

REACCIONES ENCADENADAS: **DEL RELOJ DE YODO AL ARCO IRIS QUÍMICO**

Carlos Durán Torres y M^a Luisa Aguilar Muñoz
Centro de Ciencia PRINCIPIA
Avda. Luís Buñuel, 6
29011-Málaga (España)
www.principia-malaga.com

RESUMEN

Para motivar a los alumnos en el estudio de la química, presentamos una experiencia que llamará su atención y que puede servir para introducir diversos conceptos en el aula. Consiste en encadenar la reacción de reducción del yodato potásico por hidrogenosulfito de sodio en presencia de almidón con otra en la que aparecen disoluciones de indicadores de pH coloreadas al pasar de medio ácido a básico.

En siete copas de vidrio que contienen un líquido incoloro, se añade otra disolución también incolora. El contenido de las copas va cambiando brusca y sucesivamente a azul-negro. Al añadir a las copas una tercera disolución igualmente incolora, desaparece el color oscuro y aparecen los siete colores del arco iris produciendo un vistoso resultado.

FROM THE CLOCK REACTION TO THE CHEMICAL RAINBOW

SUMMARY

To motivate students to learn chemistry, we present an experience which will catch their attention and can be useful to introduce several chemical concepts in the classroom. It consists in linking the reduction reaction of potassium iodate by sodium bisulfite in the presence of starch with another one in which colored indicators solutions appear when they change from an acidic to a basic medium.

In seven glasses containing a colorless solution, another also colorless solution is added. The content of the glasses suddenly and successively turns to dark blue. By pouring a third clear solution in the glasses, dark color vanishes and the colors of the rainbow appear producing an eye-catching effect.

Palabras clave: Experimentos de química, ácido-base, reacciones redox, indicadores, ciencia recreativa, reloj de yodo, arco iris químico.

INTRODUCCIÓN

Con la idea de hacer una introducción a las reacciones químicas, presentamos esta experiencia en la que se ponen de manifiesto diversos aspectos que intervienen en ellas, como la velocidad de reacción, la influencia de la concentración o la temperatura, a la vez que se realiza una presentación que resulta atractiva para los alumnos y les puede hacer que se planteen lo que está sucediendo.

Los materiales que se emplean no son difíciles de conseguir y muchos de ellos se encuentran en los laboratorios de los centros de Enseñanza Secundaria. Aunque se presenta como demostración para el público, se puede reproducir por partes en el laboratorio para abordar distintos aspectos de las reacciones químicas. Los

productos y materiales utilizados no son especialmente peligrosos, pero se deben tener en cuenta las normas de seguridad y las consideraciones medioambientales adecuadas. (Panreac Química, 2005).

PRESENTACIÓN

Materiales

- Siete copas de vidrio de unos 200 ml (también se pueden emplear vasos de plástico de un solo uso que sean transparentes).
- Tres jarras de vidrio de un litro.

Reactivos

Se preparan las siguientes disoluciones:

- Disolución A: Un litro de yodato potásico (KIO_3) 0.03 M.
- Disolución B: Un litro de hidrogenosulfito de sodio (NaHSO_3) 0.03 M con almidón.
- Disolución C: Un litro de hidróxido de sodio (NaOH) 0.05 M.

Disolución A: Disolver 6.42 g de KIO_3 y añadir agua destilada hasta 1 litro.

Disolución B: Disolver 3.1 g de NaHSO_3 y 0.6 g de almidón en agua destilada hasta 1 litro. 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.

Disolución C: Disolver 2 g de NaOH y añadir agua destilada hasta 1 litro.

Para la preparación de los indicadores se deben realizar las siguientes disoluciones:

- Disolver 1 g de fenolftaleína en 60 ml de alcohol de 96° y añadir 40 ml de agua destilada.
- Disolver 0.1 g de timolftaleína en 60 ml de alcohol de 96° y añadir 40 ml de agua destilada.
- Disolver 2 g de p-nitrofenol en 60 ml de alcohol de 96° y añadir 40 ml de agua destilada.

Estos indicadores no presentan color en medio ácido ($\text{pH} < 5.0$) pero sí en medio alcalino. El primero de ellos es bien conocido y vira a violeta en un rango de pH de 8.2 a 9.8, el segundo cambia a azul en un rango de 9.3 a 10.5 y el tercero lo hace a amarillo en un rango de 5.0 a 7.0. (Chang, R. 2003)

Para obtener los demás colores del arco iris se pueden realizar mezclas entre los tres anteriores dado que se parecen mucho a los colores primarios utilizados en las mezclas sustractivas de colores (magenta, cian y amarillo). Las proporciones que dan lugar a unos colores más vistosos son las que se muestran a continuación, en las que se indican en relación de volúmenes o gotas las cantidades de cada uno:

ROJO:	5 fenolftaleína : 2 p-nitrofenol
NARANJA:	1 fenolftaleína : 5 p-nitrofenol
AMARILLO:	p-nitrofenol
VERDE:	2 timolftaleína : 3 p-nitrofenol
AZUL:	timolftaleína
AÑIL:	1 fenolftaleína : 1 timolftaleína
VIOLETA:	fenolftaleína

Montaje

Se disponen tres jarras transparentes con un litro de cada una de las disoluciones A, B y C. 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. A continuación se añaden 50 mL de la disolución B (Hidrogenosulfito de sodio y almidón) que no producirán coloración al ser el pH inferior al de viraje.

