estudio Historico.qxd 05/06/2009 11:18 PÆgina 120

Estudio histórico-experimental de la catálisis en enseñanzas no universitarias

Manuela Martín Sánchez,* María Teresa Martín Sánchez

Resumen: Teniendo en cuenta la importancia del tema "catálisis" y considerando que debe formar parte de los cuestionarios de los estudiantes que se acercan por primera vez a la Química, hacemos una propuesta de cómo abordar el tema en esos niveles, partiendo de un estudio histórico que demuestra la importancia del tema y añadiendo una serie de experimentos sencillos que sirvan para que puedan entender mejor el significado.

Palabras clave: Enseñanza de Química, historia de la catálisis, experimentos sencillos sobre catálisis, trabajo experimental, ejemplos de la vida cotidiana.

Abstract: Catalysis History has demonstrated that Catalysis is a major topic in Chemical Education. In particular, it should be considered in the surveys prepared for students that are introduced to Chemistry for a first time. In this account we present an overview of different approaches to explain what Catalysis means, by considering a historical perspective and very simple experiments at the high school level.

Keywords: Chemical Education, Catalysis History, simple experiments in catalysis, experimental work, examples from everyday life.

Al comienzo del siglo XX se concedieron tres Premios Nobel de Química por descubrimientos relacionados con Catálisis, ello sirvió para reforzar la Teoría de los Catalizadores y dar fundamento a su importancia en el funcionamiento de los organismos de los seres vivos, que la industria química consiga producciones competitivas, las combustiones en los coches se produzcan con menos polución, los medicamentos puedan ser más efectivos y un largo etc.

Dada su importancia hace que consideremos que es un tema a cuyo conocimiento deben acceder los estudiantes de niveles no universitarios.

Partiendo de la Historia de la Ciencia que deja patente la importancia del tema, pensamos que los estudiantes de este nivel pueden comprenderlo a base de experimentos sencillos relacionados con él y por eso nuestro trabajo consta de dos partes:

1. Breve Historia de la catálisis.
2. Experimentos sencillos sobre catalizadores.

1. Breve Historia de la Catálisis

La historia nos confirma que desde más de 5000 años a.C. las fermentaciones enzimáticas eran ampliamente utilizadas en China, Egipto y Persia. En la Edad Media los alquimistas pudieron comprobar que al mezclar distintos productos a veces conseguían materias útiles para el hombre en cantidades no esperadas y mediante fenómenos sin duda catalíticos. De esta forma llegaron a obtener, entre otras sustancias, ácido sulfúrico utilizando nitrato de potasio como catalizador.

M. Martín

Mª. T. Martín

Departamento de Didáctica de las Ciencias Experimentales. Facultad de Educación, Universidad Complutense de Madrid, Rector Royo Villanova s/n, 28040 Madrid.
C-e: mmartins@edu.ucm.es; mtmartin@ono.com
Recibido: 02/03/2009. Aceptado: 13/05/2009.

En torno a 1781 Parmentier comprobó que si se mezclaba almidón de patatas con crema de tártaro y agua destilada, después de unos meses, tenía un sabor dulce y el efecto era mayor si se le añadía ácido acético. En 1785 Irving consiguió transformar el almidón en azúcar con extracto de malta.

Dicho lo anterior, sin embargo, podemos afirmar que los fenómenos relacionados con la catálisis se comienzan a estudiar en el siglo XIX y al revisar la Historia de la Ciencia durante la primera mitad de este siglo se puede comprobar que prácticamente todos los científicos tienen algún trabajo o alguna investigación relacionada con fenómenos catalíticos. Así Thenard, en 1812, observó la descomposición espontánea del agua oxigenada al adicionar polvos metálicos y en 1823 se dio cuenta de la acción del platino en la síntesis del agua, acción que describe diciendo: "*la fuerza ejercida por el sólido sobre los gases que de esta forma son conducidos a la asociación lo cual les lleva a la combinación*". Él mismo reconoce que ese fenómeno ya lo había observado el físico Ambrogio Fusimieri (1773−1853) al indicar que el platino determinaba sobre su superficie capas de las sustancias combustibles en continua renovación. Kirchhoff, en 1811, descubre que hirviendo la pasta de almidón con ácido sulfúrico diluido se convierte en azúcar, este descubrimiento tiene lugar en una colonia que está cercada por las tropas de Napoleón y el zar le premia con mil rublos anuales.

