

Experiencias prácticas para la enseñanza y el aprendizaje de las reacciones químicas

Practical experiences for teaching and learning chemical reactions

Gabriel Pinto Cañón / Universidad Politécnica de Madrid. Grupo Especializado de Didáctica e Historia de la Física y la Química, Reales Sociedades Españolas de Física y de Química. Scientix Ambassadors

Marisa Prolongo Sarria / Grupo Especializado de Didáctica e Historia de la Física y la Química, Reales Sociedades Españolas de Física y de Química. I.E.S. Torre del Prado, Málaga. Scientix Ambassadors



resumen

Se proponen actividades prácticas para el estudio de los tres tipos de reacciones principales abordadas en educación secundaria: ácido-base, oxidación-reducción y precipitación. Estas experiencias contextualizadas y su interpretación pretenden fomentar el razonamiento crítico y el aprendizaje por indagación.

palabras clave

Ácidos y bases, aprendizaje por indagación, oxidación y reducción, pH, precipitación, reacción química, vida cotidiana.

abstract

Practical activities are proposed for the study of the three main types of reactions addressed in secondary education: acid-base, oxidation-reduction and precipitation. These contextualized experiences and their interpretation are intended to promote critical thinking and inquiry learning.

keywords

Acids and bases, chemical reaction, everyday life, inquiry based learning, oxidation and reduction, pH, precipitation.

Introducción

Se suele definir la química como la ciencia que estudia la estructura, las propiedades, la composición y las transformaciones de la materia. Por ello, uno de sus aspectos fundamentales –y que la diferencia de otras ciencias, como la física–, es el estudio de las reacciones químicas, que son los procesos por los que unas sustancias (reactivos) se transforman en otras (productos). Las cuestiones involucradas en el aprendizaje del concepto de reacción química son complejas, puesto que se requiere una asimilación de contenidos por parte de los alumnos de educa-

ción secundaria no siempre fácil. Así, tras distinguir entre cambio físico y químico deben abordarse contenidos como las ecuaciones químicas que representan las reacciones –implican ciertos conocimientos de formulación–, cálculos estequiométricos, cinética de reacción, energía implicada, y el empleo de la cantidad de sustancia como magnitud y el mol como su unidad para relacionar las masas de reactivos y productos –implica cálculos con masas atómicas y moleculares–. Y todo ello, para aplicarlo a la comprensión de la relación entre química y sociedad: procesos industriales, reacciones en la vida

cotidiana, desarrollo sostenible... Además, para interpretar muchas de estas cuestiones, los alumnos deben entender a nivel básico su relación con la estructura atómico-molecular, dado que en una reacción se rompen enlaces químicos y se forman otros nuevos. La tarea de los docentes, que emplean desde hace años múltiples casos prácticos con ejemplos motivadores (Caamaño, 2017; Corominas, 2017; Pinto, 2003a; Tomás Serrano & García Molina, 2015) no es baladí.

Este trabajo se centra en la exposición de propuestas para realizar indagaciones contextualizadas que permitan abordar los

tres tipos principales de reacciones –ácido-base, oxidación-reducción (o redox) y precipitación–, con sustancias conocidas por los alumnos. Se sugiere el desarrollo de fases del proceso indagatorio indicado por Caamaño y Corominas (2020): 1. Descripción de la acción que se realizará; 2. Predicción del cambio que se cree que se producirá, por parte de los alumnos; 3. Realización de la experiencia y observación; 4. Descripción de lo observado; 5. Interpretación (primeras hipótesis); 6. Contraste de hipótesis y argumentación, y 7. Interpretación final. Por razones de espacio, no se especifican aquí y se dejan al criterio del profesor.

