valoraciones de manera experimental y realizar los cálculos correspondientes.

Velocidad de reacción:

«La reacción del reloj de yodo»

Otro aspecto importante dentro de las reacciones químicas es la velocidad con la que se desarrollan. No todas las reacciones son rápidas como las que se han mostrado en los experimentos anteriores, sino que también existen reacciones mucho más rápidas, como pueden ser las explosiones, o muy lentas, como la oxidación del hierro de la reja de una catedral.

La experiencia que presentamos es una reacción que se suele utilizar para estudiar la velocidad de reacción, en la que se pueden observar la influencia de la temperatura y la concentración de las sustancias que intervienen. Dependiendo del nivel de los alumnos, se puede hacer un enfoque más profundo o simplemente presentarla como una reacción curiosa para despertar su interés por la química.

Consiste en mezclar cantidades iguales de dos disoluciones transparentes e incoloras en una copa de vidrio. Al cabo de unos 20 segundos, el contenido de la copa se transforma de manera súbita en un líquido negro (fig. 4).

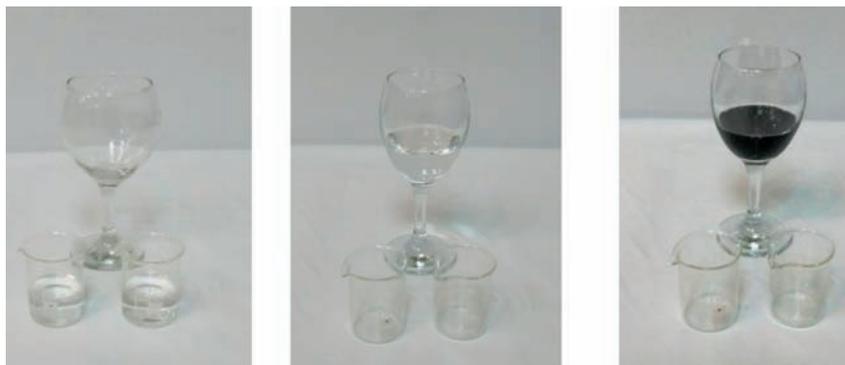


Figura 4. Experiencia «La reacción del reloj de yodo».

Procedimiento experimental

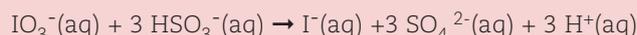
Se preparan dos disoluciones:

- Disolución A: yodato de potasio (KIO_3) 0,03 M. Se disuelven 6,42 g de KIO_3 y se añade agua destilada hasta completar 1 L.
- Disolución B: hidrogenosulfito de sodio (NaHSO_3) 0,03 M con almidón. Se disuelven 3,1 g de NaHSO_3 y 0,6 g de almidón en agua destilada hasta 1 L. Conviene disolver antes el almidón en un poco de agua caliente. También se pueden utilizar 5,75 mL de disolución de NaHSO_3 al 40 % (presentación comercial 5M) en lugar de los 3,1 g de sólido.

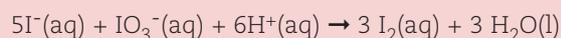
Se mezclan cantidades iguales de las dos disoluciones (40 mL, por ejemplo) en una copa transparente. Al cabo de unos 20 segundos, se produce un cambio brusco pasando de incoloro a negro.

La reacción se produce en varias etapas:

- Etapa primera: los iones hidrogenosulfito (HSO_3^-) reducen los iones yodato (IO_3^-) a iones yoduro (I^-) según la reacción:



- Etapa segunda: los iones yoduro producidos en la etapa primera reaccionan con los iones yodato en exceso produciendo yodo (I_2):



Esta reacción es muy rápida y el I_2 producido reacciona con el almidón para producir un complejo almidón-pentayoduro que presenta un color azul oscuro casi negro (Aguilar Muñoz y Durán Torres, 2011).

Influencia del pH.

