

Parte II

Recursos Didácticos: Experimentos y Ejemplos

¡EN CASA Y CON GASEOSA!

*Paloma González del Barrio*¹, *Emiliano González Izquierdo*²

¹ I.E.S Conde Diego Porcelo, Eloy García de Quevedo s/n, 09006-Burgos

² I.E.S. Santo Domingo de Guzmán, Plaza Santo Domingo s/n, Lerma, 09340-Burgos.
eglezi@terra.es

En el presente trabajo presentamos una serie de actividades que, basadas en el empleo de un sistema, en principio tan banal como la gaseosa, permiten abordar temas como el estudio de los equilibrios heterogéneos o las soluciones reguladoras.

1. INTRODUCCIÓN

Los experimentos los haces en casa y con gaseosa. Cuántas veces se ha empleado esta frase para indicar que las pruebas han de hacerse con sistemas que resulten absolutamente inocuos.

Pero, ¿es la gaseosa un sistema tan simple como la frase nos quiere dar a entender?. ¿Esconde alguna carta guardada en la manga?.

Con el objeto de intentar dar respuesta a estas cuestiones, hemos diseñado una serie de actividades, algunas de ellas realizadas con gaseosa, con las que intentamos poner de manifiesto que un sistema, en principio tan trivial y cotidiano como es una botella de gaseosa, esconde mucha más Química de lo que parece.

Se han entendido estas actividades, no como las tradicionales prácticas de laboratorio, sino como pequeñas investigaciones que permitan a los alumnos una mejor comprensión e interpretación del medio que les rodea y de los fenómenos que ocurren en él.

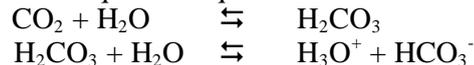
Es nuestra intención, además, mostrar una forma de relacionar este tema con otros y dar una propuesta de aplicación concreta de los conceptos de equilibrio químico en el análisis de situaciones de la vida cotidiana.

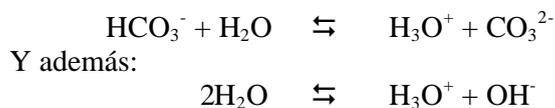
Nos ha parecido interesante incluir en el texto algunos comentarios orientativos para el profesor.

Antes de empezar, se plantean unas cuestiones previas sobre el objeto de nuestro estudio.

A.1. Toma una gaseosa, lee en su etiqueta y anota sus ingredientes.

Se trata de una mezcla que tiene básicamente agua, saborizantes y CO₂. Esta mezcla es una disolución en la que el disolvente es agua y el soluto principal es el CO₂. Resumiendo, la gaseosa es agua carbónica. Forma una disolución en la que se pueden encontrar tres equilibrios químicos:





A.2. ¿Qué pasa con un vaso de agua que se deja toda una noche a temperatura ambiente?. ¿A qué se debe?.

Este vaso suele aparecer por la mañana con burbujas en el seno del líquido. La aparición de burbujas está relacionada con el cambio de solubilidad del oxígeno en el agua, ocasionada por el cambio de temperatura.

A.3. ¿Qué variables influyen en la solubilidad de los gases?.

A.4. ¿Se escapa gas al destapar una botella de gaseosa?. ¿Por qué?.

El gas se escapa irremediamente, ya que el dióxido de carbono disminuye su solubilidad al disminuir la presión, esto hace que quede una escasa cantidad de gas dentro del líquido. La disolución de un gas implica confinar sus moléculas en un volumen bastante más reducido que en el gas libre. Al aumentar la presión aumenta la proximidad entre las moléculas gaseosas, lo que incrementa la solubilidad.

2. LA FORMACIÓN DE GRUTAS. UNA SIMULACIÓN CON GASEOSA (Estudio del equilibrio químico $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2 \text{HCO}_3^-$)

La roca caliza, insoluble en agua, es disuelta por el agua carbónica. La magnitud de la reacción depende de los movimientos y velocidad del agua y de la concentración del CO_2 en la disolución que, a su vez, es función de la temperatura y de la presión parcial del CO_2 en la disolución.

El dióxido de carbono, el carbonato de calcio, el ión bicarbonato y el ión calcio forman el siguiente equilibrio:



Este equilibrio puede también evolucionar en sentido contrario, causando la precipitación del carbonato de calcio. La formación de la sal se verá favorecida por un aumento de la temperatura y por una disminución de la presión parcial del CO_2 .

B.1. La formación de las cuevas se debe a la acción del agua que va disolviendo la roca caliza lentamente. ¿Cómo piensas que se puede dar este fenómeno si la caliza es prácticamente insoluble en agua?.

El CaCO_3 es bastante insoluble en agua pura, pero se disuelve en agua que lleve disuelto CO_2 , debido a la conversión del carbonato en bicarbonato, que es soluble. Como el agua de lluvia, de los arroyos y de los ríos lleva siempre disuelto CO_2 procedente de la atmósfera, cuando fluye por terrenos con caliza va disolviendo los carbonatos, dando lugar a la formación de cavernas subterráneas, o bien a las

prodigiosas cortaduras, crestas y caprichosas formas que adquieren las montañas de piedra caliza (Ciudad Encantada de Cuenca).

B.2. PRÁCTICA.

- Disuelve 1 ó 2 g de carbonato de calcio (calidad Blanco España) en 200 cm³ de agua. Anota los resultados.
- Disuelve también 1 ó 2 g de carbonato de calcio en 200 cm³ de gaseosa. Anota los resultados.

¿Qué diferencias observas entre los dos procesos?.

A simple vista no se observan muchas diferencias, sin embargo el carbonato de calcio es insoluble en agua, pero se disuelve en gaseosa, donde se encuentra disuelto en agua el CO₂, formando hidrógenocarbonato de calcio que sí es soluble en agua.

B.3. Escribe la reacción química que lleva consigo la disolución del carbonato de calcio.



B.4. En el interior de las cavernas se forman agregados cristalinos de calcita, que adquieren formas extremadamente hermosas y caprichosas. Cuando las formaciones penden del techo de las cuevas se denominan estalactitas. ¿Cuál es la causa de la formación de una estalactita?.

Si el agua que contiene bicarbonato de calcio disuelto, gotea en una cueva, se va desprendiendo el CO₂ y evaporándose el agua, con lo que la reacción:



se desplaza hacia la izquierda y se precipita lentamente el CaCO₃.

B.5. Busca el proceso de formación de una estalactita, su morfología y las condiciones más adecuadas para su formación.

Cuando el agua procedente de una fisura desemboca en un conducto aéreo, alrededor de la gota precipita una finísima capa de calcita, el agua va circulando por el interior de estos pequeños tubos haciéndolos cada vez más largos produciéndose poco a poco el crecimiento de una concreción cilíndrica hueca de poco espesor y por cuyo interior continúa circulando el agua. De esta forma, la estalactita formará una pared que tendrá entre 0,1 y 0,5 mm de espesor. Este tipo de crecimiento se llama crecimiento primario. Cuando por algún motivo estos tubos se obstruyen o se produce algún cambio, el agua pasa a deslizarse por el exterior engrosando la formación, se produce entonces el crecimiento secundario de la estalactita.

Si la estalactita tiene un crecimiento rápido será más delgada que si tiene un crecimiento lento. Una estalactita crece al año un volumen entre 1 y 2 cm³ de estructura cristalina. La formación de la estalactita se ve favorecida por la lentitud del

goteo, que favorece la marcha del CO_2 y del agua, y de la constancia de una temperatura de 12 a 14 °C en la cueva.

B.6. PRÁCTICA.

Se añaden 2 ó 3 g de carbonato de calcio (calidad Blanco España) a 250 cm³ de gaseosa; se agita y se deja decantar. A continuación, se filtra con un filtro doble y se recoge el filtrado que debe ser absolutamente transparente y no presentar traza ninguna de precipitado. A veces aparece un coloide de CaCO_3 capaz de atravesar el filtro, enturbiando el filtrado. La adición de unos mililitros de gaseosa elimina el precipitado por solución del mismo.

Situar el filtrado en una bureta en la que previamente se ha colocado un algodón en forma de estalactita en su extremo inferior de unos 5 cm de longitud. Abrir la llave de la bureta y dejar caer lentamente gota a gota el filtrado que se recogerá en un vaso de precipitados, repitiendo la operación las veces que sea necesario.

Al cabo de tres días se apreciará en el extremo del algodón y al tacto, la formación de una concreción calcárea, no soluble en agua y sí soluble en ácidos.

La temperatura de la habitación debe ser alta para favorecer el proceso.

B.7. PRÁCTICA

Dejar evolucionar una disolución transparente de CaCO_3 en gaseosa durante una semana o diez días.

Al cabo de ese tiempo aparece un precipitado blanco de CaCO_3 pegado a las paredes del recipiente, debido a la salida del medio del CO_2 . En principio podría pensarse que la aparición del precipitado se debe a la evaporación del agua. Sin embargo, la adición de agua no conduce a la disolución del precipitado, siendo éste, por otra parte, soluble en ácidos y en gaseosa, aunque la disolución en este reactivo es mucho más lenta.

B.8. PRÁCTICA

Si el proceso anterior es lento se puede acelerar variando las condiciones del equilibrio.

Preparar de nuevo una disolución de CaCO_3 en gaseosa, colocar el filtrado unido a una trompa de vacío y sobre una placa a una temperatura de unos 40 °C.

Al cabo de unos 20-30 minutos, se observará la aparición de un precipitado en el fondo del matraz, no soluble en agua y sí soluble en ácidos y en gaseosa.

B.9. Si el proceso anterior es todavía demasiado lento se puede acelerar variando más drásticamente las condiciones del equilibrio.

Preparar de nuevo una solución de CaCO_3 en gaseosa y someter la disolución a ebullición.

Al cabo de poco tiempo aparecerá un precipitado de CaCO_3 , no soluble en agua y soluble en ácidos y en gaseosa.

Se aprovecharán estas prácticas para hablar del equilibrio químico y los factores que le condicionan. En todos los casos ha aparecido un precipitado de carbonato de calcio por salida del sistema del CO_2 , producido por un aumento de la temperatura o por una disminución de la presión parcial del CO_2 del sistema y en algunos casos por los dos factores.

B.10. Infórmate de cómo los corales son capaces de construir esqueletos de carbonato de calcio, y de cuál son los condicionantes más importantes que influyen en esta formación.

Los corales son unos integrantes del reino animal capaces de construir esqueletos de carbonato de calcio que les permiten formar una estructura sólida soporte de una gran variedad de formas de vida, tienen la propiedad de vivir en simbiosis con unas algas, zooxantelas, capaces, mediante la fotosíntesis, de transformar la energía luminosa del Sol en energía química, produciendo oxígeno y compuestos orgánicos, los cuales son aprovechados por el coral. Por su parte las zooxantelas obtienen protección, ya que viven dentro del tejido del coral. Las zooxantelas utilizan el CO_2 , producido por los corales al respirar, en su proceso de fotosíntesis. En los vegetales el balance fotosíntesis-respiración se inclina hacia el primero de los términos, con consumo de CO_2 , pérdida de este en la solución y por tanto con precipitación de carbonato. La demanda de CO_2 , por parte de las zooxantelas, acelera la producción de CaCO_3 .

La variable más importante que entra en juego es la temperatura. Los arrecifes se dan en aguas cálidas, mares tropicales, los mejor desarrollados se dan entre 23 a 25 °C. La temperatura favorece la salida del CO_2 del equilibrio, desplazándose a la derecha con formación del CaCO_3 .

Son factores también importantes la turbidez y la luminosidad. La luz es el recurso más importante para el crecimiento de los corales, ya que debe estar disponible en cantidad suficiente para permitir a las zooxantelas realizar la fotosíntesis y con ello la habilidad de los corales para depositar CaCO_3 .

B.11. ¿Qué entiendes por dureza de las aguas?

La dureza de las aguas es debida a que contiene principalmente sales de calcio y magnesio. La dureza la adquiere el agua a su paso a través de las formaciones de roca que contienen los elementos que la producen. El poder solvente lo adquiere el agua a su paso por la capa del suelo donde puede disolver CO_2 . En un agua dura podemos encontrar el siguiente equilibrio: $\downarrow \text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{HCO}_3^-$.

La dureza se puede eliminar por destilación del agua, pero el proceso no es económico. Lo que se hace es, bien añadir Na_2CO_3 , con los que los iones anteriormente citados se eliminan por precipitación en forma de carbonato, bien utilizar una resina intercambiadora de iones.

B.12. ¿Qué diferencias existen entre aguas de dureza temporal y aguas de dureza permanente?

La dureza permanente está causada por cloruros y sulfatos y la temporal por bicarbonatos. En este último caso la dureza puede eliminarse hirviéndola, con lo que el bicarbonato se descompone, quedando el carbonato depositado en el fondo.

B.13. ¿Qué inconvenientes presentan la utilización de aguas duras?

Estas aguas requieren grandes cantidades de jabón para producir espuma. Además producen incrustaciones en los tubos de agua caliente (según el equilibrio anteriormente citado, el CO_2 se va del sistema con la consiguiente precipitación del carbonato de calcio) y algunas otras unidades donde la temperatura es alta. Las incrustaciones son de consideración muy importante, sobre todo en la industria, porque pueden obstruir las tuberías de tal forma que se produzcan explosiones o se inutilicen las unidades de procesos industriales.

3. LA GASEOSA COMO SOLUCIÓN REGULADORA

Una disolución reguladora es aquella en la que se producen muy pocas variaciones de pH por adición de moderadas cantidades de ácidos y de bases. Contienen un ácido o una base débil y una de sus sales.

En el caso que nos ocupa la solución reguladora está formada por las parejas $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$ y $\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$, es decir se trata de un ácido débil y una de sus sales.

Tradicionalmente, el tema de equilibrio químico presenta dificultades para los alumnos, no sólo en la identificación de los distintos procesos (ionización, hidrólisis o disoluciones reguladoras), sino también en la aplicación de lo estudiado a distintos casos particulares. Por otro lado, conocer el comportamiento de una disolución reguladora es importante para entender la bioquímica de distintos procesos que se dan en los organismos.

A través de las actividades que se proponen, realizadas con gaseosa, se estudiará el concepto de una disolución reguladora y además podrán revisarse los conceptos de ionización y de hidrólisis aunque sea de soslayo. Se vinculará al mismo tiempo con el estudio de la constancia de pH en la sangre, que nos ha parecido una reacción de máxima importancia. Sólo señalar que en los seres vivos se controla la concentración de protones en un rango de 35 a 45 nmol/l.

C.1. Determinar con papel indicador el valor aproximado del pH del agua y el de una disolución carbónica (gaseosa).

C.2. Sobre 2 ml de agua a la que se le han añadido unas gotas de fenolftaleína como indicador se añade gota a gota una disolución 0,1 M de NaOH. Se anotan las

gotas precisas para que el indicador cambie de color. Se repite el proceso empleando ahora 2 ml de gaseosa.

C.3. Realizar las mismas actividades sobre agua y gaseosa empleando HCl como acidificante y naranja de metilo como indicador.

C.4. Realizar un estudio de la variación de pH del agua destilada y de la gaseosa cuando a las mismas se añaden ácidos y bases.

- A 100 ml de agua de agua se añade desde una bureta una disolución 0,1 M de HCl. Repetir la operación, pero añadiendo una disolución 0,1 M de NaOH. El pH de la disolución se controlará mediante el uso de un pH-metro. Anotar los resultados.
- Repetir las mismas operaciones, pero utilizando ahora 100 ml de gaseosa.

Los resultados obtenidos se indican en las gráficas de la figura 1.

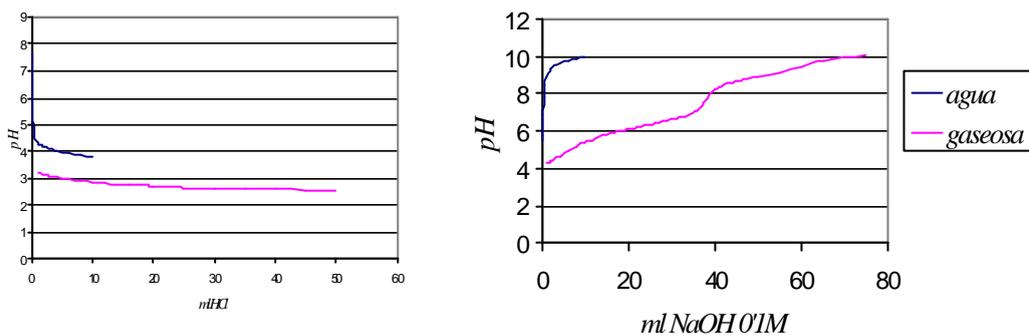


Figura 1. Variación de pH frente a la adición de disolución de HCl (izquierda) y frente a la adición de disolución de NaOH (derecha), en las condiciones explicadas en el texto.

Un aspecto importante de nuestra propuesta es vincular al alumno con preguntas con algún caso relacionado con la vida cotidiana, se les propondrán las siguientes preguntas con objeto de que investiguen:

C.5.¿Cuál es el principal regulador extracelular del pH?

El alumno concluirá que la solución reguladora $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$ ayuda a mantener pH de la sangre a valor casi constante de 7,4, aún cuando la corriente sanguínea transporte continuamente sustancias ácidas o básicas.

C.6. Escribe las ecuaciones de la acción reguladora de una solución que contenga H_2CO_3 y HCO_3^- .

Cuando se añade un ácido: $\text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+ \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Cuando se añade una base: $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^- \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$.

Se les señalará que, cuando hay un exceso de ácido, para evitar que el pH caiga demasiado, el H_2CO_3 se descompone en $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$, la velocidad de la respiración aumenta y el CO_2 se elimina en los pulmones. Cuando hay un exceso de álcali se formará H_2CO_3 con más rapidez con el CO_2 en los pulmones.

C.7. ¿Cuál es la relación $[\text{HCO}_3^-]/[\text{H}_2\text{CO}_3]$ que se requiere para mantener un pH de 7,4 en la corriente sanguínea sabiendo que la constante para el ácido es de $8 \cdot 10^{-7}$ en la sangre?

$\text{pH} = \text{pKa} + \log [\text{H}_2\text{CO}_3]/[\text{HCO}_3^-]$ y de ello, $[\text{HCO}_3^-]/[\text{H}_2\text{CO}_3] = 20$

BIBLIOGRAFÍA

1. R.A. Berner y A. Lasaga, *Investigación y Ciencia*, **1989**, 152.
2. T. L. Brown, H.E. Le May y B.E. Bursten, *Química. La Ciencia central (7ªed.)*, Ed. Prentice Hall, México (1998).
3. J. Hierrezuelo y A. Montero, *La ciencia de los alumnos: su utilización en la didáctica de la Física y la Química*, Ed. Laia / M.E.C. (1989).
4. J.J. Lozano Lucea y J.L. Vigata Campo, *Fundamentos de Química General*, Ed. Alhambra-Longman, Madrid (1991).
5. J. Morcillo, *Temas básicos de Química*, Ed. Alhambra, Madrid (1989).
6. J. Morcillo, *Temas básicos de Química*, Ed. Alhambra-Longman, Madrid (1993).
7. A. Pulido Bosch, *Investigación y Ciencia*, **1996**, 232.
8. A.N. Strahler, *Geología física*, Ed. Omega, Barcelona (1992).
9. S. Vicente Pérez, *Química de las disoluciones*, Ed. Alhambra, Madrid (1989).
10. F. Vinagre, M.R. Mulero y J.F. Guerra, *Cuestiones curiosas de Química*, Ed. Alianza Editorial, Madrid (1998).

VISUALIZACIÓN DE LA LEY DE HENRY PARA ALUMNOS DE ENSEÑANZA SECUNDARIA

*Manuela Martín Sánchez*¹, *M^a.Teresa Martín Sánchez*²

¹Facultad de Educación, Universidad Complutense de Madrid, 28040-Madrid

²I.E.S. Fernando de Rojas, Colombia 46, 37003-Salamanca
mtmartin@usuarios.retecal.es

Se describe un experimento muy sencillo, pero espectacular, que se puede hacer con alumnos de Enseñanza Secundaria en el propio aula.

1. INTRODUCCIÓN

Según la ley de Henry, la solubilidad de los gases en los líquidos aumenta al disminuir la temperatura y al aumentar la presión, por eso los alumnos saben que todas las bebidas gaseadas están envasadas a presiones altas y se sirven frías. Sin embargo, posiblemente, no son conscientes de la presión tan grande que tiene una lata o una botella de una bebida gaseada ni los inconvenientes que puede tener tomarlas excesivamente frías. Los comerciantes que manejan este tipo de bebidas tienen una idea más correcta de la presión, que puede llegar a ser de hasta cuatro atmósferas, porque saben que si se rompe una botella de estas bebidas salen trozos en todos los sentidos como si fueran proyectiles.

2. DESARROLLO EXPERIMENTAL

Para que los alumnos comprendan lo alta que es la presión y, además, cómo la solubilidad disminuye al calentar, es un buen experimento verter una bebida gaseada fría en un biberón cuya tetina se ha soldado previamente. Al colocar la tetina sobre el frasco del biberón, si está perfectamente ajustada, se hincha como si fuera un globo. Para dramatizar más el acto con alumnos de E.S.O. se puede buscar previamente algún alumno que esté dispuesto a soplar en la tetina para inflarla; algo que evidentemente no conseguirá.

Lo único que se necesita es una tetina cuyo orificio esté perfectamente soldado lo que se debe hacer con un pegamento adecuado para el látex. La bebida debe estar bastante fría y se debe abrir con cuidado, sin agitar, y verter rápidamente en el botellín del biberón. Una vez introducida la bebida en el biberón, se ajusta la tetina para que quede bien cerrado. Si se calienta con las manos el botellín del biberón y se agita la tetina, ésta se va inflando cada vez más, como se aprecia en la figura 1. Incluso puede llegar a explotar.

Los alumnos describirán lo que ha sucedido y por qué. Explicarán además qué inconvenientes puede tener tomar bebidas gaseadas excesivamente frías para lo cual

deberán pensar en qué sucederá con el estómago y qué órganos hay próximos a éste que se puedan ver afectados por su aumento de tamaño.



Figura 1. *Fotografía del dispositivo experimental descrito en el texto.*

BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA

1. A. Galindo y otros, *Física y Química de 1º de bachillerato*, Ed. McGraw-Hill, Madrid (1997).
2. M. Martín Sánchez y M^a.T. Martín Sánchez, “Is it good taken a cold fizzy drink?”, *Physics in new fields and modern applications*, Lund (Suecia), 5 a 9 de Agosto 2002. <http://www.girep.fysik.lu.se/abstracts/>.

EJEMPLOS RELACIONADOS CON ELECTROQUÍMICA PARA ALUMNOS DE ENSEÑANZA SECUNDARIA

*Manuela Martín Sánchez*¹, *M^a.Teresa Martín Sánchez*²

¹Facultad de Educación, Universidad Complutense de Madrid, 28040-Madrid

²I.E.S. Fernando de Rojas, Colombia 46, 37003-Salamanca
mtmartin@usuarios.retecal.es

Se presentan ejemplos de trabajos experimentales sencillos y cuestiones, la mayoría relacionados con la vida diaria, que sirve para afianzar los conocimientos de Electroquímica que debe tener un alumno de nivel elemental.

1.INTRODUCCIÓN

A un nivel elemental, consideramos que es importante que queden claras para los alumnos las siguientes ideas:

1. Unos metales son más activos que otros y los más activos pueden desplazar en sus compuestos a los menos activos.
2. Con dos metales de distinta actividad, separados por un medio húmedo, fundamentalmente ácido, se puede conseguir un generador de energía eléctrica mediante una reacción química que se conoce como "pila eléctrica", tendríamos de esta forma un sistema químico productor de energía eléctrica.
3. Mediante la energía eléctrica podemos romper enlaces químicos, proceso llamado electrólisis. Así conseguiremos un sistema químico productor de sustancias.
4. Mediante una reacción química reversible podemos acumular energía eléctrica. Así funcionan los acumuladores eléctricos, porque al efectuarse la reacción en un sentido captan energía eléctrica y, en sentido contrario, la devuelven.

2. ACTIVIDAD DE LOS METALES: SERIE DE TENSIONES O SERIE DE POTENCIALES

Antes de comenzar a trabajar experimentalmente, sobre todo con alumnos de niveles primarios, se debe comenzar por agrupar los metales, según su actividad, en una serie que será la que después utilicen para explicar los resultados experimentales.

Una conversación con los alumnos permitirá que lleguen a la idea de que la propiedad más característica de los metales, que se puede apreciar a simple vista, es el brillo. Mantener el brillo significará ser muy estable, tener poca tendencia a combinarse con otras sustancias o, lo que es lo mismo, ser poco activo. Se plantearán

las siguientes preguntas: ¿para qué se utilizan los metales que conservan su brillo en la vida corriente? y ¿cuáles son los más apreciados en joyería y por qué?.

Los químicos agrupan los metales en una serie según su actividad, consideran término cero el hidrógeno, por encima colocan los menos activos y, por debajo, los más activos, siempre ordenados según actividad creciente. Esta serie nos permite predecir cómo se van a comportar unos metales frente a distintos compuestos químicos.

Con la ayuda de los propios alumnos se escribirá la serie de actividad, incluyendo sólo los metales de uso más frecuente en la vida diaria; serie que los alumnos utilizarán para predecir el comportamiento de estos metales en los experimentos que proponemos.

Varias reacciones químicas nos permiten comprobar la diferente actividad de los metales (1-3). Un metal más activo desplaza a otro menos activo que forma parte de un compuesto.

2.1. ¿Cómo obtener plata?

Si tenemos nitrato de plata y queremos obtener plata bastaría con buscar un metal más activo, como puede ser el cobre.

Podemos hacerlo de dos formas:

1. Con una moneda de color amarillo (cinco céntimos de euro) y disolución 0,1 M de nitrato de plata (17 g/L). Se pueden obtener cristales de plata vertiendo sobre una moneda de color amarillo unas gotas de disolución de nitrato de plata, al microscopio se pueden observar los cristales de plata que recubren la moneda.

2. En un tubo de ensayo se coloca la disolución de nitrato de plata y se introduce un cable de cobre de múltiples hilos, con estos hilos separados como si fuera una escobilla. Se irán formando unos cristales de plata que quedan colgando del hilo de cobre y la disolución irá tomando una tonalidad azul debido al nitrato de cobre (II). Es interesante sacar los cristales de plata y observarlos con una lupa binocular.

2.2. Limpieza de los objetos de plata

El método más adecuado es convertir el óxido o sulfuro de plata, que son los compuestos químicos que se han formado en la superficie y recubren la plata (quitándola el brillo). De esta forma no se pierde metal cada vez que se limpia y, además, queda muy brillante y sin manchas. Para ello necesitaremos un metal más activo como es el aluminio.