En todos los casos deben guardarse las precauciones adecuadas (uso de guantes y gafas de seguridad, distancia entre participantes, empleo de vitrina si es necesario, tratamiento de residuos...) y elegir si se realizan en el aula o en el laboratorio. La manipulación o no de los materiales de forma directa por los alumnos no es óbice para un aprendizaje activo: se trata de fomentar la observación, la interpretación y el razonamiento por parte de los alumnos, no de que necesariamente tengan que realizar experiencias que requieran cierta habilidad y cuidado.

Reacciones ácido-base

Las reacciones ácido-base son las que tienen lugar entre un ácido y una base; también se definen como aquellas en las que se transfieren protones (H^+) de una especie química a otra. Antes de abordar su estudio en la práctica docente, suele producirse un acercamiento al tema con la discusión del empleo del pH para caracterizar la acidez y basicidad de las sustancias. Esta magnitud suele ser conocida por los alumnos en contextos como el cuidado de

piscinas, los análisis de sangre u orina, o en la información de productos de aseo.

¿Cuál es el pH de diferentes productos comerciales?

Puede iniciarse una aproximación al concepto de pH a través de una discusión sobre la información que figura en el etiquetado de productos como el gel de ducha, que en ocasiones puede inducir a confusión. Por ejemplo, a veces se indica que el gel tiene «pH neutro» con valores en torno a 5,5; en otros casos, para valores de pH de ese orden, se especifica que son «neutros para la piel» o que tienen el pH «fisiológico de la piel». En realidad, la piel es ligeramente ácida (presenta valores de pH entre 4,5 y 6,0) y, por tanto, no neutra (pH = 7,0).

Aparte de la indagación sobre la información indicada en otros productos (medicamentos antiácidos, líquidos de limpieza...), una experiencia instructiva es la determinación del carácter ácido o básico de un producto comercial mediante un indicador o la medida de su pH con un pH-metro o con tiras indicadoras de pH.

Por ejemplo, se puede utilizar un indicador natural fabricado por los propios alumnos (con pétalos de rosas, lombarda...), otro de laboratorio (como azul de bromotimol) y un pH-metro. Se puede aplicar en productos comerciales, como agua fuerte o sulfamán ($HCl(aq)$ concentrado), vinagre (una disolución de ácido acético en agua), amoníaco –los alumnos deben descubrir que estos nombres designan disoluciones acuosas de sustancias: cloruro de hidrógeno, ácido acético o amoníaco– y desatascador de tuberías (suele ser $NaOH(aq)$ concentrado). Hay tablas con el pH de productos cotidianos (Gillespie *et al.*, 1990) y los colores resultantes son atrayentes para los alumnos. Como el vinagre es un producto muy frecuente en propuestas de reacciones ácido-base contextuali-

zadas, se recomienda el uso del denominado «de limpieza» (incoloro) cuando se dan cambios de colores, frente al de uso alimentario.

¿Cómo varía el pH cuando mezclamos las disoluciones de un ácido y una base?

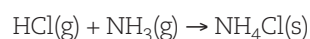
La medida del pH puede servir también para seguir el progreso de una reacción de neutralización entre un ácido y una base fuertes, como, por ejemplo, el $HCl(aq)$ y el $NaOH(aq)$. Se pueden mezclar con cuidado dos disoluciones diluidas de estas sustancias y observar cómo varía el pH debido a la reacción de neutralización:

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(aq)$$

Se aprecia además que se trata de un proceso exotérmico.

¿Qué ocurre cuando acercamos una disolución de ácido clorhídrico a una de amoníaco?

Se propone una forma original de realizar la reacción ácido-base que tiene lugar cuando se dejan próximas una muestra de ácido clorhídrico y una de amoníaco(aq). Se dispone una pequeña cantidad de ácido clorhídrico y de amoníaco(aq) en sendas placas Petri. Se observa que se forma una «neblina» (fig. 1) en las proximidades de la placa con $HCl(aq)$. ¿Qué puede ser esta neblina? Es fácil que los estudiantes respondan que son pequeñas partículas (podríamos observar en el microscopio que son microcristales) formadas cuando el cloruro de hidrógeno(g) y el amoníaco(g) se encuentran en el aire, al «escaparse» de sus disoluciones, y reaccionan entre sí. Que se trata de un producto sólido puede observarse con mayor nitidez en el cuello de la botella de $HCl(aq)$ (fig. 1). Este producto sólido puede suponerse que es $NH_4Cl(s)$, que se formaría mediante la reacción:



Ahora bien, la «neblina» se forma en las proximidades de la placa que contiene el HCl(aq) y el precipitado sólido blanco se forma en el cuello de la botella de HCl. ¿Cuál es la razón que sea así? Se debe a que las moléculas de NH₃ son más ligeras (tienen menor masa molecular que las de HCl) y, por tanto, se desplazan a mayor velocidad.

Este proceso se puede realizar de diversas formas (Pinto, 2003b) y es ideal para modelizar cómo se produce una reacción heterogénea a nivel molecular (MEL Science, 2014). Sirve para discutir por qué en los laboratorios se deben separar los ácidos de las bases –ver en la fig. 1 el resultado de tener dos frascos de HCl(aq) y NH₃(aq) próximos y no herméticamente cerrados–, lo que se incumple a menudo en establecimientos comerciales (fig. 2).

¿Qué ocurre cuando añadimos sulfumán a un trozo de mármol o de piedra caliza?

A partir de la información de productos de limpieza ácidos que indican notificaciones del tipo «no se recomienda su uso sobre superficies sensibles a ácidos, como mármoles y terrazos», se puede discutir con los alumnos sobre la composición esencial del mármol (CaCO₃) y otros materiales de construcción calcáreos, así como el efecto que provoca la lluvia ácida en esculturas y en fachadas de edificios de piedra caliza (como las catedrales medievales). Una experiencia sencilla es echar una

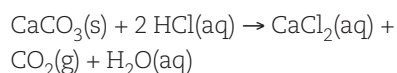


Figura 2. Envases con productos de uso cotidiano en un comercio (El Arenal, Ávila, 2019).

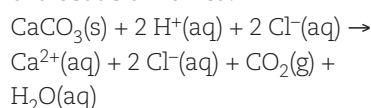


Figura 1. Formación de NH₄Cl(s): a la izquierda en forma de microcristales que producen una «neblina» y a la derecha en el tapón de la botella con HCl(aq).

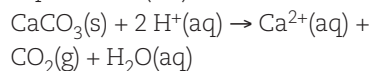
gota de sulfumán sobre un trozo de mármol (por ejemplo, de restos de obras) o de piedra caliza, apreciándose la producción de burbujas; también puede introducirse el material calcáreo en un vaso con sulfumán y observar la efervescencia mientras va consumiéndose. En ambos casos se produce la reacción que puede representarse mediante la ecuación:



o la ecuación iónica:



o la ecuación iónica neta, en la que se ha eliminado el ion espectador (Cl⁻):



¿Qué ocurre cuando añadimos vinagre o zumo de limón a una cáscara de huevo?

En dos vasos se coloca cáscara de huevo machacada y se añade vinagre en uno y zumo de limón en el otro. Los alumnos suelen conocer (o lo indicaría el profesor) que la cáscara de huevo está formada esencialmente por CaCO₃ y, por ello, piensan que podría reaccionar con los ácidos del limón y del vinagre. Se observa (inicialmente se puede emplear una lupa) que

aparecen burbujas sobre la cáscara, lo que hace pensar a los alumnos que puede haberse producido una reacción química. Se puede discutir con ellos hasta que resuelvan que la reacción es análoga a la del caso anterior, pero en este caso los iones hidrógeno proceden del ácido acético, CH₃-COOH, en vez del ácido clorhídrico. Esta reacción, como la anterior, puede hacerse con conchas de moluscos –como mejillón– y con distintos ácidos.