«El arco iris de noche y de día»

La reacción del reloj de yodo descrita anteriormente tiene lugar en medio ácido, pero cuando se incrementa el pH hasta medio alcalino, la reacción se puede revertir. Aprovechando esta circunstancia, se puede realizar una experiencia que puede resultar llamativa para los alumnos y que

consiste en encadenar las reacciones del reloj de yodo y el arco iris químico. En este caso presentamos la experiencia como una simple curiosidad, debido a que aparecen reacciones que escapan al nivel de los alumnos no universitarios, aunque se puede consultar de una manera más profunda en la bibliografía (Aguilar Muñoz y Durán Torres, 2011).

Procedimiento experimental

Se preparan tres jarras transparentes de 1 L. La primera se llena con una disolución de yodato de potasio 0,03 M (6,42 g de KIO_3 en 1 L de agua); la segunda, con una disolución de hidrogenosulfito de sodio (NaHSO_3) 0,03 M con almidón, y la tercera, con hidróxido de sodio (NaOH) 0,05 M.

Se colocan siete copas o vasos transparentes de unos 200 mL de capacidad en los que se vierten unas gotas de cada uno de los indicadores utilizados en el apartado 1. A continuación se añaden unos 50 mL de la disolución de hidrogenosulfito de sodio y almidón, que no producirán coloración al ser el pH inferior al de viraje de los indicadores (fig. 5).

Se presentan a los alumnos las jarras y los vasos, en los que se pueden observar líquidos transparentes e incoloros. A continuación se van añadiendo a cada copa unos 50 mL de la disolución de yodato de potasio 0,03 M (fig. 6). Al cabo de unos 20 segundos, el líquido de las copas vira brusca y sucesivamente a color negro (fig. 7).

Por último, se vierten otros 50 mL de la disolución de hidróxido de sodio (NaOH) 0,05 M, con lo que va desapareciendo el color negro (fig. 8) y aparecen los colores correspondientes a cada uno de los indicadores (fig. 9).

Consideraciones didácticas

Se puede poner de relieve cómo puede influir el pH en las reacciones químicas y cómo algunas reacciones solo tienen lugar a un pH determinado, como ocurre muchas veces en las que tienen lugar en las reacciones metabólicas.



Figura 5. Copas con unas gotas de cada indicador y 50 mL de la disolución B.



Figura 6. Se añaden 50 mL de la disolución A a cada copa.



Figura 7. Va apareciendo el complejo azul-negro sucesivamente.



Figura 8. Al añadir la disolución C, desaparece el color negro...



Figura 9. ... y aparece el arco iris químico.

Reacciones catalizadas

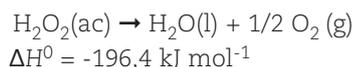
Un aspecto muy importante en las reacciones químicas es la velocidad con que transcurren, es decir, la cinética de la reacción. Algunas sustancias modifican la velocidad de las reacciones sin participar directamente en ellas y sin verse modificadas. Son los *catalizadores* y normalmente las aceleran; sin embargo, otras sustancias las retardan y, en este caso, reciben el nombre de *inhibidores*.

Las reacciones catalizadas son aquellas donde intervienen los catalizadores. Este concepto suele aparecer con cierta frecuencia en la vida cotidiana (por ejemplo, los catalizadores de los tubos de escape de los coches). Incluso se habla de «personas catalizadoras» como de aquellas que con su presencia o intervención son capaces de desencadenar algo. Por tanto, a nuestros alumnos el término no les resulta demasiado lejano, pero ¿tienen ellos claro qué son los catalizadores científicamente hablando?