Todos estos descubrimientos y muchos otros similares eran conocidos por Berzelius en 1835 cuando acuñó el nombre de "catálisis"(cata = hacia abajo y lisis = romper), palabra que había utilizado antes Libavius aunque con un sentido diferente. De esta forma llamó catálisis a lo que Mitscherlich había llamado unos años antes "acción de contacto". Berzelius habla de una nueva fuerza que puede aparecer lo mismo en la naturaleza orgánica que inorgánica y que no tiene por qué ser distinta de la de naturaleza electroquímica, capaz de despertar en las sustancias propiedades o afinidades que parecía que estaban escondidas. "*Desearía utilizar una derivación bien conocida en química llamándola* ***fuerza catalítica*** *de los cuerpos, y la descomposición* ***produce catálisis****, así como la separación por la afinidad química ordinaria se llama análisis. La naturaleza de la fuerza catalítica parece consistir esencialmente en las circunstancias en las que las sustancias son capaces de traer en actividad afinidades que a esa tem-*

 © 2009 Real Sociedad Española de Química

estudio Historico.qxd 05/06/2009 11:18 PÆgina 121

peratura parecía que estaban dormidas". Continúa diciendo que es necesario investigar si un grado desigual de fuerza catalítica con varios cuerpos puede producir los mismos productos y si diferentes sustancias catalizadoras producen distintos productos desde un mismo cuerpo.[1]

Años después, en 1909, a Wilhelm F. Ostwald se le concede el Premio Nobel de Química "*en reconocimiento por sus trabajos sobre la catálisis y por sus investigaciones sobre los principios fundamentales que gobiernan el equilibrio y las reacciones químicas*" y en 1912 se le concede a Paul Sabatier (1854–1941), "*por el método de la hidrogenación catalítica de los aceites en presencia de níquel u otros metales finamente divididos, lo que ha significado un considerable avance para la química orgánica en estos últimos años*". Paul Sabatier además es autor del libro "*Le Catalyse en Chimie Organique*" (1913) que fue traducido a varios idiomas y del que se puede encontrar una reedición en inglés en Read Books de 2007 o en Bibliolife de 2008[2] y sigue siendo libro de referencia en centros universitarios. En España un año antes, en 1912, el padre E. Vitoria había publicado un libro sobre "La Catálisis Química"[3] que alcanza varias ediciones y que puede ser un libro de referencia para los que quieran profundizar en la Historia de la Catálisis porque recoge citas abundantes de todos los trabajos de investigación relacionados con este tema y en la edición de 1946 describe varios experimentos de cátedra y de laboratorio que se pueden realizar con los estudiantes.

Fritz Haber, descubridor de la síntesis del amoniaco en 1915, consiguió el Premio Nobel de Química de 1918 al utilizar como catalizador óxidos de hierro. Este descubrimiento se puede considerar como un gran impulso de los fenómenos de catálisis a nivel industrial. Sin embargo el Premio Nobel no se le entregó hasta 1920 por sus implicaciones en la Primera Guerra Mundial.

La Segunda Guerra Mundial da un nuevo impulso a la catálisis, desde el punto de vista industrial, al intentar conseguir productos derivados del petróleo, sobre todo en la búsqueda de catalizadores que facilitaran la ruptura de moléculas muy grandes para conseguir cadenas carbonadas más cortas que se pudieran utilizar como gasolinas.

Las investigaciones siguen y a finales del siglo XX el descubrimiento del fullereno y de los nanomateriales suponen nuevos campos de investigación en este tema al buscar catalizadores más baratos y mucho más activos que sirvan para solucionar problemas que abarcan desde la medicina a la química verde. Como ejemplos podríamos citar: las nanopartículas de oro cuya capacidad como catalizador parece muy prometedora; los nanotubos dopados con nitrógeno que se espera solucionen el problema de los electrodos de las pilas de combustión, para que sean verdaderamente rentables y no tengan que ser de platino; las sustancias tensoactivas con zonas lipófilas e hidrófilas unidas a rutenio, que se utilizan como catalizadores micelares en catálisis homogénea, y las nanopartículas recubiertas de óxido de cerio que actúan como verdaderas enzimas.