Se favorece la reacción en un medio básico y calentando. Un medio básico lo podemos conseguir con detergente de los que se utilizan para las lavadoras. Cuando lo que se quiere limpiar es un objeto pequeño, como una sortija, se puede utilizar papel de aluminio. Para objetos más grandes se necesita lámina de aluminio.

La forma de trabajar consistiría en poner en un recipiente agua caliente a la que se añade un poco de detergente; en esa disolución se introducen el objeto que queremos limpiar y una lámina de aluminio que se debe colocar en contacto con el objeto.

2.3. Acción del ácido clorhídrico sobre distintos metales

Este experimento se puede hacer en cápsulas petri sobre el retroproyector. Se coloca una lámina de plástico transparente para que no se manche el retroproyector y sobre ella se colocan varias cápsulas petri y, en cada una, uno de los siguientes metales: magnesio, cobre, cinc y hierro, escribiendo al lado de cada cápsula el símbolo del metal para que los alumnos sepan donde está cada uno. Al añadir el ácido clorhídrico, el trozo de magnesio desaparece rápidamente produciendo efervescencia, el de cinc y el hierro lo hace más lentamente y el de cobre no reacciona.

Los alumnos deberán indicar si este comportamiento está de acuerdo con la serie que habían escrito.

El HCl puede ser de concentración entre 5 M y 2 M.

3. PILAS ELÉCTRICAS (SISTEMAS ELECTROQUÍMICOS PRODUCTORES DE ENERGÍA)

Se puede conseguir una pila eléctrica con dos metales de distinta actividad en medio ácido. Biot (4), en su libro de Física, dice que la mayor desviación en el electrómetro se consigue con una lámina de cobre y una de cinc introducidas en una disolución de sulfato de hierro (II).

En cualquiera de los casos, el metal más activo va desapareciendo porque cede sus electrones, por lo que será el ánodo de la pila, mientras que el menos activo captaría los electrones actuando de cátodo. Con frecuencia en los libros de texto, sobre todo en niveles elementales, se indican los nombres de ánodo y cátodo en una pila de forma incorrecta, para no confundirse lo mejor es recurrir al significado etimológico:

Cát-odo = camino hacia abajo

Án-odo = camino hacia arriba

El cátodo sería el camino por donde entran (o bajan) los electrones al sistema y el ánodo el camino por donde suben (o salen) los electrones del sistema.

Es decir, en una pila de cinc y cobre, el cátodo será el cobre y el ánodo será el cinc. El primero estará recogiendo los electrones del circuito exterior y el cinc estará enviándolos al circuito exterior.

3.1. Pila con monedas blancas y amarillas

Para esta experiencia se necesitan:

- 3 monedas de peseta (blancas), muy limpias,
- 3 monedas de cinco pesetas (amarillas) muy limpias,
- 6 círculos de papel de filtro de diámetro ligeramente superior a las pesetas,
- 10 mL de vinagre,
- unos cristales de sal gorda de cocina.

Se disuelve la sal en el vinagre y, posteriormente, se introducen los círculos de papel de filtro en la disolución para que se empapen bien, y se dejan escurrir colocándolos sobre papel de filtro, con cuidado de que no se sequen excesivamente porque en ese caso la pila no funcionaría.

Se comienza colocando una moneda amarilla, después dos trozos de papel de filtro empapados en la disolución, a continuación una moneda blanca y, en contacto directo con esta última, una amarilla. Se repite todo el proceso hasta que se hayan colocado todas las monedas, de esta forma quedarán tres pilas en serie y, si estaban bien limpias, se encenderá un LED rojo apoyando sus patas sobre la primera peseta amarilla y la última blanca. No se puede olvidar que el LED sólo funciona en un sentido por lo que, en caso de que no funcione, se deberá de comprobar cambiando las patas de posición.

Actualmente, como los euros tienen una zona amarilla no servirían las monedas. En su lugar, se pueden utilizar láminas, de aproximadamente 1 cm² de cinc y de cobre.

Este experimento se puede hacer perfectamente en el aula, trabajando en grupos de cuatro alumnos y está directamente relacionado con lo que hizo Volta y por eso lo llamo pila, que viene de “apilar” (juntar) varias láminas con un medio húmedo. Berzelius (5) indica que el efecto se aumenta si al humedecer los paños o cartones se hace con una disolución de sal de cocina en vinagre.

3.2. Pila para poner en funcionamiento un reloj eléctrico de pared

En esta experiencia es necesario:

- lámina de cobre muy puro, de aproximadamente 4 cm x 6 cm,
- cinta de magnesio de unos 15 cm de larga. Para que no ocupe tanto se puede enrollar a una lapicero formando una espiral,
- reloj eléctrico de pared,
- un bote de zumo de frutas no gaseado,
- dos pinzas de cocodrilo,
- dos trozos de cable de cobre de aproximadamente 15 cm,
- un soporte para colgar el reloj,
- un vaso de, aproximadamente, 200 mL. Interesa que sea bastante ancho y que no tenga rebordes, por lo que es preferible un vaso de los que se usan en las casas, o un frasco de vidrio de los que se utilizan para mermeladas,
- vinagre para limpiar el magnesio,

- ácido clorhídrico, de concentración 5 M, aproximadamente, para limpiar el cobre.

Previamente al experimento se deben de limpiar bien la cinta de magnesio y la lámina de cobre. La primera se limpia dejándola durante un minuto introducida en vinagre. La segunda sumergiéndola en ácido clorhídrico bastante concentrado. Es imprescindible que esta operación se haga poco antes de hacer el experimento porque, sobre todo el magnesio, se recubre pronto de una capa de óxido y carbonato que le restan actividad.

Una vez limpias las láminas, se colocan dentro del vaso de forma que no entren en contacto. Se conecta uno de los cables de cobre a la lámina y el otro a la cinta. Los otros extremos se conectan con las pinzas de cocodrilo a las conexiones de que dispone el reloj eléctrico para colocar la pila, teniendo cuidado de que el positivo vaya unido al cobre y el negativo al magnesio.

Se añade el zumo de frutas dentro del vaso, con cuidado de que no llegue a cubrir la conexión de los cables con la lámina de cobre ni con la cinta de magnesio. Si las conexiones eléctricas se han hecho bien y la limpieza de la lámina de cobre y la cinta de magnesio se hizo con cuidado, el reloj comenzará a funcionar y permanecerá funcionando mas de veinticuatro horas.

La tensión que suministra esta pila, en las condiciones que hemos indicado, es del orden de 1,8 V.

4. SISTEMAS ELECTROQUÍMICOS PRODUCTORES DE SUSTANCIAS (ELECTRÓLISIS)

El término electrólisis procede etimológicamente de “electro” (electricidad) y “lisis” (desatar o romper). Es decir, hace referencia al hecho de romper enlaces químicos por acción de la electricidad. Para ello se necesita hacer pasar una corriente eléctrica por un electrolito.

Faraday, con la ayuda de su médico, que actuaba como asesor lingüístico, dio el nombre de electrólitos (de “litos” = piedra) a las piedras (sales o bases) que fundidas o disueltas conducían la corriente eléctrica. Al recipiente donde las colocaban lo denominaron cuba electrolítica. Para hacer llegar la energía eléctrica desde un generador de corriente continua (en aquel momento una pila) utilizaron unos conductores que llamaron “electrodos” (camino de la electricidad). Más complicado fue asignarle el nombre a los electrodos, para lo que Faraday debió de recurrir a la ayuda de un experto en lingüística, Wehewel (profesor de Cambridge) y después de varias propuestas y discusiones, la mayoría de las veces por carta, tomaron dos nombres etimológicamente muy acertados, aunque ellos no sabían muy bien lo que allí ocurría. Los eligieron de entre otros términos porque eran nombres que sonaban bien. Así eligieron “ánodo” y “cátodo”, conscientes de que, para ellos, el ánodo era “camino hacia arriba” y el cátodo era “camino hacia abajo”.

4.1. Electrólisis de una disolución acuosa de yoduro de potasio

A nivel elemental consideramos adecuado, como ejemplo experimental de electrólisis, la de una disolución acuosa de yoduro de potasio, porque aprecian los cambios con facilidad. Para ello se necesita:

- 1 g, aproximadamente, de yoduro de potasio,
- una cápsula de unos 10 cm de diámetro o la parte inferior de una botella de plástico,
- dos trozos de cable de cobre, de varios hilos, de unos 15 cm de largo,
- un trocito de pan,
- un tubo de ensayo,
- Fenolftaleína,
- una pila de 4,5 V.

Después de observar las características del yoduro de potasio, conociendo que es un compuesto de cierto carácter iónico y soluble en agua, se coloca en la cápsula y se añade agua hasta un poco más de la mitad, comprobando que se disuelve rápidamente.

Se conectan los cables a la pila y los extremos libres se introducen en la cápsula con cuidado de que no se toquen.

Se comprobará que en el cátodo salen burbujas de un gas.

En el ánodo aparece una coloración rojiza que nos hace pensar en yodo y se puede comprobar introduciendo una esquina del trocito de pan y viendo que se pone de color morado muy oscuro, lo que indica la presencia de yodo.

El contenido de la cápsula tiene carácter básico lo que se comprueba con unas gotas de fenolftaleína.

4.2. Galvanostegia

Para esta experiencia se necesitan:

- una moneda blanca muy limpia, o bien otro objeto metálico blanco (llave, etc.),
- una disolución 0,1 M de sulfato de cobre (II) con unas gotitas de ácido sulfúrico,
- una cápsula de, aproximadamente, 10 cm de diámetro,
- dos trozos de cable de cobre de varios hilos,
- una pila de 4,5 V.

Se puede hacer en el aula, en grupos, utilizando como cápsula la parte de abajo de una botella de plástico para que no sea necesario recogerla al final.

Se coloca la disolución en la cápsula, hasta aproximadamente la mitad. Se conecta uno de los extremos de cada cable a la pila, en el otro extremo, del que va unido al polo negativo, se introduce la moneda dando una especie de lazada,

colocándola dentro de la disolución. El otro extremo del cable unido al polo positivo se abre como si fuera una escobilla.

Según pasa el tiempo, la moneda se va recubriendo de cobre de color rojizo y la escobilla del ánodo va desapareciendo.

Puede ocurrir que, si no está bien limpia la moneda, se ponga negra porque se forma óxido de cobre (II) de color negro en lugar de cobre metálico. La presencia de ácido sulfúrico debe, en parte, disminuir la posibilidad de que aparezca el color negro. Si tiene manchas de grasa no se recubre de forma homogénea, al no ser la grasa conductora. Para que estos depósitos metálicos sean homogéneos y salgan bien, deben de utilizarse disoluciones diluidas e intensidades de corriente más bien bajas porque cuanto más lento sea es más probable de obtener un buen resultado. Una forma de conseguir que sea más lento es utilizando una disolución de una sal de cobre que lleve una sustancia que forme un ión complejo con el ión cobre (II), como pueden ser el tartrato de sodio y potasio o bien hidróxido amónico. Los alumnos pueden hacer una pequeña investigación sobre la influencia de los diferentes factores, pero en ese caso el trabajo se hará en el laboratorio.

5. SISTEMAS ELECTROQUÍMICOS REVERSIBLES: ACUMULADORES ELÉCTRICOS

Para esta experiencia se necesita:

- un recipiente de plástico, puede ser la parte inferior de un botellín de unos 6 cm de diámetro,
- dos láminas de plomo, sino se tiene se pueden cortar dos trozos de una tubería vieja; el plomo es blando y fácil de cortar. En cada una se hace un orificio en un extremo y en el recipiente de plástico se hacen dos orificios próximos al borde, diametralmente opuestos. Se sujetan con los cables de cobre que se pasan por los dos orificios y se da una lazada, o bien se dividen los hilos del cable, se pasan la mitad por los orificios y después se vuelven a juntar,
- dos trozos de cable de cobre de unos 10 cm de largo con los extremos pelados,
- una pila de 4,5 V,
- un LED rojo,
- aproximadamente 2 g de sulfato de sodio disueltos en agua.

Se puede hacer por grupos en el aula.

Los alumnos deben comenzar por apoyar el LED en los extremos de los cables de cobre y comprobar que no funciona. Sin olvidar que la comprobación se debe de hacer apoyando primero de una forma y después de otra porque la corriente va en un solo sentido.

A continuación, se conectan los cables de cobre a una pila de 4,5 V durante, al menos, diez minutos. Si está cargándose se deben producir burbujas.

Se retira la pila, con cuidado de que no entren en contacto las láminas y se pone de nuevo el LED que ahora funcionará durante unos minutos.

6. PREGUNTAS RELACIONADAS CON LA VIDA DIARIA

Aparte de las experiencias expuestas anteriormente, se sugieren una serie de preguntas para plantear a los alumnos, mediante las que se relaciona la Electroquímica con actividades de la vida diaria:

1. La hojalata es hierro recubierto de estaño. Explicar por qué si se salta el estaño el recipiente hecho de hojalata se puede perforar rápidamente. ¿Dónde será menos estable en una atmósfera húmeda o en una seca?. ¿Dónde se estropeará antes, en Madrid o en un puerto de mar?.

2. El hierro galvanizado es hierro recubierto de cinc. Explicar por qué será muy estable en cualquier medio.

3. El dueño de una casa se ha dado cuenta de que le dejaron los canalones para recoger agua de lluvia demasiado cortos, estaban hechos de tubería de plomo y como no encuentra este tipo de tubería encarga que se los alarguen poniendo tubo de hierro. ¿Podrá tener algún problema?. Repetir la cuestión considerando que la tubería es de hierro y se completara con tubería de cobre.

4. Explicar la reacción de corrosión del hierro y por qué se activa con la humedad y con los iones cloruro.

5. ¿Cómo se debe de proteger el hierro cuando está a la intemperie?.

6. ¿Por qué se deben lavar los bajos del coche, con agua a presión, después de que en la ciudad haya habido una nevada importante?.

7. Con mucha frecuencia se utiliza en construcción, sobre todo para los marcos de las ventanas, aluminio anodizado. Es aluminio recubierto de una capa de óxido producida artificialmente. Teniendo en cuenta la palabra anodizado, indicar cómo se hará la producción industrial. ¿De qué color es este tipo de aluminio?. El óxido de aluminio es un gran absorbente de cualquier colorante. Diseñar un experimento para obtener aluminio anodizado en el laboratorio.

8. Si se cuelga un trozo de magnesio en una disolución de una sal de plomo, ¿se producirá algún cambio?. En caso afirmativo, describidlo. ¿Y si se cuelga un trozo de cobre en una disolución de nitrato de plomo?.

9. ¿Se estropeará una sortija de plata si la pone en contacto con la sal de cocina?.

10. ¿Se puede disolver el oro con HCl?. ¿Por qué?. ¿Y el hierro?. Lo que ocurre es una simple disolución o una reacción química. Si es una reacción, escribirla. ¿Qué se notará cuando se hace experimentalmente?.

11. Explicar razonadamente por qué se podrá limpiar un objeto de cobre sumergiéndolo en HCl sin tener ningún cuidado sobre el tiempo que se deja dentro.

12. En una disolución de sulfato de cobre se echan limaduras de aluminio y, aunque se caliente, no sucede nada; sin embargo, al echar unos cristales de sal gorda,

se produce una reacción de forma muy rápida. Escribid la reacción. Indicar qué sustancia aparecerá precipitada en el fondo del vaso. Explicar a qué se debe la diferencia de comportamiento. Escribir la reacción y, suponiendo que se puso aluminio en exceso, indicar cómo se conseguiría “disolverlo”, con algún producto corriente en el laboratorio, para que quede solamente el cobre que se había formado. Describir el aspecto de ese cobre e indicar si tiene el aspecto físico que se esperaba por ser un metal. En caso contrario, tratar de explicar por qué no.

13. ¿Por qué las monedas de 1 y 2 euros (cobre + níquel) producen tantos problemas de alergia y aún más si las manos están sudorosas?. ¿Explicar por qué en esas condiciones se forma una pila eléctrica?. ¿Qué iones entran rápidamente en contacto con la piel?.

REFERENCIAS

1. M.T. Martín Sánchez y M. Martín Sánchez, *Trabajos experimentales de Química en una clase de nivel elemental*, Ed. I.C.E. de la Universidad de Salamanca (1986).
2. B. Shakashiri, *Chemical demonstrations*, Vol.4, Ed. Universidad de Wisconsin (1992).
3. D. Shaw, Silver Lightning, *Chem. Matters*, **1996**, September, 4.
4. J.B. Biot, *Traité de Physique Experimental et Mathématique*, 4 vol., Ed. Deterville, Paris (1816).
5. J.J. Berzelius, *Tratado de Química*, Tomo I, Traducido por Rafael Sáez y Palacios y Carlos Ferrari Scardini, Imprenta y Librería Ignacio Boix, Madrid (1845).

QUÍMICA DE LOS CLOROISOCIANURATOS Y DESINFECCIÓN DEL AGUA

*Gabriel Pinto Cañón*¹, *Brian Rohrig*²

¹ Departamento de Ingeniería Química Industrial y del Medio Ambiente
E.T.S. de Ingenieros Industriales, Universidad Politécnica de Madrid
José Gutiérrez Abascal 2, 28006-Madrid. gpinto@iqi.etsii.upm.es

² Aurora High School, Aurora, 44202-Ohio, U.S.A.

Se presentan una serie de ejercicios para estudiar cuestiones de Química, como son: formulación, masa molecular, estequiometría, ecuaciones químicas, ajuste de ecuaciones, números de oxidación, cargas formales, reacciones ácido-base, tautomería, resonancia, agentes de cloración, y uso del cloro para la desinfección del agua, entre otras. Todas estas cuestiones se pueden abordar, al menos en parte, mediante la información que se ofrece en los envases de cloroisocianuratos, como el cloroisocianurato sódico (anhídrido o dihidratado) o el ácido tricloroisocianúrico, que se utilizan para desinfectar el agua. Estos productos se encuentran en droguerías e hipermercados. Se pretende que los profesores dispongan de otra herramienta para mostrar a sus alumnos el interés y versatilidad de las cuestiones de Química. Cada profesor debería adecuar los ejercicios propuestos al nivel de sus alumnos.

1. INTRODUCCIÓN

Se suele utilizar coloquialmente el término “cloro” como denominación genérica de lo que, en realidad, son diferentes compuestos de cloro. El cloro es un desinfectante que se ha usado para el tratamiento de aguas desde hace más de cien años (1). Su uso como desinfectante en agua potable y en piscinas es bien conocido (2,3). El propósito fundamental de la desinfección del agua es destruir organismos patógenos, con lo que se previenen enfermedades como fiebres tifoideas, cólera, disentería y hepatitis.

El cloro elemental se disuelve ligeramente en agua y se dismuta en ácido hipocloroso (HClO) y ácido clorhídrico (HCl):



Donde la constante de equilibrio (4), a 25 °C, viene dada por:

$$K = \frac{[\text{HClO}] \cdot [\text{H}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{Cl}_2]} \approx 4,5 \cdot 10^{-4} \quad (2)$$

El HClO es un ácido débil, que se disocia parcialmente:



La constante de disociación correspondiente (5), a 25 °C, es:

$$K_i = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]} = 2,9 \cdot 10^{-8} \quad (4)$$

El HClO es el principal desinfectante del agua. Se usa para matar bacterias y algas, por lo que se comporta como un biocida, mientras que el ClO⁻ es un agente oxidante fuerte. Así, el cloro como tal no es un desinfectante, sino en forma de HClO (para la sanitización) y de ClO⁻ (para la oxidación). En el equilibrio recogido en la ecuación 1 se observa la formación de HCl (ácido fuerte) en la hidrólisis de Cl₂ disuelto, pero no es dañino para el ser humano por su baja concentración.

El pH del agua determina cuánto HClO, por la relación:

$$\frac{[\text{HClO}]}{[\text{HClO}] + [\text{ClO}^-]} = \frac{1}{1 + \frac{[\text{ClO}^-]}{[\text{HClO}]}} = \frac{1}{1 + \frac{K_i}{[\text{H}^+]}} \quad (5)$$

El cloro es más eficiente para pH 7,4-7,6. De acuerdo con la ecuación anterior, a altos valores de pH no se produce mucho desinfectante o HClO; dado que el cloro está mayormente como hipoclorito. Por ejemplo, a pH 7.0, el 78% del cloro existe como ácido hipocloroso, pero aumentando el pH hasta 8.0 se reduce la concentración de ácido hipoclorosos hasta sólo un 26%.

El ClO⁻ se reduce al anión cloruro, que es inactivo, cuando cumple con su tarea oxidante, según la semi-reacción:



Como desinfectante del agua, el cloro se presenta de diversas maneras (6,7): cloro gas (se distribuye como líquido a presión), cloroisocianuratos (dicloroisocianurato sódico o ácido tricloroisocianúrico), hipoclorito cálcico, hipoclorito de litio, e hipoclorito sódico. El Cloro libre disponible, conocido normalmente por el acrónimo FAC (del inglés *Free available chlorine*) en el tratamiento industrial de aguas, es una medida del poder oxidante o biocida del cloro activo en un componente, expresado en términos de cloro elemental, y se da normalmente en porcentaje en peso (6,8).

El cloro disponible combinado es el cloro existente en el agua combinado con amoníaco o compuestos orgánicos nitrogenados (como aminas y proteínas procedentes

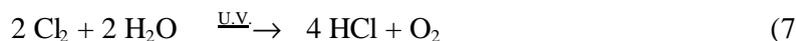
de suciedad, sudor y orina), que se conocen como cloraminas. Las cloraminas (NH_2Cl , NHCl_2 y NCl_3 , entre otras) no presentan propiedades desinfectantes y causan problemas como irritaciones oculares o de la piel, así como olores desagradables en piscinas (9). Las cloraminas también se conocen como cloro residual combinado y deben suponer una cantidad mínima.

En la Tabla 1 se muestran las fórmulas de ciertos compuestos de cloro y el Cloro libre disponible correspondiente (5,6). Estos datos se pueden encontrar en las etiquetas de estos productos en los supermercados.

Tabla 1. *Fórmulas y Cloro libre disponible (FAC) de cloroisocianuratos comunes.*

<u>Sustancia</u>	<u>Fórmula química</u>	<u>FAC / % peso</u>
Cloro	Cl_2	100
Dicloroisocianurato sódico(NaDCC)		
anhídrido	$\text{C}_3\text{Cl}_2\text{N}_3\text{O}_3\text{Na}$	62-63
dihidratado	$\text{C}_3\text{Cl}_2\text{N}_3\text{O}_3\text{Na}\cdot 2\text{H}_2\text{O}$	55-56
Ácido tricloroisocianúrico (TCC)	$\text{C}_3\text{Cl}_3\text{N}_3\text{O}_3$	89-91

La luz ultravioleta degrada el cloro por una reacción fotoquímica:



Si no se utiliza el ácido isocianúrico (1,3,5-triazina-2,4,6 (1H,3H,5H)-triona) como estabilizante, en un día soleado, el 90% del cloro activo se podría destruir por la acción del sol, en dos horas.

El dicloroisocianurato sódico (1,3-dicloro-1,3,5-triazina-2,4-diona-6-óxido dicloro), conocido por las siglas NaDCC, es el único tipo de cloro que no requiere la adición de neutralizante química o ácido isocianúrico, porque las disoluciones de NaDCC tienen un pH próximo a 7 y ofrecen la adecuada relación de cloro y estabilizante (ácido isocianúrico). Aparte de su uso en piscinas, el NaDCC es ampliamente utilizado para desinfección de biberones y lentes de contacto (10,11). El NaDCC es un oxidante que cuando se disuelve en agua se disocia en HClO (cloro libre) y ácido isocianúrico (estabilizante). Se vende en forma de granos y como tabletas (normalmente con base efervescente).

El ácido tricloroisocianúrico (tricloro-1,3,5-triazinotriona), conocido como TCC, se usa principalmente para agua de piscinas. Si no se usa adecuadamente puede ser causa de corrosión y deterioro de la piscina. Es necesario añadir unos 350 g de Na_2CO_3 (sosa) por cada kg de TCC utilizado. No requiere la adición de ácido isocianúrico.

A continuación se sugieren cuestiones de Química sobre los compuestos citados en esta introducción y sobre la cloración del agua.

2. CUESTIONES

Cuestión 1.

Buscando en Internet, manuales de Química, libros de Química Orgánica, o catálogos de productos químicos, indicar la estructura química de los compuestos: NaDCC, TCC y ácido isocianúrico.

Cuestión 2.

Según se indica en la Introducción, cuando se disuelve en agua el NaDCC, se descompone en ácido hipocloroso y ácido isocianúrico. Escribir la ecuación química correspondiente ajustada.

Cuestión 3.

Si la reacción de la cuestión anterior es del tipo redox, calcular el número de oxidación de cada átomo y señalar las especies oxidantes y reductoras.

Cuestión 4.

Repetir las cuestiones 2 y 3 para el TCC.

Cuestión 5.

Explicar cuáles de las especies anteriores presentan resonancia o la posibilidad de tautomería.

Cuestión 6.

Explicar por qué la disolución de NaDCC es neutra y la de TCC es ácida.

Cuestión 7.

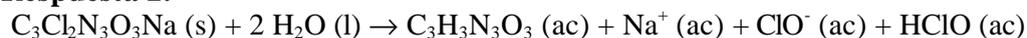
Deducir por estequiometría los valores de cloro libre disponible (FAC) mostrados en la Tabla 1.

3. RESPUESTA A LAS CUESTIONES

Respuesta 1.

La estructura química de los compuestos se muestra en la figura 1.

Respuesta 2.



(8)

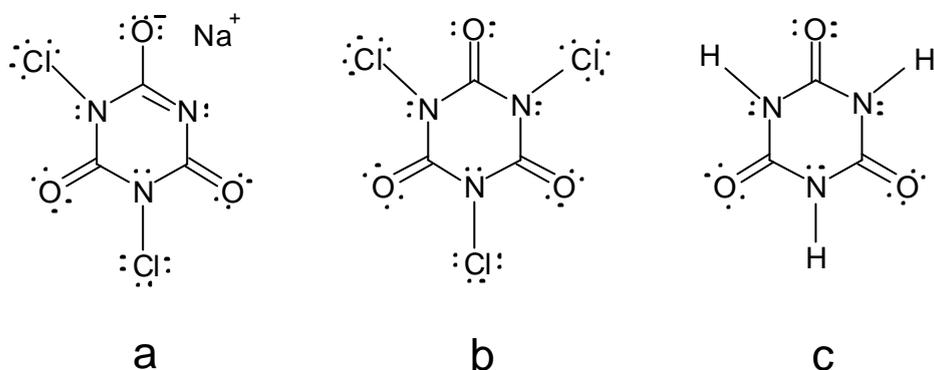
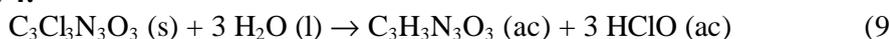


Figura 1. Estructuras químicas del dicloroisocianurato sódico (a), ácido tricloroisocianúrico (b), y ácido isocianúrico(c).

Respuesta 3.