Hay ejemplos muy asequibles para que el alumnado comprenda cuál es la misión de un catalizador, como los aditivos que se añaden a los alimentos para prolongar su duración; en este caso actúan de inhibidores, pues retrasan los procesos de oxidación o de descomposición. También dentro de nuestro cuerpo tenemos una gran cantidad de catalizadores (biocatalizadores): los más importantes se llaman *enzimas*, que son proteínas y son además muy específicas, pues algunas de ellas actúan solo sobre una molécula concreta y en una determinada reacción. Son tan importantes que algunas enfermedades se deben en última instancia a la ausencia o la alteración de una determinada enzima. Además, algunas son útiles para preservar el medio ambiente, como los catalizadores de los coches, que permiten reducir la emisión de gases contaminantes como óxidos de nitrógeno (NO, NO₂), CO o hidrocarburos no

quemados al acelerar procesos de reducción de los óxidos o de oxidación del CO y de los hidrocarburos e impedir que se produzcan combustiones incompletas.

Las experiencias que se describen a continuación se basan en la reacción de descomposición catalítica del peróxido de hidrógeno o agua oxigenada. La molécula del agua oxigenada es relativamente estable a temperatura ambiente, pero se descompone con facilidad en oxígeno y agua por calentamiento y por exposición a la luz solar. Además, numerosas sustancias actúan como catalizadoras de su descomposición, entre otras: metales de transición, álcalis y óxidos metálicos.



Vamos a realizar esta reacción en dos experiencias distintas en las que se utilizarán dos catalizadores diferentes.

«La superespuma».

Descomposición del agua oxigenada utilizando yoduro de potasio como catalizador

En esta experiencia se mezclan, en una probeta, una disolución de agua oxigenada comercial de 110 volúmenes (30 % en masa) y un poco de lavavajillas. Al añadir yoduro de potasio, este actúa como catalizador: la reacción de descomposición se acelera y aparece una gran cantidad de espuma debido al oxígeno desprendido. Al ser la reacción fuertemente exotérmica, parte del agua formada está en fase de vapor (fig. 10).

Por otra parte, algunos aniones yoduro (I⁻) se oxidan a yodo molecular (I₂), que reacciona con los aniones yoduro presentes para formar el anión triyoduro (I₃⁻), produciendo una coloración marrón, según la reacción:

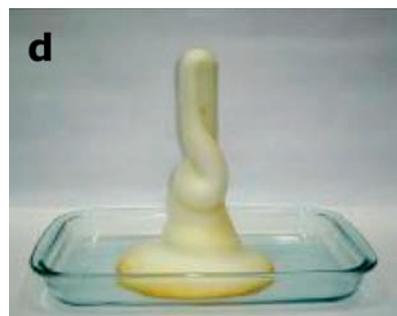
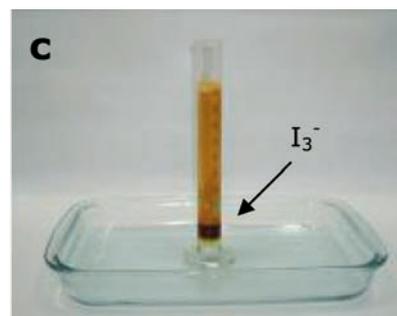
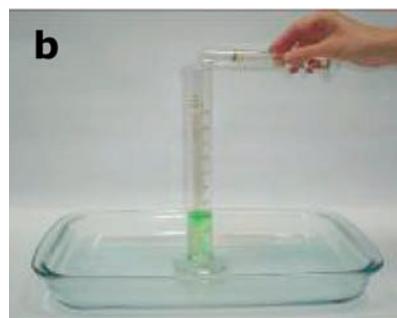
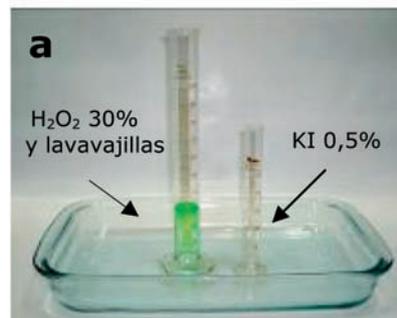
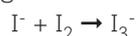


Figura 10. En la probeta se encuentra la disolución de peróxido de hidrógeno con un poco de lavavajillas (a). Al añadir la disolución de yoduro de potasio (b), aparecen el color marrón por la formación del anión triyoduro (I₃⁻) y una gran cantidad de espuma (c y d), pues el yoduro de potasio actúa también de catalizador en la descomposición del peróxido.