En todas estas investigaciones trabajan grupos importantes de científicos españoles de gran prestigio y entre los más conocidos mundialmente está Avelino Corma, fundador y Director del Instituto de Tecnología Química de la Universidad Politécnica de Valencia.

2. Experimentos sencillos sobre catalizadores

Para que los estudiantes que se están iniciando en el estudio de la Química tengan una idea clara de lo que supone la catálisis es importante, utilizar hechos experimentales, que de alguna forma, les permitan ver como cambia la velocidad de reacción en presencia de determinadas sustancias, hasta tal punto que puede ocurrir que ésta no comience hasta que no se añade el catalizador.

Proponemos varios experimentos que podemos asegurar que son sencillos, resultan adecuados para trabajar con estudiantes de estos niveles y que su realización no tiene problemas ya que los hemos repetido durante muchos años.[4]

2.1 El agua como catalizador

W. F. Otswald[5] dice en 1907 que no hay catalizadores generales salvo el agua y los iones H^+ que activan muchas reacciones. En estos momentos se discute si el agua se debe considerar o no como un verdadero catalizador; lo cierto es que muchas reacciones que no se producen con sustancias secas sí se producen en presencia de humedad.

a) Síntesis del yoduro de cinc

Si se mezclan el cinc en polvo y el yodo no se aprecia ningún tipo de reacción, sin embargo en el momento en que se añaden unas gotas de agua se produce una reacción exotérmica, bastante violenta de forma que parte del yodo se sublima con el calor producido en la reacción, lo que hace que se desprendan vapores de yodo de color violeta.

Figura 1. Síntesis del Zn I_2.

Se puede realizar de forma segura en el aula si se hace en un matraz y después de mezclar el yodo y el cinc, se coloca en la boca del matraz una bolsa de plástico transparente que se sujeta bien a la boca mediante papel de celo o una anilla de goma y posteriormente se inyecta el agua con una jeringuilla pinchando en la bolsa de plástico (Figura 1).

Las preguntas a los estudiantes podrían ser:

- ¿Qué significa la palabra síntesis?
- Escribir la síntesis del yoduro de cinc.
- Calcular cantidad de yodo que reaccionará con 1 g de cinc. (Si se hace en el aula para no complicarse con el traslado del material se puede llevar ya pesado el cinc y el

estudio Historico.qxd 05/06/2009 11:18 PÆgina 122

yodo (conviene poner cinc en exceso y una cantidad adecuada puede ser 1 g de cinc y 1 g de yodo).
- ¿Qué sucede al mezclarlos?
- ¿Qué sucede al añadir el agua?
- ¿Cómo es la reacción exo o endotérmica?
- ¿De qué son los vapores de color morado?
- ¿Cuál ha sido la función del agua?
- ¿Cómo separaría el exceso de cinc?
- ¿Cómo podría cristalizar el yoduro de cinc?

b) Buscando un ejemplo de la vida diaria

- ¿Por qué si tiene fuego en su casa y arden materiales sintéticos, alfombras, cortinas…etc. no debe utilizar agua para apagar el fuego?

2.2 El cloruro sódico (sal de cocina) como catalizador

a) Reacción del sulfato de cobre (II) con aluminio

Si a una disolución de sulfato de cobre (II) se le añaden virutas de aluminio aunque se caliente no reacciona, sin embargo, si se añaden unos cristales de cloruro de sodio la reacción se produce rápidamente, decolorándose la disolución y apareciendo un precipitado de cobre.

Para realizarlo en el aula lo más adecuado es llevar 0,5 g de sulfato de cobre (II) pulverizado en un vaso de 500 mL y en otro vaso pequeño las virutas de aluminio.

Se debe utilizar un 10 % en exceso sobre la cantidad calculada estequiométricamente.