Otra experiencia que puede realizarse para indagar el efecto de la temperatura en la reacción es repetir el proceso con vinagre recién sacado del frigorífico y con vinagre calentado levemente (por ejemplo, en un microondas); se observa –por la intensidad del burbujeo– que la velocidad de reacción aumenta con la temperatura.

Reacciones de oxidación-reducción

Las reacciones redox implican una transferencia de electrones entre una especie química que los pierde, y por tanto se oxida, y otra que los toma y, con ello, se reduce. La segunda actúa como oxidante –porque oxida a la otra, que es la reductora–. El vocabulario que se utiliza para describir e interpretar estas reacciones no es sencillo para los alumnos. Se suele introducir el estudio de las reacciones redox con un tipo concreto de reacciones,

con connotaciones relevantes en la historia de la química, que son las combustiones de distintos combustibles (por ejemplo, hidrocarburos) que al «quemarse» con el oxígeno del aire producen CO_2 y H_2O .

La reacción de combustión que se produce cuando encendemos un mechero

La combustión del gas de un mechero puede ser un buen contexto para interpretar las reacciones de combustión. Este ejemplo suele ser llamativo para los alumnos, por apreciar cómo las reacciones químicas están más presentes en la vida cotidiana de lo que suelen pensar, y por hablarse en el lenguaje común del «gas» del mechero, aunque se trata de un «líquido» (como se observa fácilmente si el material del mechero es translúcido). Los mecheros acostumbra a contener una mezcla de butano y metilpropano que está en estado líquido por introducirse a presión elevada; a medida que se va consumiendo el combustible (en fase gas, puesto que al salir del depósito la presión es menor), hay equilibrio de líquido y gas en el interior, y lo que quema es la sustancia en estado gaseoso. La reacción que deben deducir los alumnos que se produce es:

$$2 \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + 13 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 8 \text{CO}_2(\text{g}) + 10 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

La reacción es exotérmica y puede dar pie a que surjan entre los alumnos preguntas del tipo: ¿cómo podemos medir el calor desprendido durante la reacción? Hay interesantes propuestas al respecto, como la recogida por Corominas (2017) para determinar el poder calorífico del combustible de un mechero, que se puede complementar con cálculos estequiométricos, como la cantidad de CO_2 que se desprende por unidad de masa de combustible. La observación de que hace falta un «iniciador de fuego», sirve para

concluir que muchas reacciones espontáneas necesitan el aporte inicial de cierta energía.

Análisis de la relación entre consumo de combustible y emisión de CO_2 en automóviles

Para indagar la relación entre el consumo de combustible y la emisión de CO_2 , los estudiantes pueden analizar, de forma individual o en grupo, datos –incluidos en anuncios– aportados por los fabricantes de automóviles de gasolina o diésel, como el consumo medio de combustible, en L/100 km, y la emisión de CO_2 , en g/km.

Se puede sugerir a los alumnos que deduzcan para casos concretos la relación entre ambos datos (el consumo de combustible y la emisión de CO_2), para lo que tienen que aplicar factores de conversión y considerar el cambio de volumen de combustible a masa. Se puede considerar que la gasolina es mayoritariamente una mezcla de octanos y, por tanto, responde de forma aproximada a la fórmula C_8H_{18} , mientras que el gasóleo de los coches diésel es principalmente un conjunto de dodecanos, $\text{C}_{12}\text{H}_{26}$, y que sus densidades respectivas son (en kg/m^3 y a 15°C) entre 720 y 775, y entre 820 y 845 (BOE de 17 de febrero de 2006 donde se determinan las especificaciones de gasolinas y gasóleos).

Necesitan para ello establecer la ecuación de la reacción de combustión y aplicar la estequiometría y las masas moleculares de las sustancias implicadas (Oliver-Hoyo & Pinto, 2008). En el caso de la gasolina, se puede simplificar como:

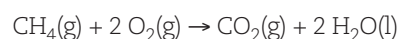
$$2 \text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) + 25 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 16 \text{CO}_2(\text{g}) + 18 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

Controlando por cada alumno, con un coche concreto, la cantidad de combustible repostado y los kilómetros recorridos, se puede establecer si el dato de

consumo se aproxima al aportado por el fabricante, así como calcular la emisión media de CO_2 causada por este concepto. Además de concienciar sobre la responsabilidad social y personal en la emisión de gases que favorecen el calentamiento global, esta actividad sirve para ilustrar cómo se calcula la «huella de carbono».