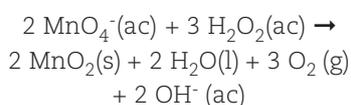
«El genio de la botella».

Descomposición del agua oxigenada utilizando el óxido de manganeso (IV) como catalizador

Para realizar este experimento, se utiliza como catalizador el óxido de manganeso (IV) finamente dividido. Se dejan caer 0,5 g de este óxido envueltos en un papel fino en forma de «paquetito» en el interior de un recipiente resistente a altas temperaturas que contiene 30 mL de agua oxigenada de 110 volúmenes.

Se produce un espectacular chorro de vapor de agua debido a la descomposición catalítica del agua oxigenada, que es fuertemente exotérmica (fig. 11c).

Esta experiencia se puede realizar también utilizando permanganato de potasio (KMnO_4) en lugar de dióxido de manganeso (IV), pero el permanganato no actuaría en este caso como catalizador, sino que reaccionaría oxidando el peróxido según la reacción:



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.

Recomendaciones didácticas

Estas experiencias son de bajo coste y fáciles de reproducir en el aula o en el laboratorio. Es recomendable que las realice el profesor, ya que la disolución de agua oxigenada que se emplea es corrosiva, irritante a los ojos y a la piel.

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 o la termoquímica.

La gran velocidad de producción de oxígeno da lugar a la for-

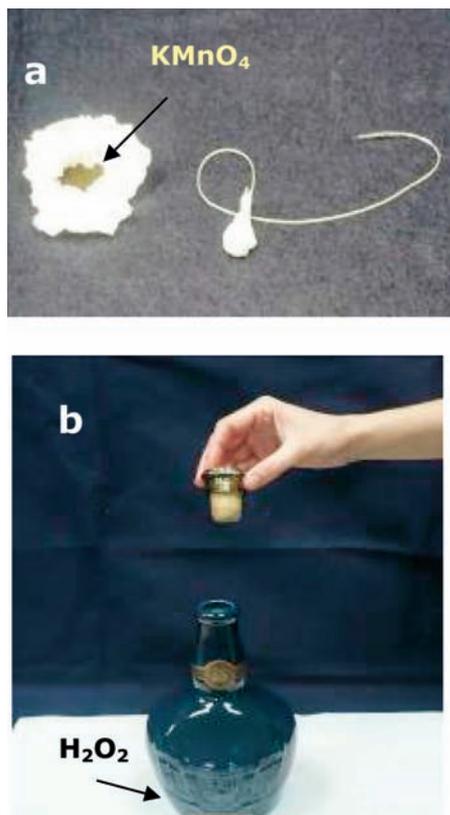


Figura 11. En la botella se encuentra la disolución de agua oxigenada. Al destaparla y dejar caer sobre ella el catalizador [dióxido de manganeso (IV)], aparece un chorro de microgotas de agua por la rápida formación de una gran cantidad de vapor de agua.

mación de espuma y hace que esta experiencia se pueda emplear para medir 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), el de plomo (IV) o el de hierro (III). Se puede comprobar la distinta eficacia del catalizador según su superficie de contacto utilizando el óxido de manganeso (IV) más o menos pulverizado. La velocidad de formación de la espuma variará según la eficacia del catalizador. Se recomienda el uso de gafas de seguridad y guantes (Royal Society of Chemistry, 1994).

Quimioluminiscencia: «Luz fría con luminol»

La luminiscencia, también conocida como *luz fría*, es un fenómeno que ha llamado la atención del hombre a lo largo de la historia (los chinos ya la conocían desde la antigüedad y la llamaban «el fuego frío» que emitía «la mosca del fuego») y sigue siendo igual de atractiva para los estudiantes de cualquier nivel educativo.

Un proceso luminiscente se produce cuando un átomo es excitado, los electrones pasan a niveles de energía superior (sin que sea por acción de la radiación térmica) y retornan posteriormente al nivel fundamental con emisión de luz.