Para calcular los números de oxidación, se procede siguiendo el ejemplo que se resume con la Figura 2. Siguiendo el mismo procedimiento para la molécula de ácido isocianúrico, se concluye que en la reacción 8, dos átomos de N se reducen de -2 a -3, y dos átomos de Cl se oxidan de 0 a +1 (en la forma de HClO o ClO⁻). Así, dos átomos de N son agentes oxidantes y dos átomos de Cl son reductores.

Respuesta 4.



Los tres átomos de N se reducen de -2 a -3, actuando como oxidantes, y los tres átomos de Cl son reductores, porque se oxidan de 0 a +1.

Respuesta 5.

En el ácido isocianúrico y en el TCC, la resonancia no tiene importancia porque otras formas resonantes a las expuestas en la figura 1 tienen más cargas formales y por lo tanto contribuyen poco al híbrido de resonancia. Sin embargo, el anión dicloroisocianurato del NaDCC tiene resonancia, como se indica en la Figura 3.

Esta cuestión puede servir para aclarar la diferencia entre carga formal y número de oxidación (considerado en la cuestión 3). La carga formal es la calculada para cada átomo asumiendo que los electrones compartidos se distribuyen equitativamente entre los dos átomos enlazados, mientras que el número de oxidación asigna cada par de electrones compartido al átomo más electronegativo.

Las dos estructuras de la Figura 3 tienen la misma contribución al híbrido de resonancia. Otras posibles presentan más cargas formales, por lo que contribuyen menos al híbrido de resonancia. El ácido isocianúrico tiene tautomería con el ácido cianúrico, como se muestra en la Figura 4.

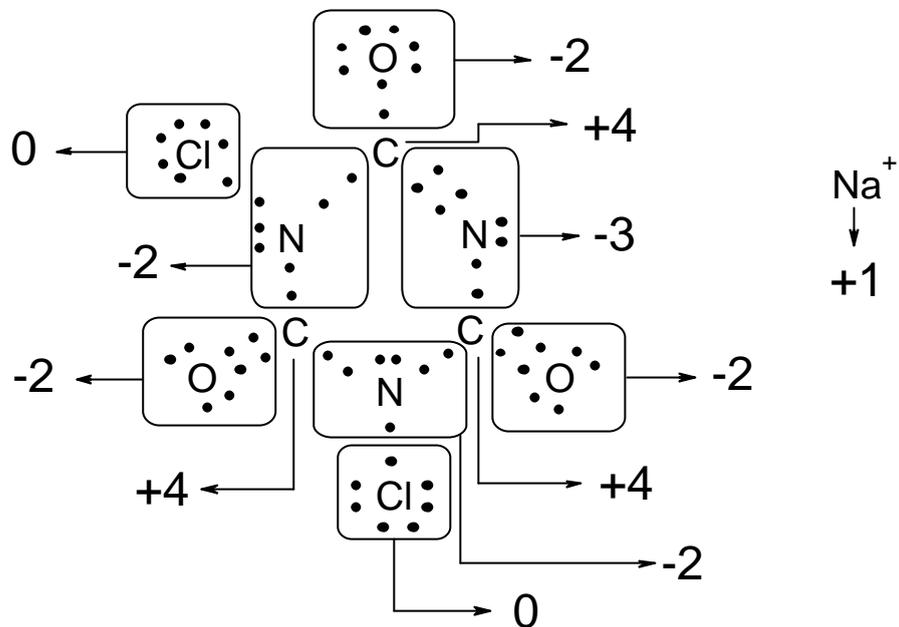


Figura 2. Ejemplo de asignación de números de oxidación para el NaDCC.

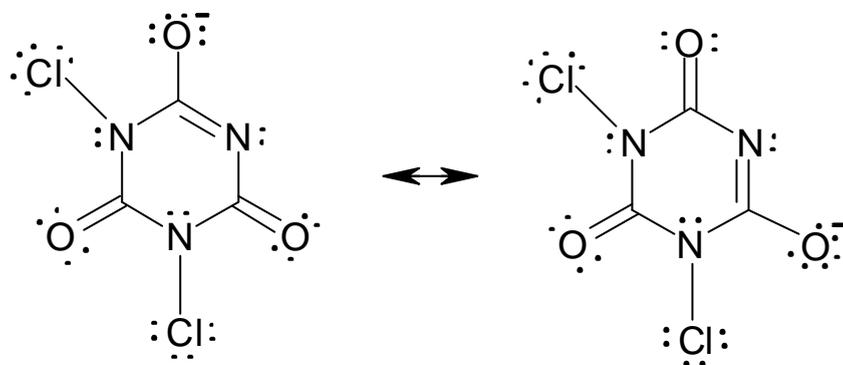


Figura 3. Estructuras resonantes del anión dicloroisocianurato.

Respuesta 6.

Como se demuestra en la ecuación 8, la disolución de NaDCC genera un ácido débil y una disolución amortiguadora de HClO y ClO⁻, pero la reacción 9 genera dos ácidos.

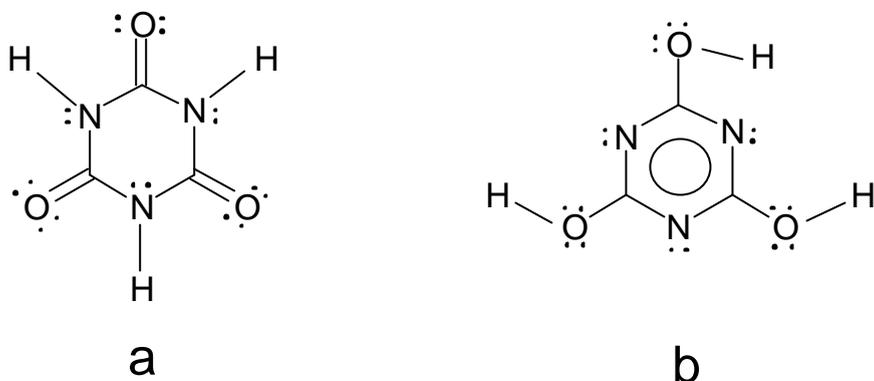


Figura 4. Tautomería del ácido isocianúrico (a) y el ácido cianúrico (b).

Respuesta 7.

Los pesos moleculares son: NaDCC anhídrido (220,0 g/mol), NaDCC dihidratado (256,0 g/mol), TCC (232,5 g/mol) y ácido isocianúrico (129,1 g/mol). Tomando como ejemplo la reacción de disolución del NaDCC anhídrido descrita en la ecuación 8, y la equivalencia entre cloro ácido hipocloroso o hipoclorito de la ecuación 1, el FAC de 100 g de NaDCC anhídrido es:

$$\frac{100 \text{ g NaDCC}}{220,0 \text{ g/mol NaDCC}} \cdot 2 \frac{\text{mol } (\text{ClO}^- \text{ ó HClO})}{\text{mol NaDCC}} \cdot 1 \frac{\text{mol Cl}_2}{\text{mol } (\text{ClO}^- \text{ ó HClO})} \cdot 71 \text{ g/mol Cl}_2 = 64,5 \text{ g Cl}_2 \quad (10)$$

Como se observa en la Tabla 1, el valor tabulado es 62-63 %, es decir, ligeramente inferior al calculado. Procediendo de forma análoga, se llega a que el FAC de 100 g de NaDCC dihidrato es 55,5 g y para 100 g de TCC el valor es 91,6. En ambos casos estos valores son próximos a los de la tabla. Para el cloro, el FAC es 1000 % por definición.

REFERENCIAS

1. Chlorine has saved countless lives:
<http://www.esemag.com/0600/chlorine.html>
2. F.C. Hess, *Chemistry made simple*, Ed. Heinemann, London (1982).
3. T.L. Brown, H.E. leMay and B.E. Bursten, *Chemistry: the central science and media companion*, Ed. Prentice Hall, Upper Saddle River, New Jersey (2000).

4. Metcalf & Eddy, Inc., *Wastewater engineering: treatment, disposal, reuse*, Ed. McGraw-Hill, New York (1997).
5. G.C. White, *Handbook of chlorination*, Ed. Van Nostrand-Reinhold, New York (1985).
6. M. Bickford, Ed., *Kirk Othmer concise encyclopedia of chemical technology*, Ed. John Wiley and Sons, New York (1985).
7. Watercenter home page: <http://www.watercenter.com>
8. G. Pinto and B. Rohrig, *J. Chem. Educ.*, **2003**, Vol. 80, 41-44.
9. P. Borrows, *Ed. Chem.*, **1997**, Vol. 34, 120.
10. G.A.J. Ayliffe, D. Coates and P.N. Hohlman, *Chemical disinfection in hospitals*, Ed. Public health Laboratory Service, London (1993).
11. T.C.V. Mazzola and A.M.S. Martins, *BMC Infectious Diseases*, **2001**, Vol. 1, 16.

ENSAYOS DIDÁCTICOS DE CORROSIÓN ELECTROQUÍMICA

*José Luis Mier, Ana Isabel García, Laura García,
Fernando Barbadillo, Rosa María Losada*

Escuela Politécnica Superior de Ferrol. Universidade da Coruña
Mendizábal s/n, 15403-Ferrol, A Coruña. jlmier@cdf.udc.es

En el presente trabajo se proponen una serie de ensayos de fácil realización en un laboratorio de Bachillerato, que ponen de manifiesto los principios fundamentales de la corrosión electroquímica. En cada uno de ellos, se antepone una breve exposición teórica de la razón por la cual se producen los fenómenos observados.

1. INTRODUCCIÓN

Se puede definir la corrosión como la reacción de un metal o aleación con el medio con deterioro de las propiedades metálicas. A causa de este fenómeno los metales pierden su estado elemental y retornan al estado combinado de origen. En términos químicos, el átomo metálico se transforma en ión, cediendo sus electrones a un no metal o metal que se reduce.

Existen dos mecanismos de corrosión:

- *Oxidación directa*, en la cual los átomos metálicos reaccionan directamente con la sustancia agresiva, afectando el proceso de una manera similar a toda la superficie metálica. Tiene una gran importancia práctica en las aplicaciones de metales y aleaciones a alta temperatura cuando no hay posibilidad de formación de una capa acuosa sobre la superficie metálica; por este motivo también se llama corrosión seca. En este mecanismo, la capa de productos de reacción que se forma sobre el metal actúa simultáneamente de conductor de iones y de electrones.

- *Corrosión electroquímica*, que se debe a la actuación de pilas electroquímicas en las que la disolución metálica sucede en las regiones anódicas. En este caso, el proceso no afecta por igual a toda la superficie, ya que en las regiones catódicas no hay ataque. Este tipo de corrosión se produce cuando los metales se encuentran en contacto con un medio conductor como el agua, disoluciones salinas o humedad atmosférica. En la corrosión electroquímica, los electrones viajan por el metal desde las regiones anódicas, donde se produce la oxidación metálica, hasta las catódicas, donde se produce la reacción de reducción, completándose el circuito eléctrico a través de una disolución de conductividad iónica o electrolito (figura 1).

2. CORROSIÓN GALVANICA

La unión eléctrica de metales de potenciales electroquímicos diferentes motiva la aparición de pares galvánicos en los que el metal más activo actuará anódicamente y sufrirá corrosión y el más noble actuará catódicamente, sin sufrir deterioro. Así, si se une cobre y zinc y existe, en contacto con ellos, un electrolito, el zinc, con un potencial de reducción menor, se oxidará:



Mientras que, sobre el cobre, se producirá la reducción de iones Cu^{2+} , si es que aparecen en el electrolito o bien cualquier otra sustancia oxidante que pueda captar los electrones que cede el zinc.

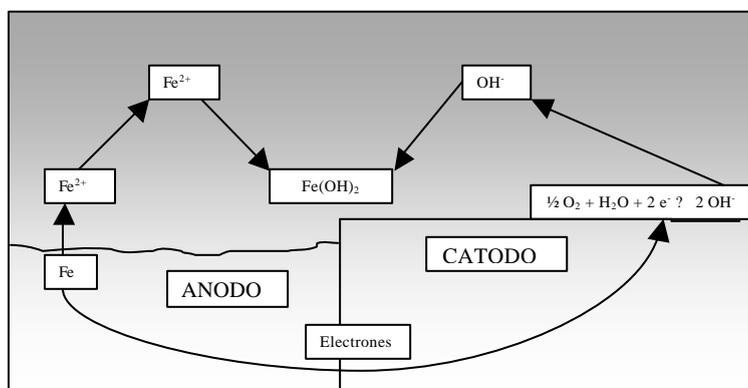
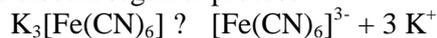


Figura 1. Esquema del proceso de corrosión electroquímica en un electrolito oxigenado.

2.1. Experimento 1

Este experimento pretende localizar qué metales funcionan como ánodo y cuales como cátodo, al formar determinados pares galvánicos. Para ello, se debe utilizar una solución indicadora que se obtiene disolviendo 10 g de NaCl y 1 g de ferricianuro potásico en agua destilada, añadiendo a la misma 1 cm³ de solución alcohólica de fenolftaleína y completándose el volumen hasta 500 cm³ con agua destilada. La solución alcohólica de fenolftaleína se prepara disolviendo 0,2 g de fenolftaleína en etanol hasta completar un volumen total de 100 ml.

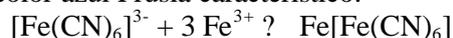
El ferricianuro se disocia según el proceso:



En este caso, el metal anódico es el hierro, que se disolverá dejando iones Fe^{3+} libres de acuerdo con la semirreacción:



De tal forma que, en contacto con los iones ferricianuro, formarán el ferricianuro férrico, de color azul Prusia característico:



Por el contrario, en las proximidades del metal de comportamiento catódico se producirá una alcalinización del medio como consecuencia de la formación de iones hidroxilo en la reducción de oxígeno, con lo que la fenolftaleína cambiará del incoloro al rosa. Así, en las proximidades del metal que funcione anódicamente aparecerá una tonalidad azul, mientras que en la zona catódica aparecerá una tonalidad rosa. Evidentemente, si el ánodo no es de hierro, la reacción de formación de ferricianuro férrico no tendrá lugar, pero al menos quedará identificado el cátodo.

La construcción de la pila $\text{Fe} / \text{Fe}^{2+} // \text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ (figura 2) se realiza de la manera siguiente: se prepara una solución 1 M de FeSO_4 y una solución 1 M de CuSO_4 en las que se introducen una lámina de acero al carbono y otra de cobre, respectivamente, de las mismas dimensiones, que constituyen los electrodos de nuestra pila. A cada una de las soluciones se añade una pequeña cantidad de solución indicadora de ferricianuro potásico. Ambos electrodos se conectan a un milivoltímetro. El circuito eléctrico se puede cerrar utilizando un papel de filtro doblado cuyos extremos se sumergen en las soluciones antes indicadas. Antes de empezar el experimento, el papel de filtro debe estar completamente mojado con las disoluciones que hay en los electrodos, por capilaridad.

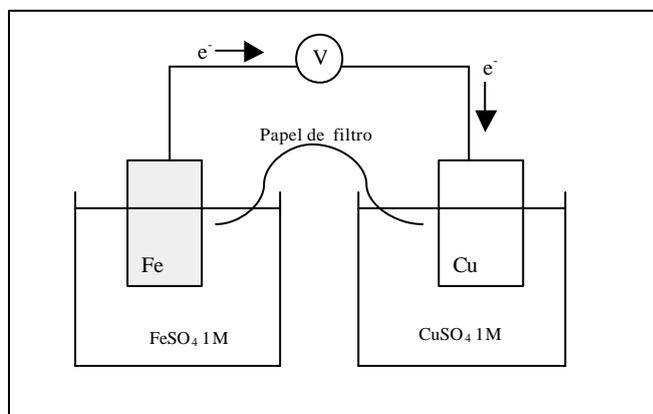


Figura 2. Pila galvánica $\text{Fe} / \text{Fe}^{2+} // \text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$.

3. PILAS LOCALES DE CORROSIÓN

Se sabe que no es necesaria la presencia de dos metales para que aparezcan pilas de corrosión, puesto que éstas pueden originarse como consecuencia de heterogeneidades existentes en el propio metal; heterogeneidades físicas o del medio en el que se encuentre, como se indica en la tabla 1.

Tabla 1. *Clasificación de los distintos tipos de heterogeneidades que pueden dar lugar a fenómenos de corrosión en un metal, sin estar en contacto con otro.*

Heterogeneidad	Causa
En el metal	<ul style="list-style-type: none">• Fases dispersas en la matriz metálica de diferente composición química que ésta.• Partículas contaminantes sobre la superficie.• Segregaciones.• Anisotropía de granos cristalinos.• Bordos de grano.• Dislocaciones emergentes.• Zonas del metal deformado en frío.• Discontinuidades en capas que recubren el metal.• Zonas del metal sometidas a tensión y deformación elástica.
Física	<ul style="list-style-type: none">• Diferencias de temperaturas.• Corrientes vagabundas.
En el medio	<ul style="list-style-type: none">• Pilas de aireación diferencial.• Pilas de concentración.• Diferencias en el pH del medio.

3.1. Experimento 2

A continuación, se explica la realización de un ensayo para la localización de zonas anódicas y catódicas en un metal que ha sido deformado en frío. Para ello, se utiliza el método químico expuesto anteriormente, que utiliza los cambios de color de la fenolftaleína y del ferricianuro potásico para su determinación. El primer paso consiste en preparar en un vaso de un litro, 500 ml de solución acuosa de NaCl al 3% y añadir 7 g de agar-agar, hirviendo ligeramente, a continuación, la solución resultante. Posteriormente, se coloca esta solución en 2 placas Petri, se añaden a cada una de ellas unas gotas de fenolftaleína y de ferricianuro, y se introduce, en cada una, un clavo de acero sin alterar, en unas de las placas, y un clavo de acero deformado en frío por doblado en uno de sus extremos, en la otra. Los efectos empiezan a observarse

aproximadamente a las dos horas. Cuando un metal se deforma en frío, se induce una gran cantidad de defectos cristalinos (dislocaciones y vacantes) en la zona afectada por la deformación. Estas zonas tienen comportamiento anódico, ya que los átomos están menos estrechamente enlazados con los átomos vecinos que los restantes de la red metálica y, para ellos, es más fácil abandonar la red metálica al tener menor energía de enlace. Por tanto, en la zona donde tuvo lugar la deformación en frío del clavo se formará el ferricianuro de hierro, con el color azul característico, mientras que en el resto, cuyo comportamiento es catódico, se presentará el típico color rosa debido al viraje de la fenolftaleína por el aumento del pH. Hay que decir que, en las zonas donde se ha llevado a cabo la mecanización del clavo (cabeza y punta), existe también un gran desorden atómico que hará que se comporten anódicamente. Este fenómeno se manifiesta más claramente en el clavo no deformado.

3.3. Experimento 3

Para ilustrar la influencia de la temperatura en la corrosión de un metal, se sumergen dos electrodos iguales (por ejemplo, de cobre) en una disolución 1 M de sus iones Cu^{2+} . La disolución de uno de los electrodos se calienta mediante una placa calefactora hasta ebullición, momento en el que se apaga y se pone un papel de filtro cuyos extremos están sumergidos en ambas disoluciones, con objeto de posibilitar la conducción iónica. Los dos electrodos se conectan a un voltímetro para medir la diferencia de potencial que hay entre ellos. Dicha diferencia de potencial indica que el electrodo que se encuentra a mayor temperatura se comporta anódicamente frente al otro. La influencia de la temperatura en el potencial se observará más adelante al estudiar la ecuación de Nernst.

Este fenómeno nos indica que la temperatura es una variable muy importante en sistemas de calefacción en donde pueden originarse puntos calientes que den procesos de corrosión. La temperatura tiene un papel importante en la corrosión marina: la corrosión de metales y aleaciones es más acusada en los mares tropicales que en los mares polares. Como casi todas las reacciones químicas, la corrosión se favorece con un aumento de la temperatura. Por regla general, la velocidad de corrosión debería duplicarse al aumentar la temperatura $10\text{ }^{\circ}\text{C}$. Sin embargo, esto no sucede así porque en la corrosión de sistemas naturales, no contaminados, la reacción que tiene lugar en el cátodo es la reducción de oxígeno y, al subir la temperatura, disminuye la solubilidad de dicho gas en agua, por lo que el aumento de la velocidad de corrosión no es tan acusado.

4. POTENCIALES DE ELECTRODO

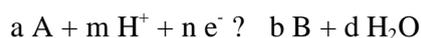
Las diferencias de potencial electroquímico son el origen de que unas regiones actúen anódicamente y otras lo hagan catódicamente. El conocimiento del potencial electroquímico de un electrodo es de la mayor importancia para interpretar el

mecanismo de la corrosión electroquímica. El potencial de un electrodo se establece como resultado del equilibrio entre dos tendencias: la de los átomos metálicos para dejar el metal y pasar a disolución y la de los cationes de para depositarse sobre el metal. Este equilibrio es dinámico y a él le corresponde una cantidad de intercambio de carga por equivalente que viene dado por la constante de Faraday, que representa la carga transportada por un mol de electrones y tiene un valor de 96493 C/mol. Como el potencial de un electrodo no es una magnitud absoluta, es necesario elegir un sistema como referencia; por convención se toma como electrodo de referencia estándar el sistema $2\text{H}^+/\text{H}_2$, o electrodo de hidrógeno, al que se le asigna un valor de potencial de 0.00 V. Este electrodo consiste en una placa de platino, que ha sido platinizada, sumergida en una disolución de protones de actividad unidad que se encuentra a 298 K y a la que se introduce gas hidrógeno, con una presión parcial de una atmósfera. Si se quiere medir el potencial estándar de un metal cualquiera M^{n+}/M , se tiene que construir otro electrodo formado por una placa del metal M sumergido en una disolución de sus iones M^{n+} de actividad la unidad a 298 K. Las placas de platino y metal M se conectan eléctricamente, a través de un conductor, por el que circulan los electrones, que a su vez está unido a un voltímetro, y por un puente salino por el que circulan los iones.

Ahora bien, es difícil encontrar en la realidad un metal que se encuentre en condiciones estándar, por lo que es útil obtener una expresión por la que se pueda medir el potencial de un electrodo fuera de tales condiciones. Esa expresión es la ecuación de Nernst que tiene la forma:

$$E = E^0 + \frac{2.3 \cdot R \cdot T}{n \cdot F} \left(\log \frac{[\text{A}]^a}{[\text{B}]^b} - m \cdot pH \right)$$

para una reacción general del tipo:



donde A es la especie oxidada, B la especie reducida, T la temperatura absoluta y R la constante de los gases (8,314 J/mol·K).

Sin embargo, el electrodo estándar de hidrógeno descrito anteriormente es un electrodo hipotético que no puede construirse en el laboratorio. La razón es que no se puede preparar una disolución con una actividad de hidrógeno igual a la unidad ya que no hay una teoría adecuada que permita la evaluación del coeficiente de actividad de los protones en una disolución en donde la fuerza iónica sea tan elevada como la unidad. Esta dificultad ha motivado el desarrollo de otros electrodos de referencia, como los indicados en la tabla 2, que cumplan la condición de mantener fijo su potencial respecto al de hidrógeno. Si se conocen los potenciales fijos de los electrodos de referencia respecto al de hidrógeno, es sencillo pasar las medidas obtenidas con aquellos electrodos a la escala de electrodo de hidrógeno.

Tabla 2. *Electrodos de referencia más utilizados y su potencial, con respecto al electrodo estándar de hidrógeno (SHE).*

Electrodo	SHE (V)
Calomelanos (Hg ₂ Cl ₂ /Hg) en 0,1 N KCl	+ 0,334
Calomelanos (Hg ₂ Cl ₂ /Hg) en 1,0 N KCl	+ 0,280
Calomelanos (Hg ₂ Cl ₂ /Hg) en KCl saturado	+ 0,241
AgCl/Ag en 0,1 N KCl	+ 0,288
AgCl/Ag en 0,1 N KCl en agua de mar	+ 0,250
CuSO ₄ /Cu	+ 0,316

Desde el punto de vista práctico, los medios agresivos en los que tiene lugar la corrosión muy pocas veces cumplen las condiciones de la escala estándar de potenciales. Esta es la razón de establecer escalas de potenciales referidas también a hidrógeno pero en distintos medios; precisamente aquellos en los que usualmente suelen aparecer los metales en sus aplicaciones más corrientes. A estas tablas de potencial se denominan series galvánicas. Así se establecen series galvánicas en agua de mar, agua dulce, suelos arcillosos, etc. Los valores de potencial son distintos a los correspondientes a la serie estándar pudiendo incluso alterarse el orden de nobleza o actividad de determinados metales y aleaciones.

La medición de los potenciales de electrodo se puede realizar fácilmente en un laboratorio con un electrodo de cobre/sulfato de cobre (figura 3). Para construir este electrodo, se necesita tubo de plástico (polietileno o polipropileno), sin fondo, al que se le introduce a través de un tapón un hilo de cobre que se conecta a un voltímetro. El hilo de cobre está sumergido en una disolución saturada de sulfato de cobre. El fondo del tubo de plástico se cierra con un material poroso como lana de vidrio, por ejemplo, para facilitar la circulación de los iones. El electrodo de referencia y el electrodo problema, que también se conecta al voltímetro, se sumergen en la misma disolución. Con este dispositivo se pueden realizar los siguientes experimentos:

4.1. Experimento 4: Medida de potenciales normales para el zinc y el cobre

Se prepara una disolución 1 M de SnCl₂ y una disolución 1 M de ZnSO₄. Se forman las pilas Cu / CuSO₄ // Sn / SnCl₂ y Cu / CuSO₄ // Zn / ZnSO₄ y se mide la diferencia de potencial entre sus correspondientes semielementos. Se refiere el potencial de los semielementos Sn²⁺/Sn y Zn²⁺/Zn a la escala normal de hidrógeno.

4.2. Experimento 5: Medida de potenciales de disolución o galvánicos

Se prepara una disolución acuosa de NaCl al 3% y probetas de acero, zinc, aluminio, estaño, plomo y cobre, que se sumergirán separadamente en esta disolución. Se mide el potencial de disolución de cada metal frente al electrodo de referencia Cu/CuSO₄.

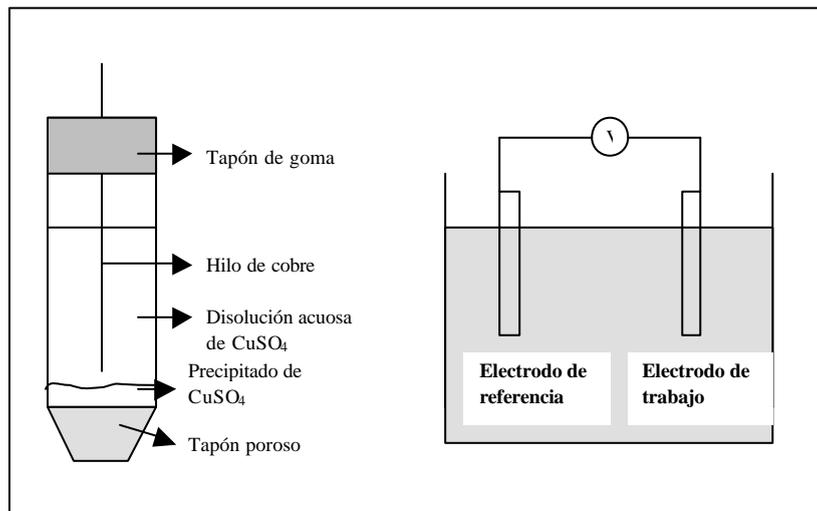


Figura 3. Montaje del electrodo de referencia Cu/CuSO₄.