Procedimiento

Se presentan a los alumnos las jarras y los vasos en los que se pueden observar líquidos transparentes e incoloros (Fig. 1). A continuación se van añadiendo a cada copa 50 mL de la disolución A (KIO_3) (Fig. 2). Al cabo de unos 30 segundos, el líquido de las copas va virando brusca y sucesivamente al color negro (Fig. 3). Por último se vierten otros 50 mL de la disolución C (NaOH) (Fig. 4), con lo que va desapareciendo el color negro y aparecen los colores correspondientes a cada uno de los indicadores (Fig. 5).



Figura 1.
Copas con unas gotas de cada indicador y 50 mL de disolución "B"



Figura 2.
Se añaden 50 mL de disolución "A" a cada copa.



Figura 3.
Va apareciendo el complejo azul-negro sucesivamente.



Figura 4.
Al añadir la disolución "C"
desaparece el color negro...



Figura 5.
...y aparece el arco iris
químico.

Discusión de la experiencia

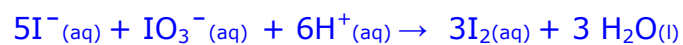
La reacción se produce en varias etapas, que de manera simplificada serían:

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



Este paso es el que determina la velocidad de la reacción total. La estequiometría de la reacción indica que se consumen más rápidamente los iones HSO_3^- . Cuando éstos se agotan, los iones I^- que se han producido reaccionan con los iones IO_3^- sobrantes. Si se varía la concentración del ion IO_3^- se puede variar la velocidad de todo el proceso.

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



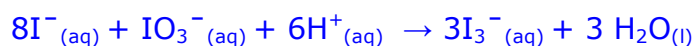
Esta reacción es muy rápida y el I_2 producido reacciona con el almidón para producir un complejo almidón-pentayoduro que presenta un color azul oscuro casi negro. La aparición de este complejo indica que la primera etapa de la reacción se ha completado y ha tenido lugar la segunda.

El yodo es muy poco soluble en agua (0.001 M), pero se disuelve en disoluciones moderadamente concentradas de yoduro como consecuencia de la reacción:



(Skoog, West, Holler y Crouch. 2000)

Un mecanismo más detallado propuesto para el proceso es el siguiente:



En la primera reacción, los iones hidrogenosulfito reducen los iones yodato a yoduro. En la segunda, los iones yoduro producidos son oxidados por el yodato a iones triyoduro. Estos iones triyoduro deberían formar con el almidón el complejo azul-negro de la última reacción, sin embargo la tercera reacción se produce tan rápidamente que impide que éste se forme, ya que los iones triyoduro son reducidos por el hidrogenosulfito hasta que éste se agota. Es entonces cuando se produce el complejo almidón-pentayoduro de color azul-negro. La disolución permanece incolora mientras haya iones hidrogenosulfito. (Shakhashiri, B. Z. 1992)

El tiempo en el que la disolución cambia de incolora a azul-negra depende de varios factores: disminuye si se aumentan las concentraciones iniciales de yodato y/o hidrogenosulfito, si se aumenta la temperatura de la disolución o si se reduce el pH por la adición de ácido.

Todo el proceso se produce en medio ácido, pero si se aumenta el pH (añadiendo la disolución de NaOH 0.05 M en cantidad suficiente) el complejo almidón- I_5^- desaparece dando lugar a los iones I^- y IO_3^- y quedando La disolución de nuevo transparente e incolora. La reacción correspondiente en medio alcalino es:



Si se ha añadido algún indicador que muestre coloración en medio alcalino, como en este caso, el color negro desaparece y aparecen en su lugar disoluciones coloreadas obteniéndose el "arco iris químico" que produce un llamativo efecto visual.

MEDIDAS DE SEGURIDAD

Aunque las sustancias empleadas en esta experiencia no son especialmente peligrosas, hay que tener en cuenta que el yodato de potasio es un potente agente oxidante, por lo que se debe evitar el contacto con materiales combustibles que podrían producir situaciones de riesgo. Asimismo, el hidrogenosulfito de sodio es un fuerte reductor y se debe evitar el contacto con oxidantes si no se conoce bien el resultado. La solución concentrada que utilizamos puede irritar la piel y las mucosas. Se deben evitar sus vapores ya que contienen dióxido de azufre (SO₂), muy irritante para las vías respiratorias. En contacto con ácidos, también liberan SO₂.

Los indicadores fenolftaleína y timolftaleína no están clasificados como peligrosos según la Directiva 67/548/CEE. El p-nitrofenol es tóxico por inhalación e ingestión.

El hidróxido de sodio (NaOH) es corrosivo e higroscópico y puede producir quemaduras en piel y ojos.