Según el tiempo en que tarde en emitirse la luz después de la excitación, la luminiscencia se clasifica en *fluorescencia*, si el fenómeno es prácticamente ins-

tantáneo, o en *fosforescencia*, si es más duradero. Las sustancias fluorescentes (como la quinina o la fluoresceína) necesitan ser irradiadas para mostrar luminiscencia (fotoluminiscencia). Estas sustancias absorben una radiación de longitud de onda menor a la que emiten, normalmente absorben luz ultravioleta y emiten luz visible. Cuando se apaga el foco emisor de radiación, la sustancia deja de emitir luz.

Según la forma de excitar el electrón, la luminiscencia recibe distintos nombres:

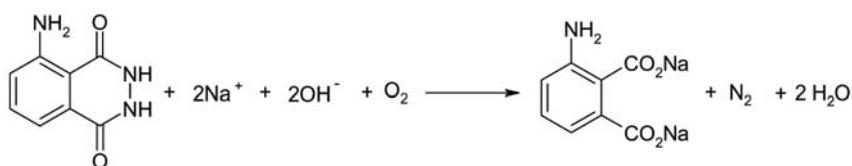
- Fotoluminiscencia, si es por acción de la luz.
- Triboluminiscencia, si es por fricción.
- Electroluminiscencia, si es por impacto con partículas cargadas.
- Quimioluminiscencia, si es por efecto de una reacción química.

La quimioluminiscencia es un fenómeno que nuestros alumnos reconocen fácilmente en algunos animales, como las luciérnagas, o también en las llamadas *barras de luz* que se utilizan en las acampadas o las que usan los pescadores.

Una de las sustancias más empleadas para realizar reacciones luminiscentes es el luminol, descubierto por Albrecht en 1928. El luminol (3-aminofthalhidracida), para exhibir su luminiscencia, debe ser excitado mediante un agente oxidante.

En la experiencia que aquí se describe, el luminol es oxidado en medio básico 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, 1983).

Esta reacción necesita ser catalizada para que se produzca la luminiscencia (véase el apartado anterior).



Procedimiento experimental

Se pueden emplear diferentes catalizadores, como sales de Cu (II) o de Co (II). En este caso, utilizaremos como catalizador el ión hierro (III) (Fe^{3+}) contenido en el hexacianoferrato (III) de potasio ($\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$), conocido también como *ferricianuro de potasio*.

Para ello, se prepararan las siguientes disoluciones:

- Disolución A: se disuelven 4 g de hidróxido de sodio (NaOH) y 0,4 g de luminol en 1 L de agua destilada.

- Disolución B: se disuelven 4 g de ferricianuro de potasio en 1 L de agua destilada.

Se preparan tubos de ensayo (u otros recipientes) como se muestra en la fig. 5a, cada uno con:

1. 30-40 mL de la disolución A. Opcionalmente se pueden añadir unas gotas de disolución de colorante cromóforo (unos 0,5 mL).
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).

Para poder observar la luminiscencia, se oscurece la habitación y se añade poco a poco el contenido del tubo 2 sobre el 1. Aparecerá un destello luminoso azul (la longitud de onda de la luz emitida es de 425 nm) por la quimioluminiscencia del luminol.

Si se han añadido además diferentes cromóforos, aparecerán distintos 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 al 0,5 % en alcohol.

En esta experiencia se han utilizado como colorantes cromóforos: rodamina 6G, fluoresceína con timolftaleína (indicador de pH), fluoresceína y timolftaleína (fig. 12a), dando lugar a luz de color azul, amarillo, verde y violeta, respectivamente (fig. 12b).



Figura 12. 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.