BIBLIOGRAFÍA

1. J. A. González, *Teoría y práctica de la lucha contra la corrosión*, C.S.I.C. Madrid (1984).
2. E. Otero, *Corrosión y degradación de materiales*, Ed. Síntesis, Madrid (1997).
3. ASM Handbook, *Vol 13: Corrosion*, ASM Internacional, Materials Park, Ohio (1992).

EMBELLECIMIENTO DE OBJETOS DE LA VIDA COTIDIANA

*Hervilia Seco Lago*¹, *Julia Pérez Iglesias*², *José M^a. Fernández Solís*²,
*Victoria González Rodríguez*², *Elena González Soto*²,
*J. Manuel Castro Romero*², *Elia Alonso Rodríguez*²

¹ I.E.S. Leixa, San Pedro de Leixa s/n, 15045-Ferrol. hseco@edu.xunta.es

² Departamento de Química Analítica, Escuela Politécnica Superior de Ferrol, Universidade da Coruña, Mendizábal s/n, 15403-Ferrol, A Coruña

En este trabajo se presenta una práctica de laboratorio que se puede realizar en distintas asignaturas de Química, aplicando la electrodeposición al recubrimiento de objetos de la vida cotidiana, con el fin de que los alumnos relacionen sus conocimientos químicos con el mundo que les rodea.

1. INTRODUCCIÓN

Hay numerosos objetos utilizados en la vida cotidiana cuya apariencia no se corresponde con su naturaleza; por ejemplo: aquéllos que parecen de plata, y simplemente están recubiertos de una fina capa de este metal, como las cuberterías de cocina, los cromados en la grifería, el oro depositado sobre joyas y en contactos eléctricos, o los niquelados en piezas de la industria del automóvil. Las “latas” de hojalata son de acero, con estaño depositado electrolíticamente; a veces, son latas revestidas, en 1/3 de segundo, mediante una película extremadamente delgada de cromo (1).

Estos recubrimientos se consiguen mediante una aplicación electrolítica: la electrodeposición.

Para obtener un buen depósito electrolítico, esto es, de espesor uniforme y bien adherido, hay que controlar muchos factores; entre otros: la diferencia de potencial entre los electrodos, la intensidad de la corriente eléctrica, la pureza y concentración de la disolución electrolítica, la temperatura a la que se lleva a cabo el proceso, y la limpieza del objeto a recubrir. Los mejores depósitos electrolíticos, es decir, los muy adherentes y de grano muy fino (que además de ser más atractivos son mucho más duraderos), se obtienen, generalmente, utilizando disoluciones electrolíticas muy diluidas e intensidades eléctricas muy pequeñas. Para conseguir electrólitos muy diluidos en los iones a depositar, suelen formarse iones complejos. Así por ejemplo, se añade cianuro potásico, que forma el complejo $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ en los baños de platear, y amoníaco en los de niquelar, con lo que se forma el complejo $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ (2).

En el laboratorio, los alumnos pueden llevar a cabo el recubrimiento de un objeto de uso frecuente, como un clip, con cobre. El material utilizado para esta práctica es de uso común, por ejemplo, el cobre se puede obtener de los cables del

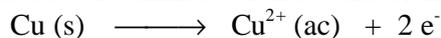
tendido eléctrico de las viviendas o de las láminas de este metal utilizadas en manualidades.

2. FUNDAMENTO TEÓRICO

La electrodeposición consiste en el depósito de una lámina fina de metal de unos 0,02 mm de espesor sobre una superficie conductora de la electricidad, lo que se puede conseguir mediante un proceso de electrólisis.

La electrodeposición de cobre es uno de los ejemplos más sencillos. El metal que se quiere recubrir se coloca como cátodo, y como ánodo se pone un electrodo de cobre. La disolución en que se sumergen ambos electrodos contiene una sal de Cu^{2+} , como puede ser CuSO_4 (3).

En el ánodo se produce la semirreacción de oxidación:



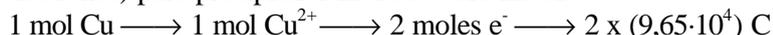
En el cátodo se produce la semirreacción de reducción:



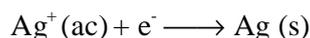
A medida que se deposita cobre sobre el cátodo, van pasando iones de Cu^{2+} a la disolución, desde el ánodo, manteniendo constante la concentración de Cu^{2+} . Por lo tanto, en este proceso no existe una reacción neta, sino que hay simplemente una transferencia de cobre desde el ánodo hasta el cátodo.

La cantidad de sustancias liberadas en los electrodos durante la electrólisis está en relación con la carga total que ha fluído en el circuito eléctrico. Si se observan las semirreacciones de los electrodos, la relación es estequiométrica, como se puede ver en los siguientes ejemplos.

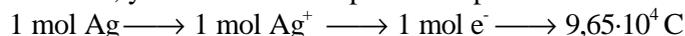
En el proceso catódico, con un mol de iones Cu^{2+} reaccionan 2 moles de electrones, siendo necesarios 2 faradays (1 faraday, $9,65 \cdot 10^4$ coulombios, equivale a la carga de 1 mol de electrones) para precipitar 1 mol de cobre metal:



Para cada metal, depende de su semirreacción de reducción, como por ejemplo:



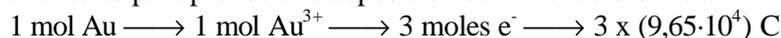
Cuando un mol de electrones reacciona con 1 mol de iones plata, pasa un faraday a través del circuito, y un mol de metal plata es depositado en un electrodo:



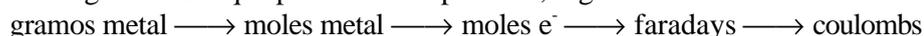
En el caso del oro:



Con un mol de iones Au^{3+} reaccionan 3 moles de electrones, pasando 3 faradays a través del circuito para provocar la deposición de 1 mol de oro metal:



Por tanto, si se conoce la cantidad de sustancia precipitada, se puede saber la cantidad de carga eléctrica que provocó su deposición, según la relación:



Sabiendo además que:

carga eléctrica = corriente eléctrica (intensidad) x intervalo de tiempo
(unidades: coulombs = amperios (=coulombios / s) x segundos),

a partir de la carga eléctrica y del tiempo de electrólisis, se puede determinar la intensidad de corriente. Y viceversa: si se conoce la intensidad de corriente y el tiempo de electrólisis se puede calcular la carga eléctrica y, por lo tanto, la cantidad de sustancia producida en un electrodo.

3. OBJETIVOS DE LA PRÁCTICA

Los objetivos principales son dos:

- Provocar la electrodeposición de una capa de metal para recubrir un objeto metálico de naturaleza distinta por electrólisis y cuantificar la cantidad depositada mediante gravimetría.

- Calcular la carga y la intensidad de corriente necesarias para provocar la deposición de una cantidad concreta del metal.

3.1. Material y reactivos necesarios

Los materiales necesarios para la práctica se muestran en la Figura 1.



Figura 1. *Materiales necesarios: pila, cables, objeto a recubrir, lámina de cobre, vaso de precipitados y disolución 1,0 M de sulfato de cobre, CuSO₄.*

3.2. Parte experimental

Se pretende determinar, experimentalmente, la cantidad de cobre metal que se deposita sobre el objeto problema, cuando se somete a electrólisis en una disolución acuosa de CuSO_4 1,0 M, haciendo pasar una corriente constante durante 30 min y en presencia de un electrodo de Cu metal como ánodo.

- Procedimiento:

- Se pesa el objeto que se quiere recubrir.
- En el vaso de precipitados se introduce la disolución de CuSO_4 1,0 M.
- Se conecta la lámina de cobre, mediante un cable, al polo positivo de la pila voltaica.
- Se conecta el objeto a recubrir, mediante un cable, al polo negativo de la pila voltaica.
- El objeto a recubrir y la lámina de cobre se introducen en la disolución de CuSO_4 .
- Transcurridos 30 minutos se desconecta la pila.
- Se retira el objeto recubierto de cobre y se lleva 5 minutos a la estufa.
- Una vez frío se pesa y, por diferencia, se determina la cantidad de cobre que se ha depositado sobre el objeto.
- La disolución de sulfato de cobre CuSO_4 se recoge de nuevo en el recipiente para reutilizarla. Finalmente, se lava el material.

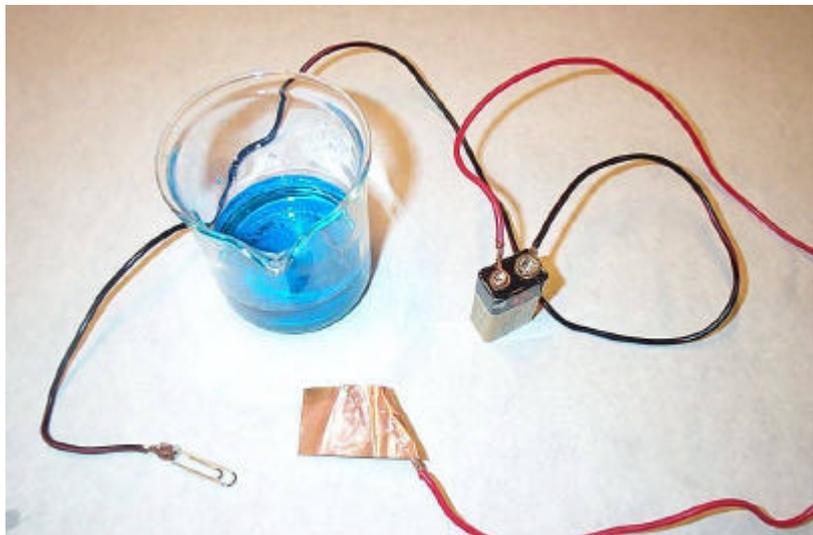


Figura 2. *Dispositivo experimental.*

A partir de los datos experimentales, se calcula la carga necesaria para realizar la deposición y la intensidad de corriente que circuló durante el proceso de electrólisis.



Figura 3. *Desarrollo de la electrodeposición.*



Figura 4. *Resultado de la electrodeposición.*

REFERENCIAS

1. K.W. Whitten, R.E. Davis y M.L. Peck, *Química General*, Ed. McGraw-Hill, Madrid (1998).
2. S. Esteban y R. Navarro, *Química General*, Ed. U.N.E.D., Madrid (1991)
3. W.L. Masterton, E.J. Slowinski y C.L. Stanitski, *Química General Superior*, Ed. McGraw-Hill, México (1991).

CONSTRUCCIÓN DE UN MINIAPARATO DE ELECTROFORESIS A PARTIR DE OBJETOS DE USO COTIDIANO

Ana Elizabeth Domínguez Pérez, Marta Rodríguez Pérez

Departamento de Química Inorgánica, Universidad Nacional Autónoma de México
04510-México, D.F. roperez@servidor.unam.mx

Se emplean sustancias y objetos de uso cotidiano, como grafito para lapiceros y pilas comerciales, para la construcción de un aparato de electroforesis simplificado y a mini escala. Este dispositivo se puede emplear para iniciar la construcción de conceptos abstractos, como acidez y basicidad, uso de indicadores, hidrólisis, migración de partículas cargadas (electroforesis), a partir de fenómenos observables como son los cambios de color. Se presentan muestras de ejercicios realizados con estudiantes de los primeros semestres de la licenciatura en Química de la U.N.A.M..

1. INTRODUCCIÓN

Una de las formas de trabajo que se han utilizado para despertar el interés de los estudiantes en el área de las ciencias, consiste en tratar de relacionar éste campo con acontecimientos, sustancias y aparatos de la vida cotidiana, cuya cercanía puede ayudar para que se inicie la construcción de algunos conceptos básicos.

La presentación de conceptos químicos, que se hace tradicionalmente desde la exposición verbal y teórica en clase, ha mostrado que es difícil de comprender para un sector importante de estudiantes (1).

Hay algunas propuestas que demuestran que estas dificultades de comprensión están relacionadas con la capacidad de abstracción, en muchos casos no desarrollada suficientemente, por lo que sería aconsejable partir de la observación de aspectos concretos, como pueden ser las actividades y los ejercicios de laboratorio, y propiciar, a partir de ello, la búsqueda de explicaciones y la formulación de hipótesis de lo que ocurre a escala microscópica (1,2).

Así, una de las tareas más importantes de los docentes será la de buscar y diseñar actividades a partir de las cuales sea posible presentar manifestaciones tangibles de fenómenos microscópicos no observables de manera directa, para contribuir con ello a una mejor aproximación en la construcción de modelos alternativos, correspondientes a conceptos abstractos.

De acuerdo con todo esto se diseñó un mini aparato simplificado para electroforesis. Considerando algunos propuestos por otros autores (3,4), se emplearon objetos de uso cotidiano, como el grafito para lapiceros y pilas de 9 y 12 V. Este dispositivo se puede utilizar para introducir temas como hidrólisis, acidez y basicidad, uso de indicadores, migración de partículas cargadas (electroforesis) y otros.

La construcción es fácil y de bajo costo, con lo que se puede solicitar a cada estudiante que construya y opere su propio aparato y esto parece agregar interés y mayor participación.

2. ELECTROFORESIS

Uno de los trabajos más antiguos sobre estudios de desplazamiento de sustancias a través de un campo eléctrico está firmado por Reuss (5) quien, en 1809, observó que, al hacer pasar la corriente a través de dos tubos de vidrio llenos de agua y colocados verticalmente en un lecho de arena húmeda, se producía un enturbiamiento en el tubo que contenía el polo positivo, debido a la migración de pequeñísimas partículas de arena que adquirirían carga eléctrica durante el paso de la corriente.

En 1853 Hittorf publicó un trabajo sobre el estudio de la medida de la movilidad de las partículas por la acción de la corriente eléctrica. Unos treinta años después, Lodge y Arrhenius publicaron trabajos sobre el uso de la gelatina como estabilizante y el comportamiento de iones inorgánicos.

Entre 1924 y 1927 Kendall hizo estudios sobre separación de isótopos, tierras raras, o zirconio y hafnio, aplicando métodos electroforéticos.

Alrededor de 1937, König propuso el empleo de papel de filtro como medio de soporte para la electroforesis y en 1939, junto con Von Klobusitzky, publicó un trabajo sobre la separación electroforética del veneno de serpiente yarará, en el que emplearon trozos de papel de filtro, denominando a sus técnicas como electrocapilograma y electrocromatografía.

La combinación de cromatografía y electroforesis ha resultado de gran utilidad, sobre todo para separar sustancias que tienen iguales coeficientes de absorción pero diferente comportamiento electroforético. A esta asociación de técnicas se denomina electrocromatografía.

A partir de 1955 empezaron a publicarse los primeros libros sobre el tema.

La electrotransportación de partículas cargadas, cuando están en solución, a través de un campo eléctrico, ha recibido diferentes nombres según los autores, variantes y aplicaciones diversas de la técnica (6).

Uno de los primeros términos, empleado por Hardy fue cataforesis; más tarde se introdujo el de electroforesis. Este término, en general, se refería a migración de partículas de elevado peso molecular y el de ionoforesis se aplicaba al desplazamiento de iones pequeños.

Otros términos empleados fueron: análisis capilar (para papel filtro), electroferografía, electropapirografía, electrocromatoforesis, electrocromatografía, etc. Sin embargo, el que resulta ser más universalmente aceptado es el de electroforesis, acompañado del nombre del material de soporte, por ejemplo electroforesis en papel, electroforesis en geles, etc.

3. CONSTRUCCIÓN DEL MINIAPARATO

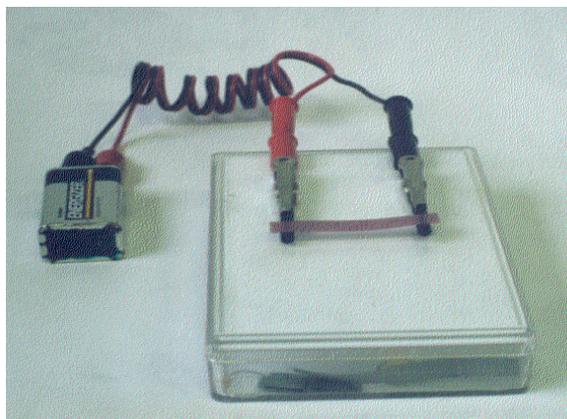


Figura 1. *Un modelo de mini aparato de electroforesis.*

En el aparato de electroforesis simplificado se han eliminado los recipientes para contener electrolitos y el material de soporte son tiras de papel filtro. Los electrodos son de grafito, pero pueden ser de otros materiales como alambre de cobre ó platino.

Los materiales que se requieren son: pinzas dentadas (caimanes) para pasar corriente con cable, una pila de 12 V y otra de 9 V, tiras de papel de filtro de 1cm de ancho y 8 cm de largo, grafito para lapiceros de diferentes calibres y 5 cm de largo.

Para ensamblar el aparato, se colocan dos electrodos de grafito sostenidos por las pinzas dentadas y se fijan sobre un soporte que permita mantenerlos a la misma altura, sobre la superficie de trabajo y en forma paralela. El cable de cada pinza se conecta a cada uno de los polos de la pila o fuente de poder.

4. OPERACIÓN DEL MINIAPARATO

Las tiras de papel pueden ser preparadas por los estudiantes o bien utilizar papeles indicadores comerciales. Para preparar las tiras se requieren soluciones de azul de tornasol, indicador universal u otros indicadores de que se disponga; en todo caso hay que prepararlas con algunos días de anticipación pues en el momento de usarse han de estar secas.

Se marca con lápiz en los extremos de la tira un signo (+) y uno (-), según el polo al que esté conectada la pinza correspondiente. Posteriormente, se humedece ligeramente la tira con agua destilada, lo cual puede hacerse con un gotero de punta fina o un capilar para evitar el exceso de líquido. En caso de exceso de líquido, se puede eliminar presionando la tira entre hojas de papel filtro.

Una vez humedecida la tira de papel, se coloca sobre los electrodos de manera que quede suspendida entre ellos, sin tocar ninguna otra superficie, y se conectan los cables. Se permite la acción de la corriente durante cinco a diez minutos, tiempo después del cual podrán observarse cambios de color en las tiras.

A partir de aquí pueden hacerse nuevos intentos, probando con modificaciones de voltajes, calibres de electrodos, tiempo de exposición, distancia entre los electrodos y otras variables que se decida observar.

5. COMENTARIOS

La migración electroforética de partículas se puede modificar por la incidencia de algunos factores como evaporación, capilaridad (poro del papel), temperatura y otros, que tienen efecto sobre la migración y velocidad de los desplazamientos de partículas en el campo electroforético. Sin embargo, todos estos factores se ven considerablemente reducidos gracias a las pequeñas dimensiones del dispositivo que aquí se propone.

Es conveniente que, una vez familiarizados con los conceptos y experiencias electroforéticas, se les proporcione a los alumnos la posibilidad de conocer un aparato profesional en operación.

6. CONSIDERACIONES PEDAGÓGICAS

A partir del uso de dispositivos como el que aquí se describe, se puede acceder a una amplia gama de aprendizajes que van desde el desarrollo de habilidades motoras de coordinación fina hasta ejercicios de abstracción y de observación.

Es muy importante que, a partir del análisis de lo observado, puedan plantearse preguntas y se intente dar explicaciones que lleven a descubrir, o a comprender mejor lo que ocurre con la electrólisis del agua y el comportamiento de H^+ y OH^- como partículas cargadas en un campo electroforético.

De los cambios de color de los papeles indicadores de acidez y basicidad puede inferirse cuál es el papel de estas sustancias, tan comúnmente empleadas en diversos experimentos.

Hay muchas posibilidades de aplicación de esta técnica. Por ejemplo, la ionoforesis de soluciones incoloras (como nitrato de plomo) que posteriormente al tratamiento se “revelan” con reactivos que produzcan color (yoduro de potasio para el nitrato de plomo), indicando la posición de por lo menos uno de los iones en estudio (que aparecerá en la tira hacia la zona en que haya migrado).

La ventaja de jugar con las diversas variables es permitir la introducción de uno de los aspectos más frecuentes que permiten regular avances de los trabajos de investigación.

En resumen, y con base en la experiencia docente propuesta, se propone:

- Propiciar el diseño de estrategias de enseñanza-aprendizaje como estrategias educativas que permitan incrementar el interés de docentes y estudiantes para lograr el avance en la construcción de conceptos básicos.
- Que, a partir de actividades que permitan la observación macroscópica, se intente la formulación de explicaciones a nivel microscópico y, por tanto, propiciar ejercicios de abstracción.
- Que el experimento o el ejercicio de laboratorio se tomen como punto de partida para intentar la construcción de conceptos abstractos por medio de la reflexión, la confrontación y la explicación.

Todo esto promoverá el desarrollo del pensamiento hipotético-deductivo, que se considera como herramienta esencial en la construcción de los saberes técnico científicos.

BIBLIOGRAFÍA

1. J.D. Herron, *J. Chem. Educ.*, **1975**, Vol. 52, 146-50.
2. R. Good, *J. Chem. Educ.*, **1978**, Vol. 55, 688-93.
3. E.L. Durrum, *J. Am. Chem. Soc.*, **1950**, Vol. 72, 2943-48.
4. J.D. Herron, *J. Chem. Educ.*, **1969**, Vol. 46, 527.
5. M. Lederer, *An Introduction to paper electrophoresis and related methods*, 2nd impression, Ed. Elsevier, Amsterdam (1957).
6. *Electrophoresis Theory*, Bio-Rad Laboratories Brochure of January (1982).

QUÍMICA DIVERTIDA: EXPERIENCIAS DE CÁTEDRA QUÍMICA PARA ESTUDIANTES DE NIVEL MEDIO

*Consuelo García Manrique, Guillermina Salazar Vela,
Michelle Hernández Arganis, Joaquín Barroso Flores*
Departamento de Química Orgánica, Facultad de Química
Universidad Nacional Autónoma de México
Ciudad Universitaria s/n, Delg. Coyoacan, 4510-México D.F.
cgarcía@servidor.unam.mx

Para muchos estudiante de bachillerato la Química es una materia árida e inútil y para los de nivel básico la palabra Química suele resultar ajena e incomprensible. El presente trabajo tiene como propósito despertar el interés y el gusto hacia la Química en los alumnos que están en la etapa adolescente, mediante una presentación donde, a través de ejemplos y experiencias de cátedra sencillas y divertidas, se puedan ilustrar y relacionar con la vida cotidiana, algunos principios básicos como: concepto de Química y materia, cambios químicos y físicos, reacciones ácido-base, de oxidación-reducción y polimerización.

1. INTRODUCCIÓN

Durante los últimos tiempos el pensamiento y el sentir de las personas ajenas a la Química ha tendido a ser negativo. La sociedad en general tiene la creencia de que es una ciencia nociva, destructiva y dañina. La relacionan con contaminantes, explosivos, armas nucleares, o creen que los conservadores utilizados en la industria de los alimentos y los medicamentos que nos alivian de las enfermedades, al no ser de origen natural y contener “sustancias químicas”, son tóxicos para el organismo.

Por esto, es fundamental explicarles que la Química forma parte de nuestro entorno, de nuestra vida cotidiana, de nuestro cuerpo; nos explica los fenómenos que ocurren a nuestro alrededor y nos ayuda a aprovecharlos en nuestro beneficio.

Ejemplos muy sencillos de esto son los procesos mediante los cuales se fabrican las telas con las que se confecciona la ropa que usamos (que pueden ser de fibras sintéticas o naturales), la obtención de productos de limpieza como los jabones y detergentes, los productos de belleza, las medicinas para combatir enfermedades y mitigar el dolor, o la combustión de la gasolina para que se muevan los automóviles. Incluso al cocinar los alimentos que ingerimos diariamente, estamos realizando Química. Nosotros mismos respiramos, nos movemos y hablamos gracias a procesos químicos que ocurren dentro de nuestro cuerpo.

Por lo anterior, y con el propósito de fortalecer y dignificar la imagen de la Química, e incidir en la población de alumnos adolescentes para fomentar el interés y

el estudio de esta ciencia tan importante, se diseñó este conjunto de experiencias de cátedra química, relacionándolas con ejemplos de la vida cotidiana.

2. OBJETIVOS

Los objetivos fundamentales con estas actividades son:

-Introducir a los estudiantes de nivel medio y medio superior al estudio de la Química, mediante experiencias de cátedra sencillas, llamativas y divertidas, relacionándolas con ejemplos de la vida cotidiana.

- Despertar el interés de la población estudiantil en edad adolescente hacia la Química.

- Mejorar la imagen de la Química.

3. METODOLOGÍA

El presente proyecto se llevó a cabo a través de las siguientes etapas:

- Determinación de los conceptos químicos que se quieren transmitir.
- Consulta bibliográfica para seleccionar el material que ilustre los conceptos químicos que deseamos presentar, tomando en cuenta que sean experiencias de cátedra de fácil realización, llamativas, divertidas y que no pongan en riesgo la seguridad de los alumnos.
- Realización en el laboratorio de las experiencias de cátedra para comprobar su reproducibilidad.
- Diseño y estructuración del formato de la presentación y el guión a seguir.
- Presentación de las experiencias de cátedra en colegios de la ciudad de México y en la Expo-Química 2001.

3.1. Conceptos químicos

Los conceptos que se abordan son:

1. Definición de Química y materia; estados de agregación de la materia, y cambios físicos y químicos.

2. Concepto de reacción química e ilustración de algunos de los cambios químicos que sufre la materia mediante las siguientes reacciones:

- i. ácido-base,
- ii. de oxido-reducción,
- iii. de polimerización.

3.2. Experiencias de cátedra seleccionadas

1. Cambios físicos y cambios químicos:

- Columna de CO₂.

- Flor de vidrio.
- Vapores de yodo.
- Espuma de carbón.
- Lluvia de oro.
- Pasta de dientes para elefantes.

2. Concepto de reacción química:

a) Reacciones ácido-base:

- Reacciones de neutralización e indicadores ácido-base.
- Inflado químico de un globo.

b) Reacciones de oxido-reducción:

- Resplandor azul.
- Juegos de fuego.
- Nieve en alambres.
- Oxidación y reducción del cobre.

c) Reacción de Polimerización:

- La pelota que rebota.