Después de observar estas sustancias y anotar sus características se añaden, aproximadamente, 200 mL de agua al sulfato de cobre (II) y se calienta para que se disuelva más rápidamente. A continuación se echan las virutas de aluminio. A pesar de estar caliente y de que el aluminio es más activo que el cobre no se nota ningún cambio. Se añaden unos cristales de sal gorda de cocina y se produce rápidamente la reacción.

Los cristales de sal gorda activan las reacciones de prácticamente todos los metales porque tienen una acción decapante, rompe las películas de óxidos o de otros compuestos que pueden recubrir los metales. Berzelius en su Tratado de Química explica cómo se hace una pila eléctrica colocando entre dos metales de distinta actividad un cartón o paño humedecido con vinagre y añade que si se quiere aumentar el efecto al vinagre se le deben echar unos cristales de cloruro de sodio.

Preguntas a los estudiantes:

- Escribir la reacción e indicar qué cambios se deben observar si la reacción tiene lugar.
- ¿Por qué el sulfato de cobre se debe disolver en agua y por qué se disuelve mejor si se calienta?
- ¿Cómo se eliminaría el exceso de aluminio para quedarse solo con el cobre?
- ¿Por qué el cobre que se obtiene al reaccionar no es brillante y qué se debería hacer para conseguir que brille?

b) Buscando ejemplos en la vida diaria

- ¿Por qué las verjas de los balcones se oxidan con más facilidad en los puertos de mar?
- ¿Por qué se deben lavar los bajos de los coches con agua a presión después de que se ha circulado con ellos por zonas donde se echó sal para quitar la nieve de las calles?

2.3 Descomposición del agua oxigenada

La reacción de descomposición del agua oxigenada en presencia de un catalizador se puede hacer en el aula de dos formas:

1. Sobre retroproyector en una cápsula petri.
2. En una probeta a la que se añade detergente además del catalizador.

Se pueden utilizar varios catalizadores aunque uno de los más adecuados es el dióxido de manganeso, pero sirven limaduras de hierro, yoduro potásico o incluso el polvo.

Es una reacción muy exotérmica por lo que se debe tener cuidado.

En el primer caso sería suficiente con colocar en el retroproyector una cápsula de petri con agua oxigenada y añadir con una espátula una pequeña cantidad de dióxido de manganeso, se notará cómo inmediatamente se produce la efervescencia.

En el segundo caso se debe poner la probeta en un recipiente amplio en previsión de que rebose el contenido, puede ser un barreño de limpieza. En la probeta se echan unos 30 mL de agua oxigenada y sobre ella 5 mL de detergente líquido. Al añadir el catalizador, el oxígeno producido por la descomposición produce burbujas en el detergente que van creciendo hasta salirse el contenido de la probeta.

Preguntas a los estudiantes:

- Escribir la reacción
- ¿En qué se nota la producción de oxígeno?
- ¿Por qué en el segundo caso se producen tantas burbujas?
- ¿Cómo se podría detectar que el gas que se produce es oxígeno?

b) Buscando ejemplos en la vida diaria

¿Qué sucede cuando se echa agua oxigenada en una herida?
¿Cuál es la acción de la catalasa sanguínea?
¿Qué sustancia actúa cómo catalizador?
¿Por qué el agua oxigenada es desinfectante?
¿Por qué decolora el pelo?

2.4. Combustión de un terrón de azúcar utilizando como catalizador la ceniza del cigarro

Si intentamos quemar un terrón de azúcar acercándole una cerilla o un mechero encendido no arde, se funde. Sin embargo si lo embadurnamos bien con ceniza, puede ser de un cigarro, y volvemos a acercar el mechero arde con una llama azulada. La ceniza del cigarro actúa como catalizador de la combustión, posiblemente porque tiene carácter básico y en medio básico las oxidaciones se producen mejor.