Recomendaciones didácticas

Si no se dispone de luminol, que es un reactivo caro, se pueden comprar las «barras de luz» (se pueden adquirir en tiendas de equipos para aire libre), que contienen otra sustancia luminiscente (un éster de un feniloxalato) junto con una base fluorescente dentro de un tubo de cristal que se encuentra dentro de otro de plástico que contiene la disolución de agua oxigenada. Cuando dicho tubo se dobla, se rompe el de cristal y ambas disoluciones se mezclan produciéndose la reacción. En este caso no se podrían realizar los experimentos anteriores tal como están descritos.

Se puede hacer un estudio cualitativo sobre cómo influye la temperatura en la velocidad de reacción calentando o enfriando estas «barras de luz», o bien las soluciones antes descritas. Cuanto mayor sea la temperatura, más intensa será la luz emitida, pero menos duradera.

Habría que resaltar que esta reacción del luminol tiene diversas aplicaciones en distintos campos de la vida, como, por ejemplo, para encontrar la presencia de agua oxigenada en el agua. La policía científica la utiliza para detectar rastros de sangre y en medicina general se usa para investigar la presencia de óxido nítrico en los gases exhalados de enfermos asmáticos (Martín Sánchez y Martín Sánchez, 2001).

Reacciones redox:

«Botes de colores»

Todos hemos comprobado alguna vez la oxidación de una manzana mordida que hemos dejado a la intemperie. Las reacciones de oxidación-reducción (redox) forman una parte importante de nuestra vida, desde la combustión de los combustibles fósiles hasta la acción de la mayoría de los blanqueadores domésticos.

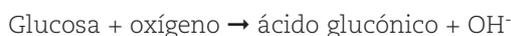
En este tipo de reacciones existe una transferencia de electrones

desde una especie denominada *reductora* (porque «reduce» a la otra cediendo electrones) a otra especie que los acepta, llamada *oxidante*. La oxidación es un proceso que implica una pérdida de electrones, mientras que la reducción implica ganancia.

Las reacciones redox tienen una gran importancia tanto desde un punto de vista industrial como desde un punto de vista biológico. En los seres vivos forman parte de los procesos más importantes para la vida, como la respiración y la fotosíntesis, donde se producen secuencias de reacciones redox sucesivas.

En esta experiencia se observa cómo funcionan dos reacciones redox acopladas, es decir, de forma consecutiva y cíclica. Este es un ejemplo simple de cómo se transfieren los electrones al oxígeno del aire desde un azúcar (como el que se ha tomado en la comida). Se utilizan reactivos que se pueden encontrar fácilmente en los laboratorios de secundaria o bien se pueden adquirir en droguerías.

Como azúcar se utiliza la glucosa, que en medio alcalino se oxida fácilmente y reacciona con el oxígeno del aire para formar ácido glucónico, según la reacción:



Para observar esta reacción, utilizamos un indicador redox, el azul de metileno, que se presenta en dos formas diferentes: en presencia de oxígeno, está en su forma oxidada y tiene color azul, siendo incoloro en su forma reducida.

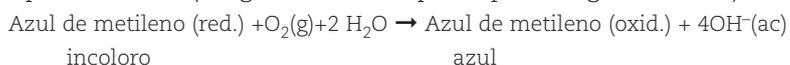
Mientras hay oxígeno disuelto en la disolución, el azul de metileno está en su forma oxidada de color azul. Pero este oxígeno reacciona con la glucosa, que se oxida hasta ácido glucónico. Cuando se consume el oxígeno, la glucosa reacciona con el azul de metileno reduciéndolo hasta su forma reducida, que es incolora. Al agitar el frasco, el oxígeno del aire que hay en él se incorpora a la disolución y oxida el azul de metileno, dando lugar a su forma oxidada de color azul. Al mismo tiempo, esta forma oxidada lentamente oxida la glucosa, mientras que ella se reduce, volviendo a dar su forma incolora inicial reducida (fig. 13).

Así transcurre de forma encadenada este ciclo de reacciones redox, que se puede describir en el siguiente esquema:

– Etapa 1: anaeróbica (sin aire).



– Etapa 2: aeróbica (al agitar la botella, participa el oxígeno del aire).