Aunque todos los experimentos anteriores fueron diseñados y reproducidos en el laboratorio, en el presente trabajo vamos a mostrar sólo una experiencia de cátedra por cada concepto que deseamos ilustrar.

4. PRESENTACIÓN

La Química es la Ciencia que estudia la materia, su comportamiento y sus transformaciones. La materia es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio; por ello, todo lo que existe a nuestro alrededor está formado de materia.

La materia se presenta en tres formas principales: sólido, líquido y gas. A estas tres formas de la materia se les llama “estados de agregación de la materia”. Algunos ejemplos son : sólido-piedra, líquido-agua y gas-aire.

La materia sufre cambios y éstos pueden ser clasificados como físicos ó químicos. Un cambio físico es aquel en el cual la materia cambia su apariencia pero no su composición; es decir, sigue siendo la misma materia y no cambian sus propiedades. Un ejemplo de esto es lo que sucede al colocar un vaso con agua en el congelador; en el que el agua se convierte en hielo y, si lo calentamos hasta que hierva, se vuelve vapor. El hielo y el vapor siguen siendo agua pero en diferente estado físico de la materia.

4.1. Demostración experimental: Columna de CO₂

Observaciones: Dos probetas, una llena con un líquido amarillo, la otra con un líquido rosado y ambas burbujeando vigorosamente.

Procedimiento: Se llenan las probetas con agua; en una se disuelve dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) y en la otra permanganato de potasio ($KMnO_4$), para dar color a las soluciones, amarillo y rosa, respectivamente. Finalmente se adicionan pedazos de hielo seco a cada probeta.

Explicación del experimento: El agua de las probetas, que se encuentra a temperatura ambiente, tiene mayor temperatura que el hielo seco; por lo tanto, al entrar en contacto ambos, el sistema tiende a alcanzar un equilibrio térmico, con lo que se produce un flujo de energía calorífica del agua al hielo seco. Este flujo de calor es suficiente para dar la energía necesaria al hielo seco, para que pase de su forma sólida a su forma gaseosa (1). Al cambio físico en el que un sólido se vuelve gas, se le conoce como sublimación. En este experimento el CO_2 se sublima; es decir, sigue siendo CO_2 , únicamente cambia de estado al pasar de sólido a gas. El hielo seco es un gas llamado CO_2 , que se licúa y se convierte en una sustancia sólida muy fría ($-80\text{ }^\circ\text{C}$) que, por lo mismo, se emplea como refrigerante. Un ejemplo de esto serían los carritos donde se expenden helados, donde se coloca hielo seco para mantenerlos fríos.

La materia también sufre cambios químicos. Estos, son aquéllos en los que cambia la estructura interna de la materia; es decir, las sustancias se transforman en otras totalmente diferentes, con propiedades distintas a las que tenían originalmente. Al proceso mediante el cual se da este cambio se le llama reacción química.

En resumen, podemos decir que una reacción química ocurre cuando una o más sustancias se combinan y se transforman en sustancias completamente diferentes a las que eran originalmente.

Las reacciones químicas, en algunas ocasiones, producen cambios de coloración, desprendimiento de calor o gases, formación de sólidos, explosiones, etc. Un ejemplo de reacción química que todos hemos observado, es el burbujeo que se produce en un vaso con agua, al añadir un comprimido de alka-Seltzer (medicamento de uso común para el malestar estomacal). El burbujeo se debe a una reacción química entre dos de las sustancias que contiene la pastilla (ácido cítrico y bicarbonato de sodio) que, al ser disueltas en el agua, liberan un gas, en forma de burbujas, que se llama dióxido de carbono (CO_2).

4.2. Demostración experimental: Pasta de dientes para elefantes

Observaciones: De una probeta de 1L, se desborda abundantemente y con fuerza espuma coloreada y vapor.

Procedimiento: Se adiciona a una probeta peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) en solución acuosa al 30%, detergente líquido y unas gotas de colorante vegetal. Sobre esta mezcla se vierte una solución saturada de yoduro de potasio (KI). El cambio de color y la producción de espuma se observan de inmediato.

Explicación del experimento: El yoduro de potasio reacciona con el agua oxigenada liberando H_2 en forma de gas. Este gas, al pasar por el detergente, genera la

espuma que se desborda de la probeta. El cambio de color de la mezcla a rojizo se debe a la presencia de yodo libre (2).

El yodo en solución se usa generalmente como desinfectante de frutas y verduras, mientras que el agua oxigenada diluida se aplica sobre las heridas leves, provocadas por raspaduras, teniendo el mismo efecto desinfectante.

4.3. Demostración experimental: Reacción de neutralización e indicadores ácido-base

Observaciones: Tres vasos con líquidos incoloros, que son fenolftaleína en agua, hidróxido de sodio concentrado y ácido clorhídrico concentrado.

Procedimiento: Se vierte la fenolftaleína sobre el hidróxido de sodio, la solución adquiere un color rosa y se adiciona ácido clorhídrico para que se torne nuevamente incolora.

Explicación del experimento: La fenolftaleína es un indicador ácido-base que, al estar en contacto con una base como el hidróxido de sodio, le imparte a la solución una coloración rosa, mientras que, al contacto con un ácido, la solución permanece incolora. El exceso de ácido que agregamos reacciona con la fenolftaleína, volviendo la solución incolora (3). Las reacciones son:



Un tipo importante de reacciones químicas es el que se da entre ácidos y bases. Generalmente, se dice que un ácido es una sustancia que tiene un sabor “agrio”, mientras que una base es una sustancia con sabor “amargo”. Por ejemplo el limón sabe agrio porque contiene ácido cítrico y el vinagre también es agrio porque es ácido acético disuelto en agua. El amoníaco y los jabones que se utilizan como limpiadores son sustancias básicas que tienen sabor amargo. La mayoría de los ácidos y las bases son sustancias tóxicas, no se deben probar y mucho menos ingerir y, al ponerse en contacto con la piel, algunos causan quemaduras.

El ejemplo que dimos antes sobre el Alka-Seltzer, sirve también para ilustrar la reacción entre un ácido y una base. Cuando se tiene acidez estomacal, se debe a la presencia en exceso de ácido y, al ingerir el Alka-Seltzer, que tiene bicarbonato de sodio, que es una base, llevamos a cabo una reacción ácido-base en el interior del estómago, eliminándose el exceso de ácido:



Las reacciones entre ácidos y bases producen una sal y agua. Para determinar si una sustancia es un ácido o una base, se requiere de una tercera sustancia llamada indicador que presenta una coloración distinta al estar frente a un ácido o una base.

4.4. Demostración experimental: Juegos de fuego

Observaciones: A dos morteros, con diferentes sustancias cada uno, se les prendió fuego y ambos resplandecieron con una leve explosión, desprendiendo humo de color amarillo y azul.

Procedimiento: Colocar en un mortero clorato de potasio, oxalato de sodio, carbón y azufre, en el otro mortero: sulfato de cobre, azufre, clorato de potasio y carbón. Prender fuego a ambos morteros.

Explicación del experimento: La oxidación y la reducción a la llama de algunas sustancias químicas producen luz de colores, como en el caso del sodio, que es de color amarilla, y el del cobre, que es de color azul (1).

La materia está compuesta por átomos y éstos, a su vez, por electrones y protones. Los protones tienen carga positiva y están en el núcleo, mientras que los electrones tienen carga negativa, giran alrededor del núcleo y son los responsables de los fenómenos eléctricos. Esto lo podemos comparar con el sistema solar, en el que el Sol es el núcleo y los planetas son los electrones.

El intercambio de electrones de los átomos de una sustancia a los átomos de otra, es lo que conocemos como reacción de oxidación-reducción. Cuando un átomo pierde electrones se dice que se oxida y cuando los gana que se reduce. Siempre que un átomo oxida otro, tiene que reducirse, puesto que pasan los electrones de un átomo a otro. Por ejemplo, las pilas generan electricidad gracias a reacciones de oxidación-reducción. El hecho de que la plata se ponga negra es debido a que se oxida al contacto con el aire y la humedad que se encuentra en él. Cuando dejamos una manzana expuesta al aire después de haberla mordido, el hierro que contiene se oxida y por eso se pone la manzana de color café.

4.5. Demostración experimental: La pelota que rebota

Observaciones: Cada alumno manufactura su propia pelota de hule.

Procedimiento: Se da a cada alumno un abatelenguas⁵, un vaso de plástico con agua caliente y borax para que lo disuelvan, cuando la disolución está hecha se adicionan dos cucharadas de pegamento blanco y se revuelve la mezcla hasta que endurezca. Se saca del recipiente y se moldea con la mano, ya frío y totalmente endurecido se comprueba que sí rebota (6).

⁵ Término usado en México con el que se denomina al depresor que utilizan los médicos para aplicar a la base de la lengua con objeto de observar la cavidad faríngea.

Los polímeros son compuestos que contienen miles e incluso hasta millones de moléculas idénticas unidas entre sí. Los polímeros más comunes que vemos son los plásticos. Existen diferentes tipos de plásticos, unos son flexibles, como los que se usan para manufacturar bolsas, y otros rígidos ó duros, como los que se utilizan en los envases para comidas y bebidas, juguetes, etc. Otros incluso rebotan, como las pelotas de hule. Otros tipos de polímeros son los que se encuentran en forma semisólida, como los pegamentos, o bien los que se presentan en forma de fibras como el nylon y el poliéster. En la naturaleza existen también polímeros como el algodón, lino, celulosa y almidón.

5. RESULTADOS

En el diseño y presentación de las experiencias de cátedra colaboraron dos alumnos de servicio social, quienes realizaron doce presentaciones en colegios del Sur de la ciudad de México. El proyecto estaba diseñado para alumnos de nivel medio y medio superior pero, al hacer las presentaciones, los directores de los Centros nos solicitaron que también incluyéramos a los de nivel básico. De esta forma, captamos la atención de 445 alumnos desde el 4º grado de primaria al 3º de secundaria y un grupo de bachillerato. En general, la respuesta de los alumnos hacia las presentaciones de las experiencias de cátedra fue positiva, en especial en las escuelas primarias, donde los alumnos nunca habían estado en contacto con un laboratorio, por lo que el observar este tipo de experimentos de Química relacionados con la vida cotidiana, resulta totalmente novedoso y llamativo. Las opiniones y comentarios de los alumnos recogidas al momento de las presentaciones fueron muy valiosas porque con esto se fueron seleccionando las experiencias de cátedra que más les agradaron para planear futuras presentaciones. Las preguntas que les hicimos, al azar, nos permitieron comprobar que habían comprendido algunos de los conceptos químicos presentados.

Los niños de primaria realizaron dibujos sobre los experimentos que más les habían gustado, e incluso varios querían saber qué material debían conseguir para poder realizarlos en sus casas y mostrárselos a sus padres. Los alumnos de secundaria manifestaron que los experimentos que más les gustaron fueron la pelota que rebota y los juegos de fuego.

Algunas de las opiniones de los alumnos rescatadas por escrito, se transcriben textualmente a continuación.

“ Me gustó saber de la Química. Unos experimentos muy buenos, todo me gustó y yo pienso que es muy divertido aprender la Química. Aunque es difícil, es bonita; muchas felicidades por venir a enseñarnos tanto y en un idioma comprensible. Gracias por la pelota”.

“Creo que no es aburrida ni fea la Química”.

“Quiero decirles que había cosas que no sabía, pero les agradezco por enseñármelo y todo lo que aprendí estuvo muy interesante”.

“Todo estuvo padrísimo, ahora se que la Química no es ni aburrida ni difícil”.

“Estuvo súper divertida, ojalá nos den la clase de Química como ustedes”.

“La verdad está muy *cool*, pues me pareció fabuloso cuando descompusieron el azúcar, lo del hielo seco estuvo genial”.

6. CONCLUSIONES

El realizar las experiencias de cátedra química a nivel básico y medio, resulta de gran valía para incidir en la formación de los niños y jóvenes y, así, despertar su interés científico, ya que la información que han recibido la mayoría de ellos a esta temprana edad, a través de los medio de comunicación, el hogar, los compañeros de clase y hasta en algunas ocasiones por comentarios incorrectos de los profesores en el aula, no es lo suficientemente clara, tanto en lenguaje como en conceptos y da como resultado que se vaya distorsionando la imagen de la Química, que pierdan interés y se incremente el temor de los niños y adolescentes hacia esta Ciencia.

Es importante que, al diseñar las experiencias de cátedra, sean de fácil realización, llamativas, dinámicas y que, al hacer la presentación, se redacte un guión en un lenguaje claro, dándole un pequeño matiz de juego, sin llegar a desquebrajar el orden y el sentido educativo. Lograr relacionar este tipo de experiencias de cátedra con la vida cotidiana, permite que el aprendizaje de esta Ciencia sea más sencillo y no la vean como una Ciencia aislada e inútil. Es recomendable, dada la edad de los alumnos, que los grupos en los que se van a hacer las presentaciones, sean aproximadamente de 10 y 15 alumnos, con la finalidad de mantenerlos relativamente cerca de la mesa donde se realizan los experimentos, evitando así que los alumnos se distraigan y caigan en el desorden y apatía.

De los resultados obtenidos a lo largo de estas presentaciones, fue muy satisfactorio observar el entusiasmo que despertaron las experiencias de cátedra en la mayoría de los alumnos, así como el haber podido transmitirles algunos principios básicos de Química en una forma distinta, divertida y, al mismo tiempo, relacionados con la vida cotidiana.

BIBLIOGRAFÍA

1. L.A. Ford, *Mágica Química*, Ed. Diana, México (1991).
2. D.C. Harris, *Análisis Químico Cuantitativo*, Grupo Editorial Iberoamérica (1992).
3. Carrillo Chávez *et al.*, *Química General*, Laboratorio y taller, U.N.A.M. (1990).
4. J. Van Cleave, *Química para niños y jóvenes*, Ed. Limusa, México D.F. (1996).
5. A. Garritz y J.A. Chamizo, *Tú y la Química*, Ed. Pearson, México (2001).
6. <http://boyles.sdmt.edu/tpaste/elephants.htm>

LA PREPARACIÓN DE HALUROS DE COBRE (I) COMO MODELO DE PROCEDIMIENTOS SINTÉTICOS DE BAJO IMPACTO MEDIOAMBIENTAL

*María de los Remedios Pedrosa, Rafael Aguado, Susana Arnáiz,
María Lozano, Francisco Javier Arnáiz*

Departamento de Química, Universidad de Burgos
Plaza Misael Bañuelos s/n, 09001-Burgos. e-mail: mpedrosa@ubu.es

Se analiza la síntesis, a pequeña escala, de CuCl y CuI, como ejemplo de actuaciones en el laboratorio para introducir los principios de la Química Verde.

1. INTRODUCCIÓN

La necesidad de la implantación, a nivel industrial, de nuevos procesos de preparación de productos químicos de bajo impacto medioambiental es universalmente reconocida, y se sitúa en el contexto del 'desarrollo sostenible'. Así, uno de los objetivos de la investigación química de hoy es el desarrollo de nuevos métodos de producción más limpios que los actuales, a la par que económicamente viables.

El horizonte hacia el que debe de moverse la Química, 'química verde', con frecuencia choca frontalmente con los dictados de la economía de libre mercado. Pero este proceso es sin duda imparable, en buena medida, por la creciente presión social para evitar la degradación del medio ambiente. Consecuentemente, una de las prioridades de la educación química es la mentalización y capacitación de los estudiantes, futuros profesionales del mundo de la producción, para actuar en el sentido apuntado.

Es de notar que, en muchos casos, la mejora de los métodos de producción actualmente vigentes no requiere esperar el descubrimiento previo de nuevos procedimientos sintéticos, sino simplemente la aplicación racional del conocimiento existente. Para ilustrar esto, se propone aquí la síntesis de dos haluros de cobre (I), CuCl y CuI, como ejemplo de un modo racional de proceder en situaciones concretas.

2. PREPARACION DE CuCl

2.1. Planteamiento del problema

El problema consiste en la preparación de CuCl en el laboratorio, generando la menor cantidad posible de subproductos, y suponiendo que disponemos únicamente de las siguientes fuentes de cobre: Cu metal, CuO y CuSO₄·5 H₂O.

2.2. Procedimientos posibles, análisis de viabilidad y selección

Entre los métodos ideales de preparar CuCl, basados en la no generación de residuos (máxima economía atómica), cabe pensar en los siguientes:



La formación de CuCl es teóricamente posible, aunque el producto obtenido en condiciones normales es CuCl₂. El empleo de cloro y especialmente la necesidad de una temperatura suficientemente elevada para evitar la formación de CuCl₂ lo hacen desaconsejable a nivel de laboratorio.



La reacción también es posible. Aunque un examen de los potenciales de reducción estándar indique que, en medio acuoso, el Cu (I) se desproporciona a Cu (0) y Cu (II), la existencia de clorocomplejos y el conocimiento de sus propiedades sugieren no descartar esta posibilidad.



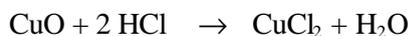
La reacción también es posible. A pesar de la baja solubilidad de CuCl en agua, puede aprovecharse la posibilidad de formación/descomposición de clorocomplejos. Es de notar que, aunque estrictamente hablando, la economía atómica es inferior a la de los procesos anteriores, el agua no puede considerarse como un subproducto indeseable.

De otro lado, un examen de las fuentes bibliográficas nos indica que el CuCl se puede preparar en el laboratorio de varias maneras, especialmente:

- Por reducción de CuSO₄ con SO₂, en presencia de iones cloruro (1).
- Por reducción de CuSO₄ con virutas de Cu, en presencia de NaCl o HCl (2).
- Por reducción de CuCl₂ con Na₂SO₃ (3).
- Por reducción de CuCl₂ con una amplia gama de productos inorgánicos, incluyendo el Cu (4), y orgánicos (5).

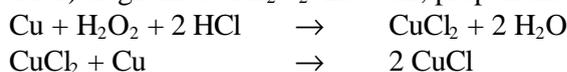
La combinación del análisis lógico (métodos ideales) y el conocimiento químico existente conduce, en primera aproximación, a descartar los métodos tradicionales mejor descritos en las fuentes bibliográficas, puesto que generan subproductos nocivos para el medio ambiente. Un análisis detallado de las posibles soluciones queda fuera del alcance de este trabajo pero, siguiendo la línea de razonamiento esbozada, se llega a soluciones como las que aquí se proponen para resolver el problema:

- Transformación de CuO en CuCl₂, seguido de reducción del CuCl₂ con Cu de acuerdo con las reacciones:



- Transformación de Cu en CuCl₂ mediante un oxidante limpio, seguido de reducción con Cu, como se refleja en el apartado anterior. Entre los oxidantes más limpios se hallan el oxígeno y el H₂O₂. Pero como la transformación completa del Cu en CuO por calentamiento al aire requiere

condiciones especiales (particularmente disponer del metal en estado de muy fina división) elegiremos el H_2O_2 . Es decir, proponemos la secuencia:



Obviamente, este procedimiento sólo sería aconsejable cuando la única fuente de cobre disponible fuese el cobre metal. Ensayaremos ambos procedimientos a pequeña escala.

2.3. Preparación de CuCl a partir de CuO y Cu

En un tubo de ensayo de 15x150 mm se tratan 200 mg de CuO con 1 mL de agua y 2 mL de HCl concentrado (aproximadamente al 35%). A la disolución resultante se añade 1 g de Cu finamente dividido (nota 1) y se acopla un globo limpio a la boca del tubo (nota 2). El tubo se sumerge en un baño de agua a ebullición, hasta que la disolución es prácticamente incolora (nota 3). La disolución clorhídrica de CuCl resultante se filtra (o simplemente se decanta) para separar el exceso de Cu , que se lava con dos porciones de 0,5 mL de HCl 6M. El filtrado y el líquido de lavado se recogen en otro tubo de ensayo similar, conteniendo 10 mL de agua destilada fría, preferiblemente desaireada para minimizar la reoxidación del CuCl . El precipitado blanco de CuCl que se produce de modo inmediato (nota 4) se filtra, se lava con agua y se seca a vacío (nota 5). Típicamente se obtienen entre 200 y 300 mg de CuCl en forma de polvo blanco microcristalino.

Notas:

1. Una bola de hilos finos de cobre de conductores eléctricos de desecho da excelentes resultados.
2. De este modo se evita el escape de algo de HCl , así como eventuales salpicaduras.
3. La disolución, inicialmente de color pardo oscuro debido a la presencia de clorocomplejos de Cu (II), se torna prácticamente incolora cuando todo el Cu (II) se ha transformado en Cu (I). El tiempo de reacción es fuertemente dependiente de la superficie del Cu en contacto con la disolución. Usualmente un periodo de 10 minutos es suficiente para completar la reacción. Es importante que la parte superior del tubo no se halle sometida a calentamiento directo para que pueda actuar como condensador de aire. Es de notar que el CuCl es blanco e insoluble en agua pero, en presencia de iones Cl^- , se forma el complejo incoloro $[\text{CuCl}_2]^-$. Así el CuCl es notablemente soluble en HCl 6M.
4. El $[\text{CuCl}_2]^-$ es poco estable de modo que, cuando la concentración de Cl^- es baja (la dilución aplicada reduce drásticamente la concentración de HCl), la disociación es casi completa con lo que precipita el CuCl .
5. Para un secado más rápido puede lavarse con acetona.

2.4. Preparación de CuCl a partir de Cu

De modo similar al anteriormente descrito se tratan 200 mg de Cu con 1 mL de H₂O y 2 mL de HCl 12 M. Seguidamente se añade, gota a gota y con agitación, H₂O₂ del 30% (¡Cuidado!, el uso de guantes y gafas es obligado ya que el H₂O₂ a esta concentración es muy agresivo para la piel y en el curso de la reacción se producen micro salpicaduras invisibles) hasta la completa disolución del Cu. A la disolución resultante se añade 1 g de Cu y se continúa el proceso como se describe en la sección precedente.

2.5. Reutilización de subproductos

El cobre que no ha reaccionado, una vez lavado y seco, se recupera para otros usos o similares preparaciones.

La disolución acuosa, esencialmente HCl diluido con pequeñas cantidades de Cu (I) y Cu (II), puede a su vez concentrarse por calentamiento hasta que comienza a destilar el azeótropo de punto de ebullición máximo H₂O-HCl. Se obtiene así una disolución residual aproximadamente 6M de HCl, conteniendo pequeñas cantidades de cloruros de cobre, que puede emplearse directamente para nuevas preparaciones.

Si para reducir el periodo de secado del CuCl se utiliza acetona, ésta puede recuperarse mediante destilación simple.

3. PREPARACION DE CuI

Un análisis similar, basado en los modos de síntesis de yoduro cuproso (6), permite la preparación de CuI a partir de los elementos, aprovechando la formación reversible de iodocupratos (7), como se indica a continuación:

En un tubo de ensayo de 15x150 mm se colocan 0,5 g de yodo, 5 g de NaI y 5 mL de H₂O. Se toma un hilo grueso de cobre, de unos 20-30 cm de largo y 1 mm de diámetro, se enrolla unos 10-15 cm por un extremo (se sugiere usar un lapicero o una varilla de vidrio) y se introduce por la parte enrollada en el tubo de ensayo. El tubo se sumerge en un baño de agua a punto de ebullición y se mantiene caliente hasta la desaparición del color rojo, moviendo ocasionalmente el hilo de cobre para facilitar la reacción (la operación dura unos 15-20 minutos).

Se extrae el hilo de cobre y se lava mediante agitación en un vaso que contiene unos 25 mL de agua a temperatura ambiente. Una vez seco se pesa el hilo de cobre. En una reacción típica, utilizando un hilo de cobre de 2,213 g y 502 mg de I₂, la pérdida de peso del hilo de cobre fue de 250 mg, siendo la pérdida teórica de 251 mg.

El contenido del tubo de ensayo se vierte en el mismo vaso de agua en que se lavó el hilo de cobre, apreciándose la inmediata precipitación de CuI. Se filtra el precipitado blanco de CuI, se lava con agua, luego con un poco de acetona o etanol, y se

deja secar al aire. Con 502 mg de I_2 se obtuvieron 675 mg de CuI, lo que supone un rendimiento del 90% respecto al I_2 .

Es de notar que en este procedimiento se utiliza una considerable cantidad de NaI, por lo que aparentemente es poco adecuado desde la perspectiva de la Química Verde. Sin embargo, la disolución de NaI resultante, que contiene aproximadamente el 10% del CuI formado, puede reutilizarse indefinidamente, previa concentración. Resulta así muy adecuado, a la par que sencillo, cuando se requiere con frecuencia CuI puro y recientemente preparado.

AGRADECIMIENTO

Se agradece la ayuda prestada por la Junta de Castilla y León, a través del proyecto UB03/02.

REFERENCIAS

1. G. Brauer, *Handbuch der Präparativen Anorganischen Chemie*, Ed. Ferdinand Enke, Stutgard (1954).
2. M. Denigés, *Comptes Rendus*, **1889**, Vol. 108, 567.
3. W.C. Fernelius, *Inorg. Synth.*, **1946**, Vol. 2, 1.
4. M. Gröger, *Z. Anorg. Chem.*, **1901**, Vol. 28, 160.
5. B.K. Vaidva, *Nature*, **1928**, Vol. 123, 414.
6. G.B. Kauffman y R.P. Pinnell, *Inorg. Synth.*, **1960**, Vol. 6, 3.
7. G.B. Kauffman, *Inorg. Synth.*, **1983**, Vol. 22, 101.

LAS BEBIDAS: PRODUCTOS COTIDIANOS EN LA ENSEÑANZA DE LA QUÍMICA

Ángel Blanco, Luis F. Garrido ¹, Carmelo Uruga, José Antonio Barea,
M^a. Carmen Guijarro, Francisco J. Guijarro, Rafaela Pozas, José Aldo Piano.

Grupo QUIMESCA (Química-Escuela-Casa). quimesca@yahoo.es

¹I.E.S. Portada Alta, Cómputa 31, 29007-Málaga

Las bebidas constituyen un conjunto de productos cotidianos de gran incidencia en nuestra vida, y especialmente en la de los adolescentes por su relación con las bebidas alcohólicas. Utilizando estos productos como centro de interés es posible abordar en las clases muchos conocimientos de Química y, a su vez, aspectos relacionados con la salud, la tecnología, el consumo, las relaciones sociales,... El Grupo Quimesca (Química-Escuela-Casa), adscrito al Centro de Profesorado de Málaga, trabaja en la elaboración de Cuadernos Didácticos sobre las bebidas para tratar objetivos y contenidos de las Ciencias de la Naturaleza en la E.S.O.. En este trabajo se presentan, concretamente, los Cuadernos referentes al Café, té y chocolate, sus contenidos y los criterios y referentes que se han tenido en cuenta para su elaboración.

1. INTRODUCCIÓN

El trabajo de nuestro grupo consiste en explorar las relaciones entre la Química que se enseña en la escuela y la vida cotidiana (1-3). Tratamos con este enfoque de potenciar la funcionalidad de los contenidos que se enseñan, que carecen a menudo de interés para los alumnos.