Es un ejemplo de catalizadores que se puede hacer en el aula trabajando en grupos. Se comprueba que en el primer caso hay energía de activación pero no se produce la combustión, lo que ocurre es que el azúcar se funde, aunque en realidad es una pirólisis, no es exacto que sea un proceso físico, se puede observar perfectamente el cambio de color y de hecho ese caramelo ya no se puede volver a cristalizar obte-

© 2009 Real Sociedad Española de Química

estudio Historico.qxd 05/06/2009 11:18 PÆgina 123

Figura 2. El terrón gotea caramelo y no arde.

niendo azúcar, sin embargo cuando se pone la ceniza sí hay combustión.

El material para trabajar en el aula en grupos es:

- 1 terrón de azúcar.
- 1 mechero o cerillas.
- 1 tapa metálica de un frasco para recoger el azúcar fundido.
- 1 hoja de periódico como mantel.
- Un poco de ceniza.

Figura 3. El terrón embadurnado con ceniza.

Se comienza por acercar un extremo del terrón a la llama y comprobar que no arde, se funde (Figura 2). Se introduce el otro extremo del terrón en la ceniza, frotando sobre ella para que quede impregnada (Figura 3) y se acerca de nuevo a la llama, con lo cual arderá con una llama azulada.

Esta actividad solo se puede realizar con estudiantes responsables y de una determinada edad. También se puede optar por proponérselo y el que quiera lo realice en su casa.

2.5 Oxidación del tartrato de sodio y potasio con agua oxigenada en presencia de una sal de cobalto

El tartrato de sodio y potasio se oxida muy lentamente con agua oxigenada para producir dióxido de carbono cuando se calienta a unos 70 ºC, pero si se le añade cloruro de cobalto (II) la reacción se activa porque se forma un complejo entre el ión cobalto y el tartrato desapareciendo el color rosa típico del ión cobalto y produciéndose un color verde del complejo. Cuando deja de producirse el dióxido de carbono, que indica que ya no hay tartrato, aparece de nuevo el color rosa de la sal de cobalto. De esta forma se comprueba que el catalizador no se gasta en la reacción.

Las cantidades adecuadas pueden ser las que nos indica Talesnick[6] o Cross y Stanley:[7]

Disolver 5 g de tartrato de sodio y potasio en 60 mL de agua destilada. Se mezcla con 20 mL de peróxido de hidrógeno del 3% y se calienta a unos 70º C. Comienza la reacción muy lentamente pero si se le añaden aproximadamente 0.2 g de cloruro de cobalto (II) disuelto en 5 mL de agua inmediatamente se activa la reacción pudiendo comprobar los cambios de color rosa-verde-rosa.

Esta reacción se puede convertir en una reacción oscilante si inicialmente se utiliza una cantidad mayor de tartrato y cuando se produce el cambio de color se añade más agua oxigenada.

2.6 Oxidación del tartrato de sodio y potasio con agua oxigenada en presencia de una sal de cobre (II).

Una reacción muy similar a la anterior es la que propone Sherman[8] y que aparece recogida en la página http://www.heurema.com/PQ18.htm,[9] de donde hemos tomado las fotografías 4 y 5, aunque en este caso el color cambia del azul del Cu^{2+} al rojo del Cu^{+} porque utiliza como catalizador sulfato de cobre (II):

Productos necesarios:

- Disolución 1 M de tartrato de sodio y potasio tetrahidratado $KNaC_4H_4O_6{\cdot}4H_2O$.
- Disolución 1M de sulfato de cobre (II) pentahidratado.
- Agua oxigenada del 3 %. (10 volúmenes).

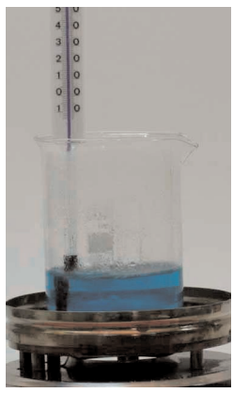

Figura 4. Color azul de Cu^{2+}.