¿Qué reacción permite calentar agua en la caldera de casa?

En combustiones como la anterior, suele surgir la duda en los alumnos de si el agua producida se presenta como líquido o como gas. Aparte de discutirlo, en función de la temperatura, es ilustrativo analizar cómo la obtención de agua en fase líquida desprende más energía de combustión que si fuera en fase gas, lo que sirve de ahorro de combustible y disminución de emisiones de CO_2 en las conocidas como «calderas de condensación» domésticas (Pinto, 2013). Cuando el combustible es gas natural, la reacción principal en estas calderas es:



Preparamos un «cohet» con una bolsita de té

Otro ejemplo que se sugiere sobre la combustión es el conocido como «cohet» de té». De una bolsita de té se quita el hilo, se vacía su interior y se estira con cuidado –tiene la forma de un cilindro– para que no se rompa; se apoya en una superficie estable, y se prende con un mechero en la parte superior. Los alumnos predicen su combustión, pero no suelen prever nada más. Se asombran al observar cómo asciende (fig. 3).

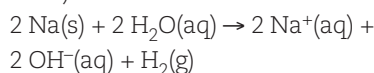
El papel está formado principalmente por fibras de celulosa, $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$, que reacciona con el oxígeno del aire según la ecuación:

$$\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5(\text{s}) + 6 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 6 \text{CO}_2(\text{g}) + 5 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

Al prender la bolsita de té se calienta el aire que le rodea y adquiere una menor densidad que el que está a temperatura ambiente; en el momento en el que la bolsita pierde el suficiente peso al transformarse en CO_2 y H_2O , el empuje del aire vence a la fuerza de la gravedad y la bolsita se eleva.

La vistosa reacción del sodio con agua

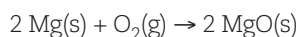
Aparte de las reacciones de combustión, se pueden abordar otras reacciones redox con relativa facilidad. Una muy instructiva, por la vistosidad y la cantidad de conceptos implicados –incluida la utilización de un indicador para observar la formación de un medio alcalino–, es la que se produce entre sodio metálico y agua (Martín *et al.*, 2015):



Se puede iniciar la actividad preguntando a los alumnos: «¿Qué ocurre si se pone un trozo de metal en agua?». Quizá su primera sorpresa sea apreciar que algunos metales tienen menor densidad que el agua.

La «luminosa» reacción del magnesio con el oxígeno del aire

Otra reacción interesante es la reacción que se produce entre el magnesio y el oxígeno del aire. Se observa la transformación de una sustancia típicamente metálica (color plateado, brillante, maleable...) en otra (de color blanco y frágil) que puede identificarse como óxido de magnesio, MgO (típicamente iónica). La reacción se puede representar mediante la ecuación:



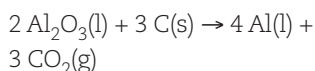
Esta reacción necesita aporte de energía, a través por ejemplo del fuego de un mechero de bolsillo, y se produce con desprendimiento de

una luz blanca muy intensa (fig. 4) –debe tenerse cuidado y advertir a los alumnos de no mirar directamente a la llama–. De hecho, en el siglo XIX se utilizó para el flash en fotografía.

Los alumnos pueden realizar cálculos estequiométricos, como la cantidad de MgO formada para un consumo determinado de Mg , que se pueden corroborar y discutir con el empleo de la balanza.