La desconexión que, normalmente, se produce entre la vida escolar y la vida cotidiana (4,5) lleva a que los mensajes, valores y actitudes que se transmiten desde la escuela, y desde fuera de ella, no sólo no sean complementarios sino que con frecuencia aparezcan del todo extraños e incluso antagónicos. Aunque parece que en los últimos años esta situación está comenzando a cambiar y son frecuentes las alusiones a la Química y la vida cotidiana (véase, por ejemplo, la referencia (5) o el propio hecho de que se realice esta Jornada), la Química escolar está todavía muy alejada de las situaciones de la vida diaria y de los aspectos prácticos si tenemos en cuenta los currículos y enfoques más generalizados (6).

Pensamos que la dimensión contextual y aplicada de la enseñanza de la Química, en consonancia con los enfoques Ciencia-Tecnología y Sociedad (C.T.S.), quizás sea la que mejor nos permita conectar con los intereses y expectativas de las alumnas y alumnos en la enseñanza obligatoria. Ejemplos de materiales curriculares que ponen de manifiesto estos planteamientos son los proyectos Nuffield de ciencia coordinada (7), y el *Salters Approach* (8). En España también pueden encontrarse algunos materiales didácticos con estos enfoques (9,10).

En esta línea nos planteamos los siguientes objetivos:

- Reflexionar sobre la dimensión contextual y aplicada de la Química, y su papel en una educación obligatoria.
- Desarrollar aspectos relativos al conocimiento y uso de materiales y productos de interés en la vida diaria.
- Relacionar contenidos de Química con materias transversales: educación ambiental, educación para la salud, educación del consumidor y usuario, etc.
- Colaborar en iniciativas de divulgación científica (11,12).
- Elaborar materiales didácticos para el profesor y para el aula.
- Difundir los materiales didácticos elaborados y evaluar su implementación.

2. ELABORACIÓN DE MATERIALES DIDÁCTICOS

La elaboración de materiales didácticos se ha convertido en el eje central del trabajo del grupo. En estos materiales, pretendemos concretar nuestras ideas sobre la relación entre la enseñanza de la Química y la vida cotidiana. Hemos escogido "las bebidas" como centro de interés por tratarse de una amplia variedad de productos de gran incidencia en la vida de los adolescentes, especialmente por su relación con las bebidas alcohólicas.

Se comenzó explorando las ideas, conocimientos e intereses que poseen los estudiantes de enseñanza secundaria obligatoria con respecto a las bebidas. Para ello se elaboró un cuestionario que fue pasado a 180 alumnos de 3º y 4º de E.S.O., en distintos centros educativos de Málaga y provincia. A partir de los datos extraídos de sus respuestas y de los objetivos que en el grupo teníamos planteados, se elaboró el esquema inicial de trabajo que se muestra en la figura 1.

Los apartados que se incluyen en el esquema muestran las vertientes del tema que se seleccionaron para ser desarrolladas posteriormente, proyectándose la elaboración de los siguientes *cuadernos didácticos*:

- El alcohol: Cerveza, vino y licores.
- Refrescos, zumos y licores sin alcohol.
- Café, té y chocolate.
- El agua.

Estos *cuadernos didácticos* tratan diferentes apartados recogidos en el esquema inicial de trabajo, y se presentan en forma de *Cuaderno del Profesor* y *Cuaderno de Actividades*.

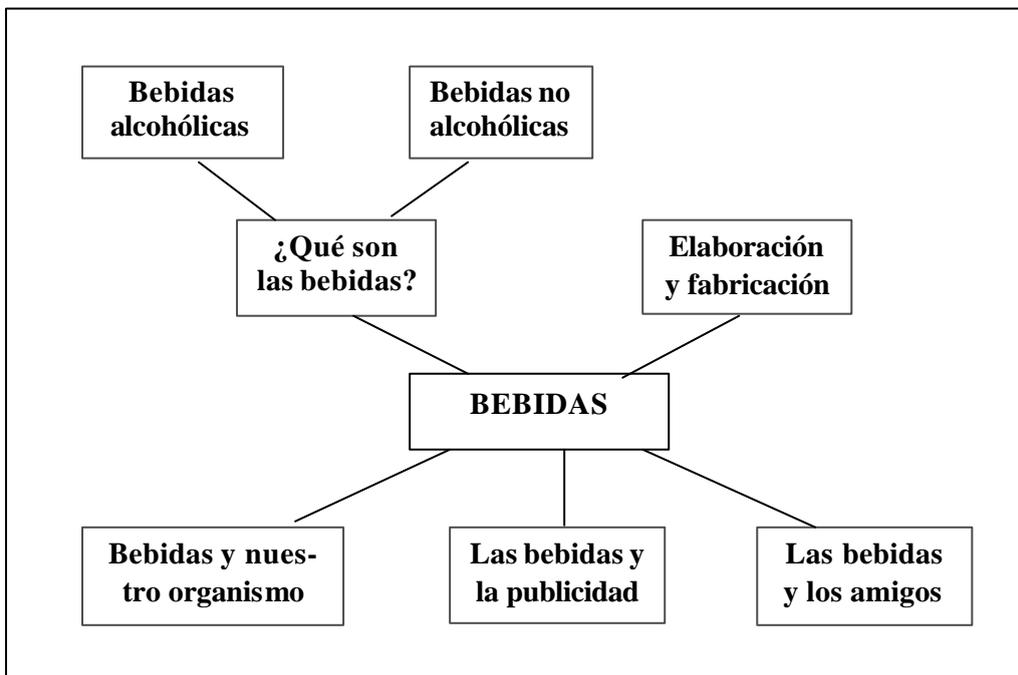


Figura 1. *Esquema inicial de trabajo.*

Con estos cuadernos didácticos pretendemos ofrecer:

a. Un conjunto de recursos para los profesores (informaciones, guiones didácticos) que les permita, sin ser especialistas, tratar estos aspectos con sus alumnos, bien como una unidad didáctica en sí misma, bien insertando actividades concretas de las que se proponen en el seno de otras unidades didácticas.

b. Materiales de aula en forma de programa de actividades, diseñados con un cierto grado de flexibilidad, para que se puedan tratar en diversos niveles educativos y con distintos enfoques.

A la hora de elaborar los contenidos y las actividades de enseñanza se han tenido en cuenta los siguientes criterios:

- Realizar un tratamiento interdisciplinar del tema escogido. Además de abordar los aspectos químicos de los productos que se estudian, se presta atención a las relaciones con otras áreas del currículum como Tecnología y Ciencias Sociales y materias transversales como la Educación Ambiental, Educación para la Salud y Educación del Consumidor y Usuario.

- Utilizar la “aplicabilidad en la vida diaria” como referente para la selección de los contenidos y el diseño de las actividades.

- Procurar que las actividades de enseñanza y aprendizaje sean variadas, tanto en su temática, como en las estrategias didácticas utilizadas en ellas (actividades individuales, en pequeños grupos, debates colectivos, actividades de reflexión, de lectura, de búsqueda e interpretación de información, experimentales,...).

3. CUADERNOS DIDÁCTICOS SOBRE EL CAFÉ, TÉ Y CHOCOLATE

3.1. ¿Por qué se han agrupado estos productos para su estudio?

A pesar de tener apariencias muy distintas, tanto en aspecto como en sabor, el café, el té y el chocolate comparten algo en común y es que su consumo produce, a partir de ciertas dosis, determinados efectos en nuestro organismo, por lo que son denominados productos excitantes.

Al hacerlo de esta forma, pretendemos que los alumnos centren su atención en la composición química más que en los aspectos externos de los productos y puedan asimilar más fácilmente algunas de las ideas que nos parecen importantes, tales como:

- El café, el té y el chocolate contienen sustancias excitantes denominadas cafeína, teofilina y teobromina, respectivamente.
- Las propiedades químicas de las sustancias dependen de la naturaleza de sus especies químicas.
- La cafeína, teofilina y teobromina pertenecen a una misma familia de compuestos, lo que explica que tengan ciertas características y propiedades comunes.
- Estas sustancias producen determinados efectos en el organismo. La cafeína produce efectos euforizantes, al igual que la teobromina. La teofilina, además, favorece la eliminación de la orina.
- La intensidad de estos efectos depende de factores personales y de las cantidades que se consuman.
- Consideramos drogas a aquellas sustancias que producen alteración en el organismo y crean dependencia.

Estas ideas, junto con otras más relacionadas con la salud, el consumo e incluso con aspectos sociales, como el comercio justo, constituyen los referentes a partir de los cuales se han elaborado las actividades para los alumnos.

3.2. Cuaderno del profesor

El Cuaderno del profesor es un amplio documento (100 páginas) organizado en dos grandes apartados:

1. Información, que recoge, de modo sintético, contenidos de distinto índole que permitan al profesor conocer los aspectos más relevantes del tema, desde nuestro punto

de vista, de forma cómoda y rápida. Esta información abarca para cada uno de los productos los siguientes puntos:

- Breve historia
- Aspectos técnicos
- Aspectos químicos
- Preparación de la bebida
- Legislación
- Bibliografía e información de Internet.

Además, se incluye un apartado sobre los principios activos del café, té y cacao.

2. *Guión didáctico*, diseñado para ayudar al profesor a tratar en clase distintos aspectos del tema. Para ello se le ofrecen:

· *Objetivos*. Con el estudio de este tema y la realización de las actividades que se plantean, se abordan una serie de objetivos que incluyen el desarrollo de aspectos conceptuales, procedimentales y actitudinales. Así, por ejemplo, pretendemos que los alumnos:

- Conozcan los componentes más importantes del café, el té y el chocolate y sus efectos sobre el organismo.
- Busquen y utilicen fuentes de información adecuadas para las preguntas y demandas que se les hacen.
- Valoren las repercusiones que para la salud puede acarrear el consumo de estos productos.
- Relacionen conocimientos de química con otros propios de la salud o del consumo.

· *Ideas clave*. En las actividades propuestas aparece un conjunto de ideas que nos parecen clave en este tema, sin detrimento de que los alumnos puedan adquirir muchas más. Al justificar el agrupamiento de estos productos se han citado ya algunas de estas ideas clave.

· *Comentarios sobre las actividades*. Se ofrecen informaciones, complementarias a las que figuran en el cuaderno del profesor, orientaciones didácticas y recursos sobre cada una de las actividades propuestas.

· *Materiales y recursos*. La realización de las actividades requiere la utilización de materiales y recursos diversos, pero todos al alcance de las posibilidades de un centro de enseñanza secundaria mínimamente dotado. Algunos de estos materiales se utilizarán de forma puntual en alguna actividad, mientras que otros (sobre todo las fuentes documentales: libros, enciclopedias o diccionarios) deberían estar a disposición de los alumnos durante todas las clases. También sería conveniente que los alumnos pudiesen hacer consultas en Internet.

· *Relaciones con el currículum*. Se analizan las relaciones entre nuestra propuesta y el currículum de la Enseñanza Secundaria Obligatoria, en el Área de Ciencias de la Naturaleza, señalando también algunas aportaciones a las áreas de Lengua y de Ciencias Sociales, y al tratamiento de aspectos determinados de materias transversales como Educación para la Salud y Educación para el Consumidor y Usuario.

· *Orientaciones para el desarrollo de las actividades.* Nuestra propuesta está orientada principalmente a los cursos 3º y/o 4º de E.S.O., pero serán los profesores que deseen ponerla en práctica quienes valorarán la adecuación de los contenidos y las actividades al nivel de sus alumnos. Pueden realizarse diversos enfoques según que se quiera:

- Poner el acento sobre aspectos relacionados con la Química.
- Tratar aspectos relacionados con la salud y el consumo.
- Desarrollar la propuesta en el marco de la asignatura “Métodos de la Ciencia”.
- Utilizar el tema dentro de la asignatura “Ciencia, Tecnología y Sociedad (C.T.S.)”.

3.3. Cuaderno de Actividades

El Cuaderno de Actividades está dirigido a los alumnos, se recoge en él un conjunto de actividades diversas, (experimentales, de búsqueda e interpretación de información, de lectura y debate,...) preparadas para desarrollarlas en clase.

Se estructura en una serie de apartados con cierta independencia entre sí, que pueden, en su mayoría, ser utilizados de forma aislada para incorporarlos a las unidades didácticas que se estén enseñando, o bien tratar todos o algunos de ellos como una unidad didáctica en sí misma.

Este cuaderno consta de los siguientes apartados:

- Sustancias excitantes.
- Composición del chocolate.
- En las moléculas encontramos la explicación.
- Diferencias entre medicina y droga.
- Los prospectos de los medicamentos.
- Aplicamos conocimientos de química.
 - Infusiones y suspensiones.
 - Métodos de separación de los componentes de las mezclas.
 - Vamos a hacer números: cálculos con las concentraciones.
 - ¡Vamos al laboratorio!
 - Asuntos de moléculas.
- Pequeños recolectores de cacao.
- Valoración final.

3.4. Estado actual y perspectivas de futuro

En Septiembre del año 2001 publicamos los Cuadernos aquí analizados (13,14), con recursos económicos propios del grupo y la ayuda del Centro de Profesorado de Málaga.

La labor del grupo, en el momento actual, se centra en dos tareas:

1. La elaboración de los cuadernos correspondientes a "El alcohol: cerveza, vino y licores", que se encuentra en su fase final.

2. La difusión y evaluación de la puesta en práctica de los cuadernos sobre el café té y chocolate.

A lo largo de los cursos 2001/2002 y 2002/03 hemos experimentado las actividades propuestas sobre el Café, té y chocolate, en diferentes institutos, por parte de miembros de nuestro grupo, y otros compañeros colaboradores, pudiendo afirmar, de un modo general, que la realización de dichas actividades ha sido muy positiva, con las lógicas diferencias, en cuanto a la aplicación y los resultados, en función de los grupos y niveles con los que se ha trabajado. Con los informes que los profesores nos están haciendo llegar, en los que plasman los objetivos logrados, las dificultades surgidas en su aplicación y sus sugerencias de mejora, estamos llevando a cabo la evaluación de estos materiales didácticos.

REFERENCIAS

1. A. Blanco, J. Trujillo y C. Uruga, *La Química de los productos cotidianos en la ESO*. Comunicación presentada en el IV Congreso Internacional sobre investigación en la Didáctica de las Ciencias y de las Matemáticas, Barcelona, 13 a 16 de Septiembre (1993).
2. C. Uruga, A. Blanco y J. Trujillo, *Los productos cotidianos como centros de interés en la E.S.O.*, Actas de los Encuentros de Grupos del Área de Ciencias de la Naturaleza, Inglés y Francés, C.E.P. de Málaga, pp. 85-95 (1993).
3. A. Blanco *et al.*, *Materiales didácticos para un enfoque CTS: Las bebidas*. Comunicación presentada en el VI Congreso Internacional sobre investigación en la Didáctica de las Ciencias y de las Matemáticas, Barcelona, 12 a 15 de Septiembre, (2001), *Enseñanza de las Ciencias*, nº extra, 49-50.
4. D. Cerdán *et al.*, *Enseñanza de las Ciencias*, **1985**, nº extra, 81.
5. M. Jiménez, M. Sánchez y E. De Manuel, *Alambique. Didáctica de las Ciencias Experimentales*, **2001**, nº. 28, 53-62.
6. W. Van Berkel, W. De Vos, A. Verdonk y A. Pilot, *Science & Education*, **2000**, 9, 123-159.
7. A. Hunt, *Chemistry, Nuffield Coordinated Sciences*, Longman, Londres (1988).
8. M. Aitken *et al.*, *Science Focus: The Salters' Approach*, Ed. Heinemann Educational, Oxford (1992).
9. M. Lozano, C. Mayos y C. Parejo, *Materials del nostre entorn: metalls, combustibles i plastics*, E.S.O., Generalitat de Catalunya, Barcelona (1989).
10. Programa APQUA, *Aprendizaje de los productos químicos, sus usos y aplicaciones*, Ed. Reverté, Barcelona (1991).
11. C. Uruga, M. Guijarro, R. Pozas y A. Blanco, *Spin Cero. Cuadernos de Ciencias*, **2002**, nº. 6, 16-19.
12. J. Piano, L. Garrido, J. Barea y M. Guijarro, *Spin Cero. Cuadernos de Ciencias*, **2002**, nº. 6, 65-68.
13. C. Uruga *et al.*, *Las bebidas. Café, té y chocolate. Cuaderno del profesor*, Los autores y C.E.P. de Málaga (2001).

14. C. Uruga *et al.*, *Las bebidas. Café, té y chocolate. Cuaderno de actividades*, Los autores y C.E.P. de Málaga. (2001).

CAFÉ CARGADO, CHOCOLATE ESPESO: ¿ESTARÁN CONCENTRADOS?

Mercedes G. Llano Lomas, Graciela E. Müller Carrera, Oriana Avilés Ávila

Departamento de Química Inorgánica y Nuclear, Facultad de Química

Universidad Nacional Autónoma de México

Avenida Universidad 3000, Delegación Coyoacán, 04510-México D.F.

Los programas de Química en el nivel medio establecen la necesidad de relacionar los contenidos con el entorno cotidiano y de no presentarlos con un énfasis teórico y abstracto. En el nivel medio superior se deben presentar tópicos relacionados con el contexto social, económico y político, tanto nacional como mundial y privilegiar la realización de experimentos. Un análisis de los contenidos teóricos presentados en los libros de texto, muestra porqué, a pesar de lo atinado de estas recomendaciones, los estudiantes de licenciatura no son capaces de manejar las diferentes formas de expresar la concentración de las disoluciones. Se incluye una propuesta experimental para el Laboratorio de Química General que ayuda a solucionar este problema.

1. INTRODUCCIÓN

En la vida cotidiana es común oír comentarios como los siguientes: si el café está “cargado” no voy a dormir, el café expés es mucho más “fuerte” que el café americano; ponle un poco de agua al chocolate porque está muy “espeso”; la leche que me vendieron está “bautizada”, sabe a agua; el pintor que contraté “aguó” la pintura y por eso duró tan poco tiempo, ...

Los términos entre comillas, en el párrafo anterior, hacen referencia a la “concentración” y son entendidos por la gran mayoría de las personas aunque no tengan estudios formales de Química. Es hasta el nivel medio (secundaria) cuando la enseñanza del concepto “concentración” se inicia de manera formal y continúa formando parte de los programas de estudio en el nivel medio superior. A pesar de ello, cuando este tema se estudia en Química General, asignatura del tronco común en el primer semestre en la Facultad de Química, presenta dificultades para ser comprendido por los estudiantes y es difícil que puedan aplicarlo en la resolución de problemas.

Las relaciones molares, normales y en porcentaje en peso, por lo general no tienen para los alumnos un significado físico y son conceptos básicos para la comprensión y aprendizaje de la estequiometría, que en asignaturas de semestres posteriores debe aplicarse a la resolución de problemas particulares en áreas de trabajo específicas. Por esto, es necesario asegurar su aprendizaje en el curso de Química

General, para lo cual planteamos una propuesta de trabajo experimental que apoye la enseñanza de este tema.

2. OBJETIVO

El objetivo de este trabajo es analizar los factores involucrados en el proceso enseñanza-aprendizaje del concepto “concentración” en los diferentes niveles educativos y presentar una propuesta para el curso de Laboratorio de Química General que apoya su aprendizaje.

3. METODOLOGÍA

A fin de tener elementos para emitir un juicio y dar recomendaciones respecto a la enseñanza de este tema, se realizaron las siguientes acciones:

Análisis de la forma en la que el tema de concentración se presenta en los libros de texto utilizados en los niveles medio y medio superior, considerando aspectos como los siguientes: conocimientos que se requieren para su comprensión, grado de dificultad con que se trata, relación que se hace con otros conceptos, tipo de ejercicios presentados, aplicaciones posteriores a su estudio, etc.

Análisis de los resultados obtenidos por alumnos que estudiaron este tema haciendo uso de la propuesta experimental planteada en el Laboratorio de Química General.

4. ENSEÑANZA DE LA CONCENTRACIÓN EN EL ENTORNO EDUCATIVO

4.1 Nivel medio (secundaria).

Se consultó el programa oficial de la Secretaría de Educación Pública correspondiente al primer curso de Química (1), que se imparte en el segundo año de este nivel y se analizó el contenido de diferentes libros de texto utilizados en la ciudad de México (2-13). Las recomendaciones del programa oficial indican que deben estimularse las actividades de laboratorio en las que el estudiante desarrolle su creatividad y se enfrente con experimentos cercanos a su persona y ambiente, es decir, cotidianos, ya que si esta asignatura se presenta sin sustento experimental, ocasiona que el alumno se forme una idea incompleta, distorsionada y pobre de esta disciplina. Recomienda, además, que no se deben presentar los contenidos con un énfasis teórico y abstracto, pues ello provoca la animadversión de los estudiantes e influye negativamente en su formación.

El tema de concentración de disoluciones se encuentra ubicado en el bloque llamado “Manifestaciones de la materia. Mezclas y su separación. Compuestos y elementos químicos”. Los conceptos presentados, relacionados con este tema, son los siguientes: definición de disolución, disolvente y soluto; características, clasificación y

ejemplos de disoluciones; soluciones diluídas, concentradas, saturadas y sobresaturadas; proceso de disolución, disociación iónica, electrolitos fuertes y débiles; definición de solubilidad y ejemplos de la vida cotidiana; efecto de la temperatura y la presión en la solubilidad, concentración expresada como porcentaje en masa y volumen, molaridad y molalidad; y propiedades coligativas.

El análisis del contenido realizado nos permitió detectar planteamientos que pueden ser el origen del problema por el cual a los estudiantes les cuesta tanto trabajo comprender y aplicar este tema posteriormente. Tal vez el requerimiento que tienen los profesores de no presentar los contenidos en forma teórica y abstracta y utilizando la experiencia de la vida cotidiana, es lo que provoca problemas.

Se presenta el tema de concentración de disoluciones al mismo tiempo que el de solubilidad, pero se hace especial énfasis en lo que es solubilidad y nunca se relaciona la concentración que puede tener una disolución en función de la solubilidad del soluto. Se habla de disoluciones concentradas y diluidas pero sin hacer hincapié en que los términos concentrado y diluido son relativos, y que dependen de lo que se esté hablando.

No se relacionan las unidades de concentración, gramos de soluto por volumen de disolución, con las de solubilidad, gramos de soluto que se disuelven en un cierto volumen de disolvente a una cierta temperatura. Tanto de manera teórica como experimental se utiliza la disolución de cucharadas de cloruro de sodio en agua a diferentes temperaturas, como ejemplo de la variación de solubilidad con la temperatura, siendo que el cloruro de sodio es una sal cuya solubilidad se mantiene prácticamente constante en un intervalo de 0 a 100° C; se confunden los términos de solución saturada y sobresaturada y pareciera que el solo hecho de agregar más soluto a una disolución la vuelve sobresaturada. Se confunden los términos disolver y diluir.

La mayoría de los textos presentan problemas numéricos para resolver. De acuerdo con lo establecido en el programa oficial en la mayoría de los casos se trata solamente el tema de concentración porcentual, masa/masa, masa/volumen, y volumen/volumen; lo que es adecuado. Sólo excepcionalmente se utilizan concentraciones molares y molales. Se encontraron dos tipos de problemas, los de preparación de soluciones y los del cálculo de la concentración. El procedimiento utilizado para la resolución de estos problemas es adecuado, aunque en algunos casos únicamente se utiliza una fórmula para resolverlos, y no se da ninguna explicación del significado de “porcentual” ni se razona el porqué de la fórmula empleada.

Se presentan actividades que no requieren de trabajo experimental, todas ellas de naturaleza diversa: cuestionarios de opción múltiple, cuestionarios abiertos, trabajos de observación y trabajos de investigación. Muchas de estas actividades requieren de trabajo previo de investigación bibliográfica, asesoría del profesor o trabajo en equipo y esto no se indica en el texto.

4.2 Nivel medio superior (preparatoria o bachillerato)

Se consultó el programa oficial de la Escuela Nacional Preparatoria de la Universidad Nacional Autónoma de México (14) y se encontró que el tema de concentración está ubicado en la primera unidad llamada “Líquidos vitales” que corresponde al primer curso de esta unidad y se llama “soluciones”. El gran problema que se presenta en este caso, es que la bibliografía (15-21) sugerida en el programa es la misma que se recomienda en el nivel de licenciatura, lo que implica un gran salto en lo que respecta a contenidos y desarrollo de habilidades del nivel medio al nivel medio superior.

El programa oficial indica que el curso de Química para este nivel tenga un enfoque científico cultural en el que mediante tópicos de importancia relacionados con el contexto social, económico y político, tanto nacional como mundial, se introduce a los alumnos en el estudio de la Química; se privilegia la realización de experimentos en el laboratorio, en el aula y fuera de ella, como base para que el educando estructure sus conocimientos y adquiera habilidades como cuestionamiento, observación, indagación, manipulación de material y sustancias químicas, así como el tratamiento y desecho de sustancias nocivas.

4.3 Licenciatura. Curso de Química General

Este curso se imparte en el primer semestre de la licenciatura en la Facultad de Química. En el programa de la asignatura (22) el tema de concentración de disoluciones se encontró ubicado en la Unidad VI llamada “Fundamentos de estequiometría” al final del cuarto bloque llamado “Estequiometría de disoluciones”. Presenta los siguientes contenidos: definición de solución, tipos de disoluciones; expresiones de la concentración: molaridad, molalidad, porcentaje en peso, formalidad y normalidad; cálculos de preparación de disoluciones; reglas de solubilidad.

5. JUSTIFICACIÓN DE UNA PROPUESTA DE TRABAJO EXPERIMENTAL

Según el análisis realizado, después de la enseñanza secundaria, el alumno debería poder resolver problemas de preparación de disoluciones y cálculo de concentraciones porcentuales (masa/masa, masa-volumen y volumen-volumen) y tener al menos una idea de lo que significa la solubilidad. Seguramente en el bachillerato los profesores tendrán problemas para tratar temas como concentraciones molares, molales y normales; preparación de disoluciones, concentración de disoluciones; cálculos estequiométricos en reacciones químicas, ... La realidad es que, al llegar a la licenciatura, la mayoría de los alumnos tienen dificultad para resolver problemas de concentración de disoluciones y más aún para relacionar y analizar las diferentes formas de expresar la concentración, aspecto que se requiere para que en cursos posteriores puedan resolver problemas de estequiometría en asignaturas diferentes.

5.1. Propuesta.

La propuesta experimental (23) tiene como objetivo que el alumno relacione los volúmenes de reactivos que se gastan en reacciones ácido-base y de oxidorreducción, con los coeficientes estequiométricos de las ecuaciones ajustadas correspondientes, a fin de que analice y aplique los conceptos de molaridad, normalidad, porcentaje en peso, mol y equivalente químico. Para ello se le dan las instrucciones necesarias para que realice titulaciones ácido-base y de óxido-reducción, con disoluciones valoradas de concentraciones 0,1 M, 0,1 N y 0,1 % p/v. Los experimentos indican claramente el procedimiento que debe seguir el alumno y están planteados de tal manera que los volúmenes utilizados para llegar al punto de equivalencia, estén directamente relacionados con los coeficientes estequiométricos de las reacciones que se llevan a cabo.