Se colocan en el vaso 60 mL de la disolución de tartrato 1M, se añaden 40 mL del agua oxigenada del 3% se agita continuamente y se calienta a 50ºC, cuando ya está caliente se le añaden unas 20 gotas de la disolución de sulfato de cobre (II) 1M (aproximadamente 1 mL). Primero aparece una coloración azul obscura debida al complejo del tartrato con el cobre, después se produce una fuerte efervescencia que indica, por una parte, la oxidación del tartrato a dióxido de carbono y, por otra, la producción de oxígeno por la descomposición catalítica del agua oxigenada. Además precipita óxido de cobre (I) de color rojo. Si se añade más agua oxigenada el óxido de cobre (I) se oxida y se forma de nuevo el complejo con el tartrato que todavía existía en disolución y se repite el proceso. La repetición del proceso, con estas cantidades puede hacerse cinco o seis veces.

Se puede demostrar que los iones Cu^{2+} son catalizadores en la descomposición del agua oxigenada mezclando sulfato de cobre (II) y agua oxigenada. En la reacción que proponemos primero son catalizadores pero después pasan a ser reactivos y se reducen a Cu^{+} que precipita como óxido de cobre (I) de color rojo.

Las reacciones que tienen lugar en la oxidación del tartrato son más complejas que la formación de dióxido de carbono.

 © 2009 Real Sociedad Española de Química

estudio Historico.qxd 05/06/2009 11:18 PÆgina 124

De hecho las investigaciones realizadas demuestran que la mayoría de las burbujas no son de dióxido de carbono son de oxígeno. Partiendo del COOH-CHOH-CHOH-COOH se producirá primero COOH-COH=COH-COOH, que a continuación se convertirá en dos moléculas de dióxido de carbono y una de CHO-CH_2OH. Esta última sustancia, al tener una función aldehído, reacciona con el Cu^{2+} convirtiéndolo en Cu^{+} que precipita en forma de óxido de cobre (I) de color rojo.

Figura 5. Color rojo de Cu^{+}.

Se trata de un proceso muy complejo pero, sin duda, espectacular que sólo se debería de hacer con alumnos aventajados que intentaran explicar las distintas reacciones que tienen lugar. La oxidación de los hidroxialdehídos con agua oxigenada en presencia de iones metálicos (Cu^{2+}, Fe^{2+}), que aparece descrita en los textos de Química Orgánica y de Química Analítica, produce unos colores llamativos como puede ser la reacción de Fenton utilizada indistintamente para el reconocimiento del hierro (II) o de los hidroxialdehídos.

2.7. Fermentación de la glucosa

Una disolución de glucosa se puede tener durante algunos días sin que fermente, pero si se le añade saliva, levadura o sal de frutas comienza a fermentar rápidamente produciendo etanol y dióxido de carbono.

El dióxido de carbono se puede reconocer haciéndolo pasar por una suspensión de hidróxido de bario porque se producirá un precipitado blanco de carbonato de bario.

En un matraz se coloca aproximadamente 1 g de glucosa y 200 mL de agua, se tapa con un tapón que lleva un tubo de desprendimiento, se calienta y no se nota ninguna alteración. Si se le añade levadura se nota que comienza a producir efervescencia (Figura 6). El gas que se desprende se hace pasar por una suspensión de hidróxido de bario, comprobando que se produce un precipitado blanco que será de carbonato de bario.

Preguntas.

- ¿Cuál es la función de la saliva o la levadura?
- Escribir la reacción de fermentación.
- Escribir la reacción del dióxido de carbono con el hidróxido de bario
- ¿Qué fruta tiene gran proporción de glucosa?
- ¿Qué se puede obtener de esa fruta por fermentación?
- ¿Se utiliza algún catalizador cuando se hace industrialmente?
- ¿Por qué es peligroso bajar a una bodega cuando están fermentando las uvas?
- ¿Cómo se puede detectar si en la bodega existe o no gran cantidad de dióxido de carbono?

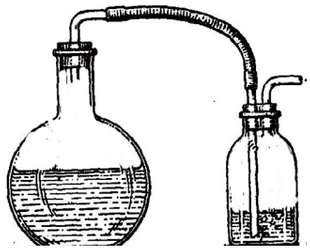

Figura 6. La glucosa desprende dióxido de carbono.