La importancia de reciclar aluminio

Muchos metales se producen industrialmente por reducción de sus óxidos, como el hierro –por reducción de sus minerales con carbón en los altos hornos–. Por ejemplo, el aluminio se forma por electrólisis de Al_2O_3 fundido con electrodos de carbono, consumiéndose del orden de 14 kWh de energía eléctrica por kg de aluminio, al producirse la reacción:



A través de la búsqueda de datos, los alumnos podrían determinar:

- la cantidad de CO_2 que se emite por este proceso para cierta cantidad de aluminio;

- una estimación de los años que quedan de bauxita –materia prima del Al_2O_3 – considerando sus reservas, su composición y la producción anual de aluminio,

- y qué supone a nivel energético la producción de este metal frente a, por ejemplo, lo indicado en una factura de electricidad de su casa.

Todas estas cuestiones se resuelven a través de la estequiometría de la reacción, pero también se revisan otros conceptos, como el significado del kWh como unidad de energía.

Con esta actividad, los alumnos deberían apreciar la importancia del reciclado del aluminio, su relevancia histórica y el hecho de



Figura 3. Inicio de la combustión y «vuelo» de una bolsita de té.

que –por motivos cinéticos– no se corroe cuando se expone al ambiente. Hay marcas de cápsulas de café que recalcan el uso que hacen de aluminio reciclado para su fabricación, lo que es un ejemplo, entre otros, de cómo se podría introducir el tema en la práctica docente.

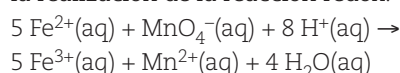
Obtención de colores con distintos iones de manganeso gracias a un chupachup

Una adaptación de la experiencia conocida como «camaleón químico», consiste en usar como reactivo la glucosa o fructosa de un chupachup –para hacerlo especialmente atractivo a los alumnos–, que reacciona con una disolución acuosa de KMnO_4 , que también contiene NaOH disuelto. Se aprecia la aparición de colores distintos (fig. 5) por los estados de oxidación que adquiere el manganeso al reducirse, mientras el azúcar se

oxida (Prolongo & Pinto, 2018). Para que los alumnos aprecien que los cambios cromáticos se producen independientemente del color inicial del producto utilizado, se puede repetir la experiencia con diferentes tipos de chupachup.

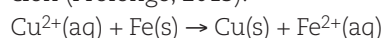
Contenido de hierro en medicamentos

El contenido total de hierro en un medicamento se puede determinar (Prolongo et al., 2014), mediante la realización de la reacción redox:



Reacción redox con un estropajo de acero

En la reducción de sulfato de cobre(II) con el hierro de un estropajo de acero se puede observar que la disolución pasa de azul intenso a verde y el estropajo se recubre de una sustancia rojiza –el cobre–, al producirse la reacción (Prolongo, 2013):

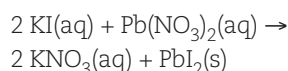


Reacciones de precipitación

En las reacciones de precipitación se forma un sólido insoluble (precipitado) a partir de la mezcla de disoluciones de sustancias solubles.

Obtención de «lluvia de oro»

Una reacción bien conocida, especialmente llamativa, es la denominada «lluvia de oro» en la que, al mezclar una disolución de KI con otra de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ se forma un precipitado amarillo de PbI_2 , muy insoluble en agua, a causa de la reacción:



El PbI_2 es mucho más soluble en caliente por lo que al calentar el recipiente donde se ha producido (normalmente un tubo de ensayo), el precipitado se disuelve y, al enfriarse, se forman escamas brillantes semejantes al oro. El cambio de aspecto se debe a que el

mismo compuesto presenta dos formas distintas (ver fig. 6): en el primer caso es amorfo, por su rápida precipitación, y luego es cristalino. La principal duda de los alumnos es por qué precipita solo el $\text{PbI}_2(\text{s})$ y no el $\text{KNO}_3(\text{s})$, lo que debe justificarse en términos de su diferente solubilidad.