Procedimiento experimental

Se preparan las siguientes disoluciones:

- Disolución A: se disuelven 20 g de NaOH en 1 L de agua.
- Disolución B: se disuelven 40 g de glucosa en 1 L de agua.
- Disolución C: se disuelve 1 g de azul de metileno en 100 mL de agua.

Nota: se puede utilizar agua del grifo. Estas soluciones pueden conservarse durante bastante tiempo en botes bien cerrados.

En una botella o matraz, se añaden 100 mL de las disoluciones A y B, unas dos o tres gotas de la disolución C y se tapa. Esta disolución presenta un color azul intenso, pero tras unos segundos el color va desapareciendo y queda totalmente incolora. Cuando se agita el frasco, recupera el color azul, pero tras unos segundos vuelve a quedarse incolora y así se produce sucesivamente un ciclo de oxidaciones y reducciones.

Recomendaciones didácticas

• Los colores del paso de azul \rightarrow incoloro conseguidos con la reducción-oxidación del azul de metileno se pueden cambiar utilizando indicadores de pH, puesto que este ciclo de reacciones transcurre en medio alcalino. Para ello se preparan dos matraces con la misma mezcla que se describió anteriormente y, además, se añade:

- Matraz A: unas gotas de una disolución de 4-nitrofenol (véase exp. 2.1) (fig. 13a).
- Matraz B: unas gotas de una disolución de fenolftaleína (véase exp. 2.1).

Tras unos segundos:

- Matraz A: pasará de verde a amarillo, y así sucesivamente (fig. 13b).
- Matraz B: pasará de morado a rosa, y así sucesivamente.

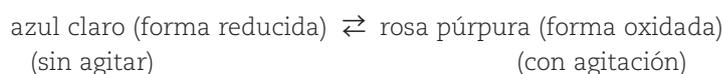


Figura 13a. Los matraces contienen la mezcla de las disoluciones A, B y C antes descritas. El matraz de la derecha contiene además unas gotas de una disolución de 4-nitrofenol.

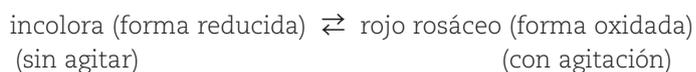


Figura 13b. Tras un tiempo, el azul de metileno se reduce, por lo que queda incolora la disolución y el que contenía 4-nitrofenol aparece amarillo.

• Además del azul de metileno, pueden utilizarse otros indicadores redox, como, por ejemplo, la resazurina, que produce el siguiente cambio de color:



Con fenosafranina:



La reacción con índigo carmín es incluso más espectacular, con un cambio de color amarillo a rojo con agitación suave y a verde con agitación fuerte.

• La temperatura afecta en la velocidad de reacción, por lo que en días fríos habría que calentar la disolución entre 25 y 50 °C.

• Se puede comprobar que el oxígeno es el responsable del color de los indicadores redox, eliminando el oxígeno mediante burbujeo con nitrógeno en el matraz. Al agitar el bote, no hay cambio de color.

Recomendaciones

Aunque las experiencias que se describen aquí no utilizan materiales especialmente peligrosos o nocivos, conviene observar las normas elementales de seguridad de los laboratorios químicos y emplear los elementos de protección adecuados, como el uso de gafas protectoras, guantes y batas.

Se pueden consultar normas de seguridad en esta dirección web: <http://www.quimicaweb.net/ciencia/paginas/laboratorio/normas.htm>.

La química y, en general, las ciencias experimentales necesitan una base teórica, pero, como indica su nombre, necesitan también experimentar

Conclusiones

La realización de experimentos con los alumnos hace que aumente su interés por saber lo que hay detrás de ellos. Nos suelen preguntar por el «truco» y dónde se pueden conseguir las sustancias para que ellos los puedan repetir por su cuenta. En realidad, lo que nos están pidiendo sin darse cuenta son las reacciones químicas que tienen lugar en las experiencias. Ello nos muestra que tras ver las sesiones de demostraciones de química cambia la visión que tienen de la asignatura.