2.8. Hidrólisis del almidón

El almidón está formado por la unión de muchas moléculas de glucosa que se combinan perdiendo una molécula de agua en cada unión. La glucosa se puede reconocer porque al tener un grupo aldehído es muy reductora y reduce el licor de Fehling, que deja de ser del color azul de la sal de cobre (II) para pasar al color rojizo del óxido de cobre (I). Si el almidón reacciona con el agua se van rompiendo las uniones y se forman moléculas de glucosa, pero esta reacción, llamada hidrólisis, es muy lenta y necesita la presencia de un catalizador.

Como catalizador se pueden utilizar los iones hidrógeno de un ácido o la saliva.

En uno de los tubos de ensayo se echa el almidón y se añade agua, que previamente se ha calentado a ebullición, hasta aproximadamente las tres cuartas partes del tubo y se agita para que se forme una suspensión de almidón. Se divide esta suspensión entre los dos tubos de ensayo.

A uno de los tubos de ensayo se le añaden unas gotas de Fehling A y otras de Fehling B. Se anota la coloración.

Al otro tubo de ensayo se le añade saliva, se calienta durante un minuto. Se debe calentar introduciéndolo en el vaso con agua que se está calentando porque la suspensión del almidón es mala conductora del calor y si se calienta directamente es muy posible que se proyecte todo fuera del tubo. Posteriormente se le añaden Fehling A y B. Se anota la coloración.

En el primero de los tubos la coloración seguirá siendo azul y en el segundo será entre amarillenta y rojiza, lo que demuestra que en el primero no ha habido hidrólisis y en el segundo sí.

También se puede hacer la comprobación añadiendo a cada uno de los tubos unas gotas de una disolución de yodo, pero enfriando previamente el contenido de los tubos. En el que tiene almidón aparece la coloración azul típica del complejo entre el almidón y el yodo y en el que se ha hidrolizado el almidón, no aparecerá.

Preguntas:

- ¿Qué sustancias son los reactivos?
- ¿Qué sustancia actúa como catalizador?
- ¿Por qué la reacción se llama hidrólisis?
- ¿Por qué el pan sabe dulce cuando se mantiene mucho tiempo en la boca?
- Esta reacción se da en el organismo cuando se comen alimentos que tengan almidón y el catalizador es una enzima. Con frecuencia las enzimas llevan el mismo nombre de las sustancias sobre las que actúan terminando en "-asa". ¿Cómo se llamará el enzima que actúa en la digestión del almidón?

© 2009 Real Sociedad Española de Química

estudio Historico.qxd 05/06/2009 11:18 PÆgina 125

- Escriba la reacción de digestión del almidón.
- ¿Qué sustancia se detecta con el Fehling A y B?
- ¿Para qué se utilizará en los laboratorios clínicos el Fehling A y B?

b) Buscando un ejemplo en la vida diaria

Todos sabemos que si tenemos durante mucho tiempo un trozo de pan en la boca masticándolo al final tiene un sabor dulce porque su almidón se hidroliza con la saliva, como catalizador, y forma glucosa.

Bibliografía

[1] J. R. Partington, *A history of Chemistry*, Vol. 4 Macmillan, London, **1964**, 261–264, 301–310.

[2] P. Sabatier, *Catalysis in Organic Chemistry*, Read Books, **2007**.

[3] E. Vitoria *La catálisis en Química*, 4ª Edic. Casals, Barcelona, **1946**.

[4] M. T. Martín Sánchez y M. Martín Sánchez, *Trabajos Experimentales en una Clase de Química de Nivel Elemental*, Instituto de Ciencias de la Educación, Universidad de Salamanca, **1986**.

[5] W. F. Ostwald, *Principien der chimie*, Leipzig, **1907**, 463.

[6] I. Talesnick, *Idea Bank Collation. A handbook for Science Teachers*, Faculty of Education, Queen´s University, Canada, **1984**, nº 91.

[7] R. T. Cross and R. J. Stanley, *Chemical Experience*, Heineman, Australia, **1981**, 123.

[8] M. C. Sherman, *J. Chem. Educ.*, **1991**, *68*, 1036–1037.

[9] http://www.heurema.com/PQ18.htm.

Universidad de Valladolid

BIOFORGE

GEP

 © 2009 Real Sociedad Española de Química