Precipitación de oxalato de calcio a partir de espinacas

Por último, se propone la realización de una experiencia en la que se producen reacciones ácido-base y de precipitación. Para ello, se añaden dos cucharadas de $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$ en medio litro de agua; tras agitar y esperar unas horas, se filtra y se obtiene «agua de cal» transparente. Por otra parte, se cuecen espinacas, se filtra su líquido y, sobre él, se añade el «agua de cal»; los alumnos observan que se forma una turbidez de color amarillo. Son conscientes de que ha tenido que producirse una reacción química. Tras indicarles que las espinacas son ricas en ácido oxálico (COOH-COOH o $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) y oxalatos (como el $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$), deducen que, al reaccionar estas especies con el $\text{Ca}(\text{OH})_2$, se produce la reacción:

$$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{aq}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{CaC}_2\text{O}_4(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{aq})$$

Esta experiencia sirve, además, para introducir a los alumnos en una de las causas de la formación de cálculos renales, dado que el oxalato de calcio es uno de sus componentes.

Conclusiones

Se han presentado ejemplos, muchos contextualizados con sustancias de la vida cotidiana, para fomentar, entre los alumnos de educación secundaria, el aprendizaje por indagación de los tres tipos de reacciones más importantes: ácido-base, redox y precipitación. La experiencia de los autores con este tipo de experimentos indica que tal enfoque hace que

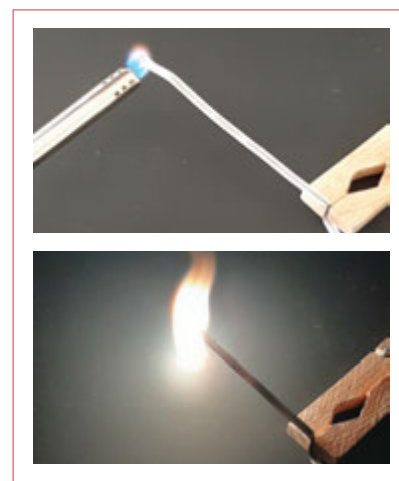


Figura 4. Cinta de Mg sobre la que se acerca la llama de un mechero (sup.) y destello de luz provocado por la energía desprendida al reaccionar el $\text{Mg}(\text{s})$ con el $\text{O}_2(\text{g})$ del aire para dar $\text{MgO}(\text{s})$.

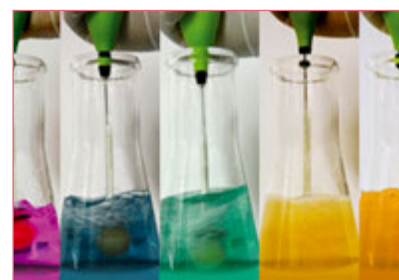


Figura 5. De izda. a dcha.: variación de colores causada por las especies con distinto estado de oxidación del manganeso, al reducirse de $\text{MnO}_4^{-}(\text{aq})$ a $\text{MnO}_2(\text{s})$ en suspensión, en medio alcalino, por la acción reductora de un chupachup.

muchos alumnos se interesen por la materia y que algunos se planteen preguntas que resolverán cuando aborden tratamientos más profundos (espontaneidad, termodinámica química, cinética química...) y cuantitativos (equilibrio químico, constantes de acidez y basicidad, cálculo con logaritmos, potenciales de reducción, producto de solubilidad...) de estas reacciones en el bachillerato.

Agradecimientos

Se agradece la ayuda prestada por Aureli Caamaño en la redacción del trabajo, así como los apoyos recibidos de la Universidad Politécnica de Madrid



Figura 6. Sup.: El PbI_2 precipita cuando se mezclan $KI(aq)$ y $Pb(NO_3)_2(aq)$ (Creative Commons, por PRHaney, 2008). Inf.: Recristalización de PbI_2 por enfriamiento de su disolución (Creative Commons, por Stefano sct, 2015).