5.2. Relación de la concentración con la intensidad de color.

El alumno prepara disoluciones coloreadas de diferentes sales, con concentraciones 0,1 M, 0,1 N y 0,1 % p/v, de acuerdo con las indicaciones dadas en la tabla 1, y relaciona la concentración con la intensidad de color. Mediante esta actividad práctica el alumno debe solucionar el problema planteado: indique el orden creciente en que varía la intensidad de color de cada una de las series de disoluciones preparadas y su relación con las diferentes formas de expresar la concentración.

Para el cálculo de la normalidad se le pide que tome cuenta las siguientes consideraciones:

- El permanganato actuando en reacciones de oxidorreducción en las que se obtiene manganeso (II).
- El dicromato de potasio en reacciones en las que el cromo (VI) se reduce a cromo (III).
- En el caso del cobre, considerar una reacción de metátesis.

5.3. Volúmenes de reactivos utilizados en reacciones de neutralización ácido-base

Se pide al alumno medir los volúmenes de reactivo A indicados en las tablas 2 a 4 y agregar reactivo B hasta obtener un vire permanente en el color del indicador. Debe registrar sus resultados experimentales en la tabla correspondiente, y hacer los cálculos que se le solicitan en las columnas vacías. Las tres columnas a la derecha de cada tabla corresponden a los cálculos teóricos. El problema que debe resolver es el de identificar, a través de la reacción propuesta en la tabla 3 la concentración de las disoluciones problema A, B y C.

Tabla 1. Relación de la concentración con la intensidad de color.

Disolución N°.	REACTIVO SÓLIDO	DATOS	g soluto en 100 mL de disolución	MOLARIDAD	NORMALIDAD	PORCIENTO p/v
1	KmnO ₄	158 g/mol	0.1580	0.01	0.05	0.158
2		Mn(VII) a Mn ²⁺	0.0316	0.002	0.01	0.0316
3		5 eq/mol	0.0100	6.33x10 ⁻⁴	31.6x10 ⁻⁴	0.01
4	K ₂ Cr ₂ O ₇	294.18 g/mol	2.9418	0.1	0.6	2.94
5		Cr(VI) a Cr ³⁺	0.4903	0.0166	0.1	0.49
6		6 eq/mol	0.1000	3.4x10 ⁻³	0.02	0.1
7	CuSO ₄ .5H ₂ O/NH ₃	249.7 g/mol	0.2497	0.01	0.02	0.2497
8		Cu ²⁺	0.1248	0.005	0.01	0.13
9		2 eq/mol	0.0100	4x10 ⁻⁴	8x10 ⁻⁴	0.01

Tabla 2. Titulación de ácido clorhídrico con hidróxido de sodio.
Indicador: fenolftaleína.

Ecuación: HCl + NaOH → NaCl + H ₂ O									
REACTIVO A: HCl			REACTIVO B: NaOH			Rel. Exp.	Relación Teórica		
V (mL)	Concentración	moles	V _{prom.} (mL)	Concentración	Moles	V _A : V _B	Moles B	Volumen B (mL)	V _A : V _B
5	0.1 M	5x10 ⁻⁴	5.1	0.1 M			5x10 ⁻⁴	5	1 : 1
5	0.1 M	5x10 ⁻⁴	4.9	0.1 N			5x10 ⁻⁴	5	1 : 1
5	0.1 M	5x10 ⁻⁴	20.3	0.1 % p/v			5x10 ⁻⁴	20	1 : 4
5	0.1 N	5x10 ⁻⁴	5	0.1 M			5x10 ⁻⁴	5	1 : 1
5	0.1 N	5x10 ⁻⁴	5.1	0.1 N			5x10 ⁻⁴	5	1 : 1
5	0.1 N	5x10 ⁻⁴	20.3	0.1 % p/v			5x10 ⁻⁴	20	1 : 4
5	0.1 % p/v	1.37x10 ⁻⁴	1.5	0.1 M			1.37x10 ⁻⁴	1.37	5 : 1.37
5	0.1 % p/v	1.37x10 ⁻⁴	1.4	0.1 N			1.37x10 ⁻⁴	1.37	5 : 1.37
5	0.1 % p/v	1.37x10 ⁻⁴	5.5	0.1 % p/v			1.37x10 ⁻⁴	5.48	5 : 5.48

Tabla 3. Titulación de ácido sulfúrico con hidróxido de sodio.
Indicador: fenolftaleína.

Ecuación: H ₂ SO ₄ + 2 NaOH → Na ₂ SO ₄ + 2 H ₂ O									
REACTIVO A: H ₂ SO ₄			REACTIVO B: NaOH			Rel. Exp.	Relación Teórica		
V (mL)	Concentración	Moles	V _{prom.} (mL)	Concentración	Moles	V _A : V _B	Moles B	Volumen B (mL)	V _A : V _B
5	0.1 M	5x10 ⁻⁴	9.9	0.1 M			10x10 ⁻⁴	10	1 : 2
5	0.1 M	5x10 ⁻⁴	9.9	0.1 N			10x10 ⁻⁴	10	1 : 2
5	0.1 M	5x10 ⁻⁴	41	0.1 % p/v			10x10 ⁻⁴	40	1 : 8
5	0.1 N	2.5x10 ⁻⁴	4.9	0.1 M			5x10 ⁻⁴	5	1 : 1
5	0.1 N	2.5x10 ⁻⁴	4.9	0.1 N			5x10 ⁻⁴	5	1 : 1
5	0.1 N	2.5x10 ⁻⁴	20.3	0.1 % p/v			5x10 ⁻⁴	20	1 : 4
5	0.1 % p/v	5.1x10 ⁻⁵	1.2	0.1 M			10.2x10 ⁻⁵	1.01	5 : 1.02
5	0.1 % p/v	5.1x10 ⁻⁵	1.1	0.1 N			10.2x10 ⁻⁵	1.01	5 : 1.02
5	0.1 % p/v	5.1x10 ⁻⁵	4.2	0.1 % p/v			10.2x10 ⁻⁵	4.08	5 : 4.08

Tabla 4. *Titulación de tiosulfato de sodio con yodo. Indicador: almidón.*

Ecuación: $2 \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + 2 \text{NaI}$									
REACTIVO A: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$			REACTIVO B: I_2			Rel.Exp.	Relación Teórica		
V (mL)	Concentración	moles	$V_{prom.}$ (mL)	Concentración	moles	$V_A : V_B$	Moles B	Volumen B (mL)	$V_A : V_B$
4	0.1 M	4×10^{-4}	2.1	0.1 M			2×10^{-4}	2	2 : 1
4	0.1 M	4×10^{-4}	3.9	0.1 N			2×10^{-4}	4	1 : 1
4	0.1 M	4×10^{-4}	5.2	0.1 % p/v			2×10^{-4}	50.8	4 : 50.8
4	0.1 N	4×10^{-4}	2	0.1 M			2×10^{-4}	2	2 : 1
4	0.1 N	4×10^{-4}	4.1	0.1 N			2×10^{-4}	4	1 : 1
4	0.1 N	4×10^{-4}	51.1	0.1 % p/v			2×10^{-4}	50.8	4 : 50.8
4	0.1 % p/v	16.1×10^{-6}	0.2	0.1 M			0.8×10^{-5}	0.13	50 : 1
4	0.1 % p/v	16.1×10^{-6}	0.15	0.1 N			0.8×10^{-5}	0.25	25 : 1
4	0.1 % p/v	16.1×10^{-6}	20.2	0.1 % p/v			0.8×10^{-5}	3.21	1 : 5

Como ejercicio de aplicación se entregan a los estudiantes soluciones problema de permanganato de potasio, de concentraciones 0,1 M, 0,1 N ó 0,1 % p/v (disoluciones A, B y C), que tiene que identificar, según se indica en la tabla 5.

6. CONCLUSIONES GENERALES

La propuesta experimental obliga al alumno a revisar y repetir numerosas veces cálculos de masas molares, número de moles y concentración de disoluciones que, al referir a sus resultados experimentales, le permiten comprenderlos. La discusión de resultados que el profesor hace con ellos con base en las tablas planteadas le permiten al estudiante visualizar y comparar las diferentes formas de expresar la concentración de las disoluciones.

No es necesario que el alumno conozca previamente la técnica de la titulación. La aprende sobre la marcha al realizar la experimentación planteada.

Tabla 5. *Identifique la concentración de las disoluciones problema A, B y C.*

Ecuación: $2 \text{KMnO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}_2 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{MnSO}_4 + 5 \text{O}_2 + 8 \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$									
REACTIVO A			REACTIVO B			Rel.Exp.	Relación Teórica		
V (mL)	Concentración	moles	$V_{prom.}$ (mL)	Concentración	moles	$V_A : V_B$	moles B	Volumen B (mL)	$V_A : V_B$
2	Disolución A			0.1 M					
2	Disolución A			0.1 N					
2	Disolución A			0.1 % p/v					
2	Disolución B			0.1 M					
2	Disolución B			0.1 N					
2	Disolución B			0.1 % p/v					
2	Disolución C			0.1 M					
2	Disolución C			0.1 N					
2	Disolución C			0.1 % p/v					

Por supuesto que la propuesta no es sencilla. Requiere por parte del profesor de laboratorio un amplio dominio de la Estequiometría, para guiar la discusión de los estudiantes hacia la comprensión de cálculos básicos de estequiometría y a comprender la relación existente entre las diferentes formas de expresar la concentración de las disoluciones.

BIBLIOGRAFÍA

1. Secretaria de Educación Pública, *Libro para el maestro. Educación Secundaria*, Ed. SEP, 2ª Ed. (2000).
2. A. Bascuñán, S. Bello, G. Hernández, P. Montagut, R. Sandoval, *Química 1. 2º Grado*, Ed. Limusa, México (1994).
3. F. Bonnet Romero, *Química 2*, Ed. Harla, México (1994).
4. F. Bonnet Romero, *Química 1. 2º Grado*, Ed. Harla, México (1994).
5. A. Cortés Juárez, R. G. Shirasago, *Química Práctica. 2º Grado*, Fernández Editores, México (1994).
6. G. García, J. Mejía, M^a. de la L. Rodríguez, *Química 2*, Ed. Castillo, México (1963).
7. R. León, M. Rodríguez, M. del P. Cuevas, L. Mata, *Descubre el mundo de la Química 1*, 2ª Ed., Ed. Prentice Hall, México (1998).
8. S. Mosqueira, R. Requena, *Química para Segundo Grado. El Hombre y la Química*, Ed. Patria, México (1994).
9. S. Otamendi, *Cuaderno de trabajo. 2º de Secundaria*, Ed. Progreso, México (2001).
10. H. Romo Marín, V. Delgado, J. B. Terrazas, *Química. 2º Grado*, Ed. Castillo, México (1994).
11. A. Solís, J. P. Zendejas, *Química. 2º Curso*, Ed. Santillana, México (1994).
12. J. F. Valdés., J. Valdez, O. Valdés., S. Cataño, M. G. Cervantes, B. Mendoza, *La Aventura con la Ciencia Química 1. 2º Grado*, Ed. Pedagógicas, México (1994).
13. A. P. Vallejo, A. Trejo, A. T. Martínez, *Química. 2º Grado*, Publicaciones Cultural, México (1994).
14. *Programa Oficial de la Escuela Nacional Preparatoria. Área II.*
<http://dgenp.unam.mx/planes>.
15. R. Chang, *Química*, Ed. McGraw Hill, México (1991).
16. G. R. Choppin, L. R. Summerlin, *Química*, Publicaciones Cultural, México (1995).
17. A. Garritz, J. A. Chamizo, *Química*, Ed. Addison-Wesley (1994).
18. G. Garzón, *Fundamentos de Química General*, Ed. McGraw Hill, México (1999).
19. T. L. Brown, E. Le May, B. Bursten, *Química: la Ciencia Central*, Ed. Prentice Hall, México (1998).
20. W. Masterton, E. Slowinski, C. Stanitski, *Química General Superior*, Ed. McGraw Hill, México (1989).

21. K. Whitten, K. Gailey, R. Davis, *Química General*, Ed. McGraw Hill, México (1992).
22. Universidad Nacional Autónoma de México, *Programa de la Asignatura de Química General, Primer Semestre* (2003).
23. Universidad Nacional Autónoma de México, *Reforma de la Enseñanza Experimental. Guiones para el curso de Química General* (2002), p. 27-33.

LA REACCIÓN DE TRANSESTERIFICACIÓN APLICADA A UN PROBLEMA COTIDIANO

Rosa Luz Cornejo Rojas, Yolanda Caballero Arroyo, Ignacio Buendía Villar

Facultad de Química, Universidad Nacional Autónoma de México
Ciudad Universitaria, 04510-México D.F. yca@servidor.unam.mx

1. INTRODUCCIÓN

En el estudio sobre investigación educativa realizado recientemente (1-3) se encuentra que los ejemplos cotidianos aplicados a la enseñanza de la Química Orgánica elevan el interés de los estudiantes hacia el aprendizaje de las ciencias experimentales.

Con la información obtenida del trabajo de Cornejo *et al.* (4) se diseñó un experimento para ejemplificar el tema de la transesterificación; el cual, a pesar de su importancia, no despierta interés cuando se realiza con los experimentos tradicionales.

Uno de los objetivos que se han marcado en las nuevas metodologías de la enseñanza experimental (2, 3), es la relevancia del tema que se desea enseñar; esto es que, si bien el alumno debe realizar un experimento que se encuentre dentro del programa que se imparte, es importante que el experimento se relacione con su vida cotidiana. Se pretende que el alumno haga de cada experimento un proyecto que le permita adentrarse en la investigación.

2. OBJETIVO

Diseñar un experimento que ejemplifique la reacción de transesterificación y que emplee materiales relacionados con la vida cotidiana del estudiante.

3. HIPÓTESIS

Siendo el PET un poliéster, puede usarse como materia prima para efectuar una reacción de transesterificación.

4. METODOLOGÍA

Los estudiantes emplean, conocen y desechan como residuo sólido no aprovechable, botellas y otros recipientes de PET que se acumulan en la basura con los consecuentes problemas para el ambiente. Como antecedentes, se pide que busquen el proceso de fabricación de este polímero, su composición y reciclaje.

Sabiendo que es un éster, se plantea como problema por resolver, el aprovechamiento del PET de desecho a través del experimento de transesterificación

De esta manera, el alumno correlacionará la Ciencia con la vida cotidiana y con la posibilidad de ayudar a mejorar el ambiente. Esto hará que el trabajo experimental sea relevante tanto para el alumno, como para el programa académico.

Los estudiantes trabajarán el experimento de acuerdo a la técnica experimental propuesta en el protocolo y que se resume en el siguiente párrafo.

4.1. Procedimiento experimental

En un matraz de fondo redondo de 50 ml con junta esmerilada se colocan 50 g de residuos de PET cortados en trozos pequeños, se agregan 10 ml de etilenglicol y 10 mg de acetato de zinc. Se coloca un refrigerante de agua en posición de reflujo y se calienta durante 90 minutos; se filtra en caliente, empleando vacío y se trasvasa el líquido a un matraz Erlenmeyer de 50 ml; se deja enfriar la solución y se induce la cristalización. El sólido obtenido se recupera por filtración con vacío. Se determina el punto de fusión, y el espectro de IR. Se calcula el rendimiento.

4.2. Discusión y análisis

Al concluir el experimento se analizan los resultados, se correlacionan con los antecedentes descritos en la literatura para estas reacciones y, mediante un cuestionario propuesto, se le induce a reflexionar y conectar la parte experimental realizada con los antecedentes teóricos y el objetivo originalmente planteado.

4.3. Conclusiones del experimento

Una vez concluido el análisis de sus resultados y contestado el cuestionario, se pedirá al alumno que verifique si la hipótesis planteada, se cumplió a través de la experimentación y de sus conclusiones.

5. CONCLUSIONES GENERALES DEL TRABAJO PROPUESTO

1. El experimento propuesto cumple con los objetivos iniciales, puesto que es un experimento que se encuentra en el programa académico y que, además, induce al alumno a relacionarlo con la vida cotidiana.

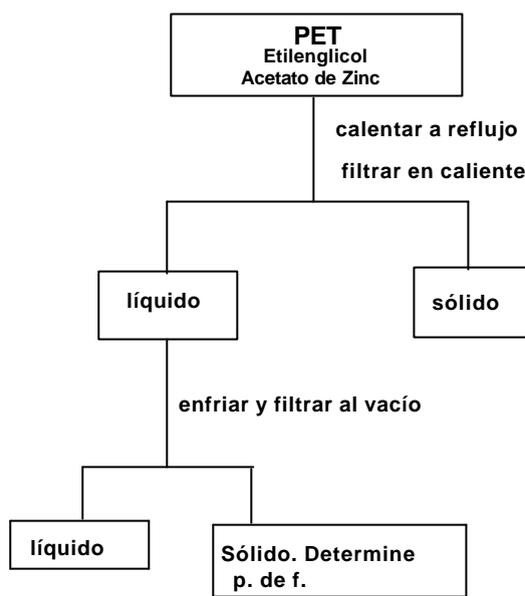
2. Permite al alumno darse cuenta que para ejemplificar una reacción, en este caso la transesterificación, se pueden emplear diferentes sustratos lo que amplía el número de compuestos orgánicos que se pueden sintetizar

3. La materia prima empleada en este experimento es un desecho sólido que constituye un problema ambiental.

4. La Química Orgánica nos permite transformar un desecho, cuyo manejo implica inversión económica, en productos químicos que pueden tener valor agregado, o que pueden ser empleados para sintetizar nuevamente el polímero

5.- Este experimento permitirá al alumno acercarse al tema del reciclaje y participar activamente en la mejora del medio ambiente.

Figura 1. *Diagrama Experimental.*



6. CUESTIONARIO

1. Investigue la estructura, propiedades y proceso de producción del PET.
2. ¿En qué consiste una reacción de transesterificación?.
3. ¿En qué consiste una reacción de glicólisis?.
4. Escriba las reacciones que se efectúan en los experimentos realizados. Considere al PET como tereftalato de polietileno.
5. ¿Cuál es el punto de fusión de los productos obtenidos en ambas reacciones?.
6. ¿Qué grupos funcionales observa en los espectros de IR de los productos obtenidos?.
7. Explique, con base en las reacciones químicas que pudieron llevarse a cabo, los resultados obtenidos.
8. Proponga otros derivados de interés que pueda obtener por transesterificación empleando PET y el alcohol necesario para hacer la reacción.

BIBLIOGRAFÍA

1. S.J. Hawkes, *J. Chem. Educ.*, **2000**, Vol. 77, 321-326

2. D.G. Pérez, C. Valdés, *Enseñanza de las Ciencias*, **1996**, Vol. 14 (2) 155-163
3. R.R.L. Cornejo, A.Y. Caballero, V.I. Buendía, V.J.A. Ramírez, H.J.F. Ramírez, G.V. Ortiz. *La reacción de transesterificación aplicada al reciclaje de polímeros*. Memorias del Congreso de Educación **2001**, Revista Sociedad Química.
4. R.R.L. Cornejo, R.G. Mercado, A.Y. Caballero e I. Audelo, *Cotidianidad e interés en un curso experimental*. Memorias del XXV Congreso Latinoamericano de Química, Revista de la Sociedad Química de México.
5. D. Kaufman, G. Wright, R. Kroemer and J. Engel, *J. Chem. Educ.*, **1999**, Vol. 76, 1525-1526.
6. B.R. Seymour, *J. Chem. Educ.*, **1998**, Vol. 65, 327-334.
7. W.H. Carothers y G.B. Kauffman, *J. Chem. Educ.*, **1988**, Vol. 65, 803-808.

CINÉTICA QUÍMICA: ANÁLISIS DE UNA EXPERIENCIA PRÁCTICA EN EL AULA

Joaquín Martínez Urreaga

Departamento de Ingeniería Química Industrial y del Medio Ambiente
E.T.S. de Ingenieros Industriales, Universidad Politécnica de Madrid
José Gutiérrez Abascal 2, 28006-Madrid. jmartinez@etsii.upm.es

Se presenta una experiencia personal, relativa a la utilización de una experiencia práctica, recogida del Journal of Chemical Education, como una herramienta para la enseñanza de la cinética química, y otras cuestiones, a nivel de primer curso universitario. En la experiencia, los alumnos llevan a cabo en el aula el proceso CARA ® CRUZ, lanzando monedas y anotando el número de caras que restan tras cada tirada. Se trata de la simulación de una reacción química elemental de orden 1. Esta experiencia permite trabajar en el aula varios de los conceptos fundamentales del tema, de forma flexible, integrando las enseñanzas de teoría, problemas y prácticas y fomentando la participación activa del alumno.

1. INTRODUCCIÓN

La cinética química es una materia que resulta difícil de enseñar y aprender. A nivel de los cursos básicos de Química una de las causas de esta dificultad es sin duda la escasez de prácticas de laboratorio que se dedican a esta materia. En muchos cursos no se incluye ninguna práctica de cinética, y cuando se incluye alguna, se trata en muchos casos de prácticas basadas en reacciones reloj. En estas prácticas se trabaja con tiempos globales de reacción, por lo que resultan poco adecuadas para trabajar conceptos clave de la cinética química como son el manejo de curvas concentración-tiempo o la determinación de los parámetros cinéticos (orden y constante) a partir de esas curvas.

Realmente existen pocas prácticas de cinética que resulten adecuadas para los cursos básicos de química, esto es, que sean cortas para encajar en los apretados programas, que sean conceptualmente sencillas y que puedan realizarse sin emplear equipamiento complejo, de manera que puedan ser asimiladas por los alumnos de los primeros cursos. Por ese motivo resulta muy interesante disponer de alternativas a las prácticas de laboratorio convencionales.

Una primera alternativa serían las experiencias de cátedra. Son una especie de sucedáneo, más eficaces como herramienta de enseñanza-aprendizaje que las técnicas expositivas, pero menos que las prácticas de laboratorio porque no permiten la participación activa de los alumnos en su desarrollo.

Las simulaciones por ordenador son otra herramienta muy poderosa y utilizada en las enseñanzas de cinética química, en cuanto que permiten complementar

las prácticas de laboratorio y trabajar detenidamente muchos conceptos fundamentales (1-4). Pero estas simulaciones resultan especialmente útiles en cursos superiores, cuando los alumnos disponen del bagaje necesario para comprender realmente lo que hace el ordenador.

En este trabajo se discute el uso de una tercera posibilidad que elimina inconvenientes fundamentales de las dos anteriores, ya que está al alcance de los alumnos y todos participan activamente, y que puede ser por tanto una excelente herramienta de enseñanza-aprendizaje. Se trata de una experiencia práctica de cinética química, recientemente en J. Chem. Educ. (5). Los alumnos llevan a cabo en el aula con monedas el proceso $CARA \rightarrow CRUZ$, no reversible. Lanzas las monedas, eliminan las cruces y repiten el proceso, anotando el número de caras restantes tras cada tirada, $N_{C,t}$. Los alumnos obtienen así los valores experimentales de una curva $N_C - t$, análoga a las curvas concentración-tiempo (a volumen constante) de los procesos químicos convencionales. A partir de esos valores han de determinar los parámetros cinéticos (orden y constante de velocidad) del proceso, recogidos en la ecuación 1.

$$- (dN_C/dt) = k (N_C)^a \quad (1)$$

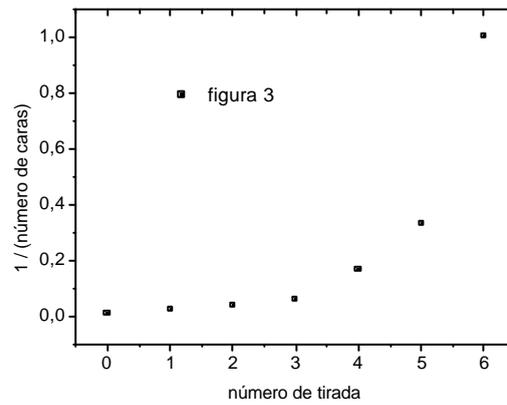
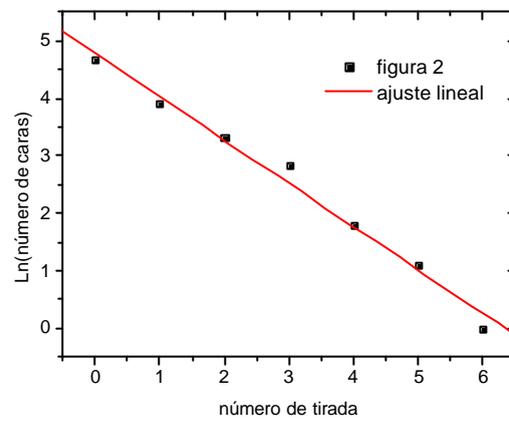
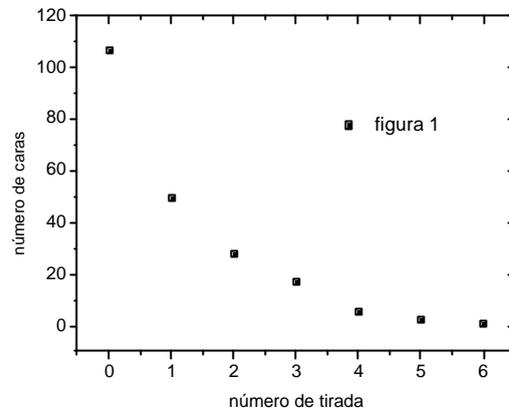
De esta manera se simula cualquier proceso no reversible de la forma $C \rightarrow X$, entre los que se encuentran muchos procesos reales, como descomposiciones térmicas y desintegraciones radiactivas, de gran interés. En otra comunicación, presentada a esta misma Jornada (6), se discute la validez de las experiencias basadas en lanzamientos de monedas como analogías para los procesos químicos, llegando a la conclusión de que se trata de una analogía muy adecuada, por su sencillez y porque la naturaleza esencial de ambos procesos es la misma.

La experiencia que se discute es versátil y puede utilizarse en diferentes cursos y a diferentes niveles. En esta comunicación se presenta la experiencia de su uso en un primer curso universitario, para trabajar conceptos fundamentales de cinética química y otros, como tratamiento de datos experimentales o introducción al equilibrio químico.

A continuación se presentan los resultados típicos obtenidos por los alumnos, para pasar luego a la discusión de algunas cuestiones que pueden trabajarse en el aula en torno a la realización de esta experiencia práctica.

2. RESULTADOS

Los alumnos han de determinar a partir de los datos registrados el orden a y la constante específica de velocidad, k . Para ello se les sugiere que representen gráficamente y analicen las curvas $N_C - t$, $\ln(N_C) - t$ y $(1/N_C) - t$ (se supone que conocen la forma de las ecuaciones integradas de velocidad que corresponden a los órdenes 0, 1 y 2).