Muchos profesores también nos piden el procedimiento para realizarlas y poder llevarlas al aula con sus alumnos, lo que nos indica que también sirve de motivación para la enseñanza de la química. En definitiva, la química y, en general, las ciencias experimentales necesitan una base teórica, pero, como indica su nombre, necesitan también experimentar.



Figura 14. Museo Principia, Málaga. Web: <http://www.principia-malaga.com>.

Referencias bibliográficas

AGUILAR MUÑOZ, M.; DURÁN TORRES, C. (2011). «Reacciones encadenadas: Del reloj de yodo al arco iris químico». *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 8(1): 105-110. [También en: <http://hdl.handle.net/10498/10209>]
 JIMÉNEZ LISO, M. R.; MANUEL TORRES, E. de; GONZÁLEZ GARCÍA, F.; SALINAS LÓPEZ, F. (2000). «La utiliza-

ción del concepto de pH en la publicidad y su relación con las ideas que manejan los alumnos: Aplicaciones en el aula». *Enseñanza de las Ciencias*, 18(3): 451-461.

MARTÍN SÁNCHEZ, M^a T.; MARTÍN SÁNCHEZ, M. (2001). «Luz fría: Trabajos experimentales sencillos». *Anales de la Real Sociedad Española de Química*, 4: 37-42.

ROYAL SOCIETY OF CHEMISTRY (2002). *Experimentos de química clásica*. Madrid: Síntesis.
 SHAKHASHIRI, B. Z. (1983). *Chemical demonstrations: A handbook for teachers of chemistry*. Vol. 4. Madison: The University of Wisconsin Press.

Páginas web

CAÑAMERO, A. (2007). «Los colores del agua: Una reacción de ida y vuelta». *El Rincón de la Ciencia* [en línea], 40: s. p. <<http://centros5.pntic.mec.es/ies.victoria.kent/Rincon-C/Curiosid2/rc-100/agua/rc-100d.htm>>. [Consulta: 18 febrero 2011]

«Experimento 10» (s. a.). En: *Provisión de materiales de laboratorio: Guía de trabajos prácticos* [en línea]. Buenos Aires: Universidad de Buenos Aires. <<http://www.oaq.uba.ar/Labescuela/Exp-10alu.htm>>. [Consulta: 18 febrero 2011]

RECIO MIÑARRO, J. (s. a.). «Normas de seguridad en el laboratorio». En: *QuímicaWEB* [en línea]. Málaga: s. n. <<http://www.quimicaweb.net/ciencia/paginas/laboratorio/normas.html>>. [Consulta: 18 febrero 2011]



Marisa Aguilar Muñoz

es profesora de física y química en el IES Costa del Sol de Torremolinos (Málaga). Licenciada en Ciencias Químicas por la Universidad de Málaga. Ha impartido numerosos cursos de formación del profesorado y de divulgación científica. Ha escrito varios artículos sobre didáctica de la química y experiencias prácticas. Actualmente es profesora en el Centro de Ciencia Principia de Málaga.
 C. e.: marisaaguilar@principia-malaga.com.



Manuel Fernández Tapia

es profesor de física y química en el IES Arroyo de la Miel de Benalmádena (Málaga). Licenciado en Física por la Universidad Complutense de Madrid. Ha impartido cursos de formación del profesorado y de divulgación científica. Actualmente es profesor en el Centro de Ciencia Principia de Málaga.
 C. e.: principia@principia-malaga.com.



Carlos Durán Torres

es profesor de física y química en el IES Nuestra Señora de la Victoria de Málaga. Licenciado en Ciencias Químicas por la Universidad de Málaga. Ha impartido cursos de formación del profesorado y de divulgación científica. Ha escrito varios artículos sobre didáctica de la química y experiencias prácticas. Actualmente es profesor en el Centro de Ciencia Principia de Málaga.
 C. e.: carlosduran@principia-malaga.com.