(proyecto de innovación educativa «Fomento del aprendizaje STEAM basado en la indagación»), y de la Obra Social «la Caixa» (proyecto divulgativo «Ciencia y tecnología para la sociedad del siglo XXI»).

Referencias

- CAAMAÑO, A. (2017). «Indagar sobre las reacciones químicas en contextos cotidianos». *Alambique. Didáctica de las Ciencias Experimentales*, n.º 90, p. 4-7.
- CAAMAÑO, A.; COROMINAS, J. (2020). «Modelització macroscòpica dels canvis físics i químics. Un diàleg constant entre observació, interpretació, experimentació i argumentació». *Educació Química EduQ*, n.º 27, p. 19-26.
- COROMINAS, J. (2017). «Reacciones químicas de la vida cotidiana». *Alambique. Didáctica de las Ciencias Experimentales*, n.º 90, p. 17-26.
- GILLESPIE, R. J.; HUMPHREYS, D. A.; BAIRD, N. C.; ROBINSON, E. A. (1990). *Química*. Barcelona: Reverté, p. 645.
- MARTÍN, M.; MARTÍN, M. T.; SOTRES, F.; PAZ, I.; PINTO, G. (2015). «Reacción entre el sodio y el agua: Una demostración experimental para ilustrar fenómenos físicos y químicos». *Revista Española de Física*, vol. 29, n.º 2, p. 33-40.
- MEL SCIENCE (2014). *Ammonium chloride smoke under 100,000,000x microscope* [recurso electrónico]. [S. l.: s. n.]. <<https://bit.ly/33hAZbA>> [Consulta: 4 noviembre 2020].
- OLIVER-HOYO, M. T.; PINTO, G. (2008). «Using the relationship between vehicle fuel consumption and CO_2 emissions to illustrate chemical principles». *Journal of Chemical Education*, n.º 85, p. 218-220.
- PINTO, G. (ed.) (2003a). *Didáctica de la química y vida cotidiana*. Madrid: Sección de Publicaciones de la ETSII de la Universidad Politécnica de Madrid.
- (2003b). «Making Experimental Connections», *Education in Chemistry*, n.º 40, p. 80-81.
- (2013). «Termoquímica de las calderas domésticas de condensación: un caso de aprendizaje contextualizado por indagación dirigida», *Educació Química EduQ*, n.º 14, p. 29-38.
- PROLONGO, M. (2013). «Trabajos experimentales de química y de física con un estropajo de acero». *Anales de Química*, n.º 109, p. 45-52.
- PROLONGO, M.; COROMINAS, J.; PINTO, G. (2014). «Química de los medicamentos de hierro: Propuestas educativas contextualizadas». *Anales de Química*, n.º 110, p. 218-224.
- PROLONGO, M.; PINTO, G. (2018). «Colourful chemistry: Redox reactions with lollipops». *Science in School*, n.º 43, p. 41-45.
- TOMÁS SERRANO, A.; GARCÍA MOLINA, R. (2015). *Experimentos de física y química en tiempos de crisis*. Murcia: Universidad de Murcia.



Gabriel Pinto Cañón

Es doctor en Ciencias Químicas por la Universidad Complutense de Madrid y catedrático de ingeniería química en la Universidad Politécnica de Madrid. Ha investigado sobre materiales poliméricos y en didáctica de las ciencias experimentales. Autor de libros y numerosos artículos para promover el aprendizaje contextualizado en áreas STEM, está especialmente involucrado en actividades de formación del profesorado y de divulgación científica. C. e.: gabriel.pinto@upm.es



Marisa Prolongo Sarria

Es licenciada en Ciencias Químicas por la Universidad de Málaga y profesora de física y química en el I.E.S. Torre del Prado de Málaga. Ha participado con sus alumnos en un buen número de actividades de divulgación científica, habiendo recibido premios en diversos certámenes como Ciencia en Acción. Tiene especial interés en el desarrollo de recursos educativos para un aprendizaje más activo por parte de los alumnos. C. e.: marisaprolongo@hotmail.com