Deben tenerse en cuenta las normas básicas de seguridad en los laboratorios químicos. (VÁZQUEZ SALAS, C. 2007)

TRATAMIENTO DE LOS RESIDUOS GENERADOS

Las disoluciones de los ácidos y bases así como la de los indicadores utilizadas en este experimento son diluidas, por lo que se pueden eliminar por el fregadero con agua suficiente.

Los productos finales obtenidos en esta práctica son yoduro y yodato de potasio que se obtienen a muy bajas concentraciones por lo que no presentan toxicidad y pueden ser eliminados de la misma manera.

ORIENTACIONES DIDÁCTICAS

Esta experiencia permite introducir de manera atractiva distintos aspectos del estudio de la química que se abordan en la Enseñanza Secundaria y el Bachillerato, como pueden ser:

1. Preparación de disoluciones
2. Concepto de mol y concentración
3. Reacciones de oxidación-reducción
4. Reacciones ácido-base. Concepto de pH
5. Cinética química
6. Equilibrio químico

1.- Preparación de disoluciones

Se puede aprovechar esta experiencia en los cursos de ESO para la realización práctica de preparación de disoluciones en el laboratorio, empleo de la balanza y manejo de materiales específicos como matraces aforados, así como ver la influencia de la temperatura y el grado de división de las sustancias en su solubilidad. En la preparación de las disoluciones de los indicadores, se puede observar cómo éstos son poco solubles en agua pero se aumenta su solubilidad si se disuelven previamente en alcohol, con lo que se puede introducir el concepto de los diversos tipos de disolventes.

2.- Concepto de mol y concentración

En los cursos de bachillerato se puede ampliar el apartado anterior si se realizan los cálculos correspondientes para la preparación de las disoluciones de las concentraciones indicadas, con lo que habría que emplear el concepto de mol, de masa molar y de concentración de una forma práctica. Un apartado especialmente interesante es la preparación de la disolución de NaHSO_3 0.03 M a partir de la preparación comercial al 40% obteniendo el dato de la densidad de la disolución de las propias indicaciones de la etiqueta del producto.

3.- Reacciones de oxidación-reducción

Al estar basada esta experiencia en una reacción redox, se les puede indicar a los alumnos de Bachillerato que estudien quién actúa como oxidante, como reductor y qué sustancias se oxidan y se reducen en las distintas reacciones planteadas. Se podría abordar el problema de ajustes de reacciones de oxidación-reducción a partir de las semirreacciones tanto en medio ácido como en medio alcalino.

4.- Reacciones ácido-base. Concepto de pH

Con la preparación de indicadores y su utilización se puede introducir el concepto de ácido, base y pH. Se pueden utilizar los indicadores para realizar alguna práctica de volumetría como podría ser el cálculo de la concentración de un ácido a partir de la disolución de NaOH 0.05M.

5.- Cinética química

Se puede utilizar la parte de la experiencia en la que se forma el complejo almidón-pentayoduro para estudiar cómo afecta la concentración de los reactivos y la temperatura a la velocidad de reacción. Para ver la influencia de las concentraciones en la velocidad de reacción se puede cronometrar el tiempo que tarda en aparecer el color azul-negro conforme se van mezclando disoluciones de yodato e hidrogenosulfito a las que se les va añadiendo agua para diluirlas. Se pueden establecer tablas o gráficas para interpretar los resultados.

De igual manera se puede ver cómo influye la temperatura en la velocidad de reacción si inicialmente se calientan los reactivos hasta cierta temperatura. Para ello, se introducen los vasos que contienen los reactivos en un recipiente con agua caliente y un termómetro. Se puede anotar el tiempo que tarda en aparecer el complejo azul de almidón conforme se van dejando enfriar las disoluciones de hidrogenosulfito y yodato al ir añadiendo agua fría al recipiente del agua caliente.

CONCLUSIONES

Aunque esta experiencia está ideada para su utilización en las sesiones de experimentos que realizamos en el Centro de Ciencia Principia por lo sorprendente que resulta, creemos que se puede emplear como recurso para motivar a los alumnos en el estudio de la química de las reacciones redox y ácido-base, para la introducción de conceptos en el aula y para la realización de cálculos que tengan como finalidad una aplicación práctica.

BIBLIOGRAFÍA

SKOOG, D.A., WEST, D.M., HOLLER, F.J. Y CROUCH, S.R. (2000). *Química Analítica*. México, D.F. McGraw-Hill Interamericana Editores, S.A. de C.V.

CHANG, R. (2003). *Química*. México, D.F. McGraw-Hill Interamericana Editores, S.A. de C.V.

SHAKHASHIRI, B.Z. (1992). *Chemical Demonstrations. A Handbook for Teachers of Chemistry*. Volumen 4. Madison, Wisconsin. The University of Wisconsin Press.

PANREAC QUÍMICA S. A. (2005). *Manual de seguridad en laboratorios químicos*. <http://150.244.96.232/prl/Documentos/manuales/panreac.pdf>

VÁZQUEZ SALAS, C. (2007) *Normas de seguridad en los laboratorios de química escolares*: http://www.csi-csif.es/andalucia/modules/mod_ense/revista/pdf/Numero_17/CARLOS_VAZQUEZ_SALAS_2.pdf