Figuras 1-3. Curvas $N_C - t$, $\text{Ln}(N_C) - t$ y $(1/N_C) - t$ correspondientes al mismo experimento. La figura 2 incluye también el ajuste lineal de los datos experimentales (línea continua).

Las figura 1 a 3 recogen representaciones gráficas correspondientes a los valores obtenidos por los alumnos en un experimento típico.

En la figura 2 puede observarse que la representación $\ln(N_c) - t$ es una recta, esto es, el proceso CARA \rightarrow CRUZ (y por tanto el proceso simulado $C \rightarrow X$) es un proceso de orden 1. El ajuste lineal de los datos experimentales permite obtener la ecuación 2 (que se reproduce también en la figura2) y el valor de la constante específica de velocidad:

$$\ln(N_c) = 4,8 (\pm 0,14) - 0,75 (\pm 0,04) t \quad (2)$$
$$(R^2 = 0,9880)$$

3. DISCUSIÓN

A partir de la realización de esta experiencia práctica se pueden plantear una serie de cuestiones para desarrollar en el aula. A continuación se presentan algunas de estas cuestiones.

3.1. Trabajo integrado sobre conceptos fundamentales de la cinética química

En primer lugar, en esta experiencia se trabaja sobre conceptos fundamentales de la cinética química, como son ecuaciones de velocidad diferencial e integrada, determinación de orden y constante específica de velocidad o, más adelante, relación entre mecanismo y ecuación de velocidad. Es importante reseñar que esta experiencia permite trabajar en el aula de forma integrada sobre esos conceptos, esto es, con una muy clara relación entre teoría, problemas y prácticas de laboratorio. Algunos autores (7) han puesto de manifiesto que un trabajo integrado de este tipo se asemeja mucho más a la actividad científica que un trabajo compartimentado en teoría, problemas y prácticas, a veces sin relación clara entre ellas, como el que suele realizarse a menudo. Por tanto, resulta más útil para fomentar el espíritu científico de los alumnos.

Un ejemplo de ejercicio que puede plantearse en esta discusión, tras haber analizado los resultados y haber determinado la ecuación de velocidad, es el siguiente:

Expresa, mediante una gráfica y mediante una ecuación, cómo varía el número de cruces a lo largo de la experiencia realizada.

3.2. Tratamiento de datos

Una cuestión que salta inmediatamente a la vista en esta experiencia es el problema del tratamiento de datos experimentales. Muchos alumnos de primer curso se muestran incapaces no sólo de obtener la ecuación de una recta mediante un ajuste por mínimos cuadrados, sino también de realizar una gráfica científica sencilla, como las que se piden en esta práctica, con calidad aceptable. La realización de esta experiencia permite abordar esta cuestión, que es, desde mi punto de vista, una importante deficiencia de formación de los alumnos que llegan a la universidad.

3.3. Relación entre la ecuación de velocidad y el mecanismo

Otra cuestión a debatir con los alumnos es la posibilidad de conocer a priori, antes de la experiencia la ecuación de velocidad que luego se determina experimentalmente en la práctica. Puede hacerseles notar, por ejemplo, que si el proceso estudiado, $C \rightarrow X$, fuera una reacción química, podríamos proponer una ecuación de velocidad de orden 1 por tratarse de un proceso elemental.

Otra forma de plantearlo es considerar la naturaleza del proceso $CARA \rightarrow CRUZ$. Dado que, en cada lanzamiento, la probabilidad de que cada moneda sea cara es 0,5, cabe esperar que, *en promedio*, en cada tirada desaparezca la mitad de las caras restantes. Es decir, cabe esperar que el periodo de semirreacción ($t_{1/2}$) sea igual a 1, constante e independiente del número inicial de caras. Este es el comportamiento característico de un proceso de orden 1, y además permite predecir el valor de la constante k , que coincide razonablemente con el valor experimental.

$$t_{1/2} = 1 = \text{Ln}2 / k \quad \Rightarrow \quad k = 0,693 \quad (3)$$

Esta discusión permite introducir conceptos como proceso elemental, mecanismo de reacción y relación con la ecuación de velocidad, planteando cuestiones del tipo: ¿por qué en los procesos químicos reales no podemos predecir la ecuación de velocidad a partir de la ecuación ajustada del proceso? Un ejercicio que se puede proponer en esta discusión sería:

Imagine que llevamos a cabo una experiencia similar a la que estamos analizando, pero con dados de seis caras, para estudiar el proceso no reversible $1 \rightarrow OTROS\ NÚMEROS$. ¿Cuál sería en este caso el orden cinético?. ¿Cuánto valdría la constante específica de velocidad?

3.4. Extensión a otros conceptos: introducción del equilibrio químico

El siguiente ejercicio puede emplearse para introducir cuestiones como la existencia del equilibrio químico, su justificación cinética o la naturaleza dinámica del equilibrio.

Imagine que simulamos con monedas el proceso reversible $CARA \rightleftharpoons CRUZ$. Si partimos de 100 caras y 40 cruces, ¿cuántas caras y cruces cabe esperar tras la primera tirada?. ¿Y tras la segunda?. ¿Cuánto cabe esperar que valga la constante de equilibrio de ese proceso?.

3.5. Fluctuaciones y variabilidad en las curvas $N_C - t$

Los resultados obtenidos en esta experiencia pueden dar lugar a otra discusión todavía. Como puede apreciarse en la figura 2, los resultados presentan fluctuaciones importantes en torno a los valores esperados, que vendrían dados por la recta del

ajuste lineal. Además, si se repite la experiencia se obtienen resultados similares pero no iguales. Los alumnos tienden a pensar que las fluctuaciones y la variabilidad son errores experimentales que carecen de significado. Pero en este caso no es así; esas fluctuaciones son reales e informan sobre la naturaleza de la reacción química (8, 9). Su estudio permite explicar el comportamiento de los procesos químicos que tienen lugar a muy pequeña escala, como por ejemplo algunos procesos que tienen lugar dentro de las células. Pero esta es una discusión que requiere más tiempo y espacio, por lo que se trata en una comunicación diferente (6).

4. CONCLUSIÓN

En esta comunicación se ha discutido la utilización de una experiencia práctica, el proceso CARA → CRUZ, que permite simular una reacción química elemental de orden 1, como herramienta en la enseñanza de la cinética química a nivel de primer curso universitario. La experiencia ha obtenido una respuesta muy positiva de los alumnos y presenta características interesantes como herramienta de enseñanza, entre las que se pueden citar:

- *Flexibilidad*: permite trabajar sobre diferentes conceptos y a diferentes niveles.
- *Enfoque integrado*: permite integrar fácilmente las enseñanzas de teoría, problemas y prácticas, favoreciendo el desarrollo del espíritu científico de los alumnos.
- *Fomenta la participación activa del alumno*.
- *Economía*: no requiere reactivos ni equipamiento, ni muchos instructores, ya que puede realizarse perfectamente en grupos grandes.

REFERENCIAS

1. L.K. Steffen, P.L. Holt, *J. Chem. Educ.*, **1993**, Vol. 70, 991.
2. M.F. Bruist, *J. Chem. Educ.*, **1998**, Vol. 75, 372.
3. E. Harvey, R. Sweeney, *J. Chem. Educ.*, **1999**, Vol. 76, 1309.
4. E. Harvey, R. Sweeney, *J. Chem. Educ.*, **1999**, Vol. 76, 1310.
5. M. J. Sanger, R. A. Wiley, E. W. Richter y A. J. Phelps, *J. Chem. Educ.*, **2002**, Vol. 79, 989.
6. J. Martínez Urreaga, en *Didáctica de la Química y Vida Cotidiana*, Ed. Sección de Publicaciones E.T.S.I.I.-Universidad Politécnica de Madrid (2003).
7. M.C. Grasselli y V. Colasurdo, *Educación Química*, **2001**, Vol. 12, 233-240.
8. J. Martínez Urreaga, J. Mira y C. González, *Chem. Eng. Educ.*, **2003**, Vol. 36, 14.
9. J. Mira, J. Martínez Urreaga y C. González, *J. Chem. Educ.*, en prensa.

EL PROCESO SOLVAY: UNA PRÁCTICA PARA ENLAZAR LA QUÍMICA INDUSTRIAL Y LA QUÍMICA COTIDIANA

Adolfo Narros Sierra, Joaquín Martínez Urreaga, Frutos Pozas Requejo

Departamento de Ingeniería Química Industrial y del Medio Ambiente

E.T.S. de Ingenieros Industriales, Universidad Politécnica de Madrid

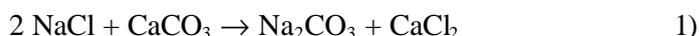
José Gutiérrez Abascal 2, 28006-Madrid

Se presenta una práctica de laboratorio consistente en realizar el proceso Solvay a partir de productos químicos de uso cotidiano, para obtener una de las sustancias más importantes de la industria química inorgánica, el carbonato sódico o sosa Solvay. Este proceso reúne dos características que lo hacen muy interesante: el proceso se realiza a partir de productos químicos que se encuentran en casa de los alumnos, y permite discutir varias cuestiones fundamentales en Química, como balances, termodinámica y equilibrio, separación y purificación, seguridad y otras. Todo ello hace que esta práctica resulte muy útil para enlazar la Química industrial con los cursos de Química general o inorgánica y también con la Química de cada día.

1. INTRODUCCIÓN

En contadas ocasiones tienen los alumnos la oportunidad de realizar en el laboratorio experimentos sencillos destinados a la obtención de productos de interés industrial. Esto es debido, sobre todo, a dificultades relacionadas con la naturaleza de los reactivos necesarios o las condiciones de reacción.

El proceso Solvay es el proceso industrial de obtención de carbonato sódico (Na_2CO_3), también denominado sosa Solvay. Fue desarrollado por los hermanos Solvay en 1863 y todavía hoy día se utiliza para producir grandes cantidades de sosa necesaria para la fabricación de vidrios, jabones y papel (1). En el proceso de fabricación industrial se emplean materias primas muy abundantes como la sal común (NaCl) y la caliza (CaCO_3), y aunque parece un proceso sencillo si se tiene en cuenta la reacción global de obtención:



es en realidad un proceso complejo en el que se emplea amoníaco como compuesto intermedio y se consumen cantidades importantes de energía.

El proceso Solvay (2), además de ser uno de los pioneros de la industria química inorgánica, es fácil de realizar a escala de laboratorio pues, por un lado, se utiliza material corriente y la reacción tiene lugar en condiciones ambientales; y por otro lado, los reactivos necesarios son tan cotidianos como que forman parte de algunos limpiadores domésticos (agua fuerte y limpiacristales), en condimentos de cocina (sal común) o en objetos decorativos o estructurales (mármol).

En este trabajo se presenta una práctica de laboratorio sobre el proceso Solvay para impartir en asignaturas de Química General o Química Inorgánica a los alumnos de los primeros cursos de Ingeniería Industrial o Ingeniería Química.

La práctica está dividida en dos partes, la primera consiste en la obtención del hidrógenocarbonato de sodio (bicarbonato sódico, NaHCO_3), empleando como reactivos amoníaco, ácido clorhídrico y carbonato de calcio. En ella se insiste a los alumnos que dichos compuestos forman parte, como componentes principales, de productos domésticos como limpiadores amoniacales (NH_3), desinfectantes y desincrustantes como el agua fuerte (HCl) u objetos decorativos hechos de mármol (CaCO_3). Por otro lado, el bicarbonato sódico forma parte de la composición de productos de uso cotidiano como antiácidos estomacales y levaduras sintéticas.

La segunda parte consiste en la obtención del carbonato sódico (Na_2CO_3) por calentamiento del hidrógenocarbonato de sodio, proceso en el que tienen lugar la deshidratación y descomposición térmica del bicarbonato.

Desde un punto de vista docente, esta práctica permite tratar aspectos muy importantes relacionados con:

- Equilibrio químico: estequiometría, ley de acción de masas, solubilidad, reacciones líquido-sólido-gas.
- Operaciones básicas: Absorción, generación de gases, cristalización, filtración.
- Importancia y aplicaciones, a escala industrial y a escala doméstica, de diversos productos químicos.

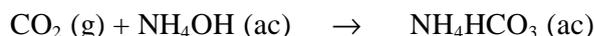
2. FUNDAMENTO TEÓRICO

La obtención directa de sosa según la reacción (1) no es posible debido a la baja solubilidad del CaCO_3 que hace que dicha reacción esté desplazada hacia la izquierda. En la práctica el proceso Solvay transcurre según la siguiente secuencia de reacciones:

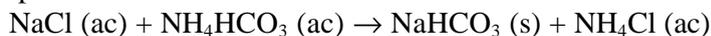
- a) Calcinación de la caliza para obtener dióxido de carbono y cal viva:



- b) Reacción del dióxido de carbono con hidróxido amónico para obtener bicarbonato amónico:



- c) Reacción en medio acuoso del bicarbonato amónico con cloruro sódico en la que precipita bicarbonato sódico que es la especie menos soluble de las que participan en la reacción:

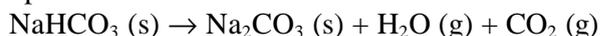


- d) La disolución de cloruro amónico se trata con la cal que se obtiene en la reacción a) para recuperar el amoníaco y emplearlo en un nuevo ciclo:



El CaCl_2 es el residuo del proceso.

- e) El bicarbonato generado en la reacción c) se separa por filtración, se seca y se calienta a 300 °C para obtener el carbonato sódico (sosa Solvay). En la reacción se desprende dióxido de carbono que se recupera y se emplea en un ciclo posterior:



Si el amoníaco que interviene en el proceso se recicla, únicamente se consume sal común y carbonato cálcico. En el proceso industrial no todo el amoníaco se recupera y por tanto existe un pequeño consumo de amoníaco en los procesos de producción de sosa.

En la práctica que nos ocupa se estudia el proceso Solvay con las modificaciones que se indican a continuación:

- 1) El proceso industrial se lleva a cabo en continuo mientras que en esta práctica se va a realizar el proceso con una determinada cantidad de sal común (proceso por lotes).
- 2) El dióxido de carbono necesario se obtiene por reacción de la caliza con ácido clorhídrico, en lugar de por calcinación (reacción descrita en a)).
- 3) El CO₂ se hace burbujear a través de una disolución que contiene NaCl y NH₃ en la que inicialmente se forma el bicarbonato amónico y posteriormente precipita bicarbonato sódico.

3. MATERIAL Y REACTIVOS

En esta propuesta de guión se emplea material de uso frecuente en un laboratorio de Química General, junto con productos químicos de uso doméstico. No obstante, a pesar de este carácter doméstico, agua fuerte, amoníaco y etanol son productos peligrosos que han de tratarse con la máxima precaución. Para el desarrollo de la práctica se necesita:

- Pies, nueces y pinzas de sujeción.
- Embudo de decantación.
- Matraz Erlenmeyer de 250 ml.
- Vaso de precipitado de 1000 ml.
- Probeta de 100 ml.
- Kitasato y embudo buchner.
- Tapón de goma.
- Tubo de goma de silicona.
- Crisol de porcelana.
- Vidrio de reloj.
- Papel de filtro.
- Tubos de ensayo.
- Etanol de 96°.
- Hielo.

- Sal común (NaCl).
- Trozos de mármol (CaCO₃).
- Agua fuerte (HCl).
- Amoníaco para limpieza (NH₃).

4. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Aunque existe alguna otra versión de esta práctica que requiere un montaje y un procedimiento experimental mucho más complejos (3), en este caso se ha optado por un diseño simplificado al máximo para hacer la práctica más barata y más segura.

4.1. Obtención de NaHCO₃

1. En un erlenmeyer de 250 ml, disolver 22 g de sal común (NaCl) en 75 ml de disolución de amoníaco 6M. Agitar la mezcla durante varios minutos, hasta que la sal esté completamente disuelta, y ponerla en una probeta de 100 ml. Introducir ésta en un vaso de precipitado de 1000 ml lleno de agua. Sujetar la probeta, para evitar que se derrame el líquido que contiene, empleando un pie, una nuez y un aro o pinza metálica.

2. En un kitasato colocar unos 300 g de trozos de mármol (CaCO₃), conectar la salida lateral al tubo de silicona e introducir el extremo libre de éste en la disolución de manera que descansa en el fondo de la probeta. Llenar un embudo de decantación con agua fuerte (HCl) (Asegurarse de que la llave esté cerrada). Conectar el vástago del embudo con el tubo de vidrio que está unido al tapón de goma mediante un pequeño trozo de tubo de silicona y tapar herméticamente el kitasato con el tapón. Sujetar el embudo de decantación con una pinza a una altura suficiente para que el líquido que contiene pueda caer por goteo en el interior del kitasato. El montaje debe ser como el de la figura 1. Abrir la llave del embudo de decantación lentamente y dejar caer el ácido gota a gota sobre el mármol. Debido a la reacción se forma espuma y se desprende CO₂, que debe burbujear a través de la disolución salina de la probeta. Si no es así comprobar que no hay fugas por el tapón o por el tubo de goma. El burbujeo debe ser vigoroso y regular; si es necesario, aumentar el ritmo del goteo del agua fuerte HCl. Se debe evitar, disminuyendo en su caso el ritmo de goteo, la formación de una cantidad excesiva de espuma, pues ésta podría pasar a la probeta y poner en peligro el experimento.

3. Después de unos 30-40 minutos aparece una ligera turbidez en la probeta que nos indica la formación de NaHCO₃. Continuar burbujeando durante otros 10 minutos, añadir hielo al baño de agua y burbujear otros veinte minutos más. Al final se debe haber formado una cantidad apreciable de NaHCO₃. Detener el goteo del ácido y sacar el tubo de la probeta. Enfriar en baño de hielo 10 ml de agua destilada y 10 ml de etanol al 96%. Mientras, desmontar el kitasato, eliminar adecuadamente los restos de la reacción y lavarlo con agua destilada.

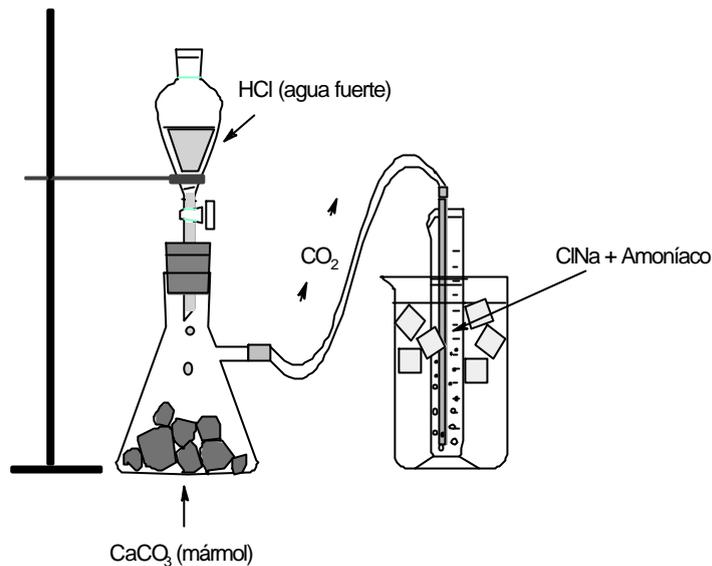


Figura 1. Montaje para la obtención de bicarbonato sódico.

4. Colocar un papel de filtro en el embudo buchner, colocarlo en el kitasato, aplicar succión y filtrar rápidamente la disolución fría recogiendo los cristales de NaHCO_3 . Parar la succión y añadir 5 ml de agua fría, esperar 10 segundos y aplicar succión. Repetir la operación con otros 5 ml de agua fría. Por último lavar los cristales con dos porciones de 5 ml cada una de etanol. Secar el producto dejando la succión conectada durante 5 minutos.

5. Parar la succión, extraer con cuidado el papel de filtro y mediante una espátula recoger los cristales en un vidrio de reloj, de peso conocido, y pesar los cristales para calcular el rendimiento del proceso.

6. En un tubo de ensayo disolver una punta de espátula del producto en 2 ml de agua, comprobar el pH de la disolución utilizando papel indicador. Añadir unas gotas de agua fuerte y comprobar que hay desprendimiento de burbujas.

4.2. Obtención de Na_2CO_3

1. Calentar un crisol de porcelana a $300\text{ }^\circ\text{C}$ durante 15 min, dejar enfriar en desecador y pesar en la balanza analítica.

2. En el crisol de porcelana, previamente tarado, pesar en la balanza analítica alrededor de 1 g de NaHCO_3 seco y calentar en el horno a $300\text{ }^\circ\text{C}$ durante 15 min. Dejar enfriar en desecador y pesar. Determinar la pérdida de peso.

3. En un tubo de ensayo disolver una punta de espátula del producto en 2 ml de agua, comprobar el pH de la disolución utilizando papel indicador. Añadir unas gotas de agua fuerte y comprobar que hay desprendimiento de burbujas.

4. Escribir las reacciones y calcular los rendimientos de los procesos.

5. REFERENCIAS

1. <http://www.solvay.com/solvayproducts/chemicals/productdetails/0,6412,837-2-0,00.htm>

2. <http://www.orica.com/resource/chemfact/pdffiles/sodiumc.pdf>

3. <http://www.njcmr.org/mpids/ACS/axaya/chem/lab4.html>

TÉCNICAS INSTRUMENTALES DE ANÁLISIS QUÍMICO APLICADAS AL RECICLADO DEL PAPEL

*M^a. Teresa Hernández Antolín, Alberto Cambra, Coralie Perronnet,
Isabel Carrillo, Francisco Fernández Martínez*

Departamento de Química Industrial y Polímeros, E.U.I.T. Industrial
Universidad Politécnica de Madrid, Ronda de Valencia, 28003-Madrid
teresah@qi.upm.es

En la fabricación de papel prensa en diferentes calidades, a partir de papel 100 % recuperado, la pasta obtenida a partir de revistas y periódicos usados, pasa por varios baños para separar el papel de la tinta. La parte útil, la destintada, sirve de nuevo para la fabricación de papel, quedando un rechazo, que contiene poco papel y mucha tinta. El objetivo de este trabajo ha sido estudiar los residuos de tinta de papel reciclado utilizando técnicas no convencionales de análisis químico (análisis térmico, difracción de rayos X y colorimetría), con el fin de estimar posibles usos y de valorizar este tipo de residuos.

1. INTRODUCCIÓN

Por definición, el papel prensa está compuesto por una estructura fibrosa, que constituye el armazón interno de la misma (y le confiere sus propiedades mecánicas) y unos elementos de relleno que cubren los huecos de estas estructuras fibrosas (generalmente caolín y carbonato cálcico). En la industria de reciclado de papel, el pulpeado consiste en disgregar por flotación la estructura del papel impreso superficialmente y por fricción y flotación dispersar y eliminar la tinta sin dañar las fibras (1).

En el proceso de fabricación de papel a partir de papel reciclado, se pueden distinguir básicamente tres etapas: la elaboración de la pasta a partir de papel recuperado (fundamentalmente previstas y periódicos), fabricar el acondicionamiento final de la pasta antes de formar la hoja, y la producción de la hoja de papel. En la elaboración de la pasta tienen lugar varios procesos entre los que cabe destacar: pulpeado y depuración grosera por tamaños, depuración de alta consistencia, destintado, depuradores a baja consistencia y espesado, clarificación de aguas, dispersión en caliente y blanqueo. En estos procesos de producción del papel y cartón se generan una gran cantidad de materiales no deseados, variando su naturaleza en función de los materiales utilizados.

Como se ha indicado anteriormente durante el proceso de reciclado de papel, la pasta obtenida pasa por varios baños para separar el papel de la tinta, resultando una mezcla que contiene poco papel y mucha tinta, lodos de destintado. Por su naturaleza, por su humedad y sobre todo por su cuantía son difícilmente gestionables y suponen

costes importantes a medida que aumentan las restricciones a su vertido en vertedero controlado. Estos lodos no pueden considerarse, por su análisis químico, como residuos tóxicos y peligrosos, tampoco pueden ser considerados como residuos urbanos y la cantidad es tan alta que no pueden ser destinados a vertedero. Es necesario, por tanto, buscar algún tipo de utilidad que, si no en su totalidad, absorba al menos parte de ella. La última opción para estos lodos sería la incineración que resulta antieconómica. El volumen actual de residuos de tintas en la Comunidad de Madrid es del orden de 65.000 toneladas/año y se prevé que aumente en los próximos años.

Las proporciones de lodos de destintado por unidad de papel producidas varían ampliamente en función del tipo de papel producido, calidad y selección del papel de recuperación empleado. Así, las producciones de lodos de destintado son máximas en papel tisú, papel de oficina y papel prensa, si se emplean papel de recuperación de calidades semejantes. En cambio, son menores en la producción de papel para la fabricación de papel arrugado donde sin embargo las proporciones de rechazo pueden alcanzar valores muy elevados.

El objetivo de este trabajo es estudiar el residuo y buscar las posibilidades de su reutilización. Para ello se ha caracterizado el residuo por análisis térmico, estudiando las reacciones de descomposición e identificando las fase cristalinas formadas en cada una de las etapas por la técnica de difracción de rayos X. Así mismo, se ha utilizado la colorimetría (coordenadas $L^*a^*b^*$) para analizar la evolución del color que experimentan las muestras obtenidas a diferentes temperaturas.

2. PARTE EXPERIMENTAL

Diversas muestras de lodos de destintado procedentes de la empresa Holmen Paper fueron sometidas a un tratamiento inicial de desecación en mufla marca Heron a 110 °C durante 24 horas con el objeto de tener una muestra representativa independiente del grado de humedad.

Posteriormente, muestras de 15 g en diferentes cápsulas se sometieron a tratamiento térmico desde 125 a 1000 °C, con un intervalo de temperatura de 25 °C, durante 24 horas a la temperatura seleccionada en cada caso. Posteriormente, la muestra se introducía en un desecador hasta alcanzar temperatura ambiente, procediendo entonces a su pesada. Es necesario que destacar que debido a la heterogeneidad de las muestras analizadas no se han podido realizar ensayos de análisis térmico como termogravimetría o calorimetría diferencial de barrido.

Todas las muestras sometidas a tratamiento térmico a diferente temperatura se han estudiado posteriormente por difracción de rayos X y colorimetría.

El equipo utilizado para la difracción de rayos X es un difractómetro automático de la marca Siemens Kristalloflex 810 que tiene una lámpara de cobre y equipado con un monocromador de grafito y un detector proporcional. La muestra se coloca sobre un soporte plano en rotación alrededor de un eje horizontal. Para analizar

la muestra, se ha tomado una pequeña cantidad después de haberla triturado para obtener un polvo uniforme.

El colorímetro utilizado es LUCI 100 marca Dr. Lange, iluminante D65 y medida de luz difusa a 8°.

3. DISCUSIÓN DE RESULTADOS

En la Figura 1 se muestra, a título de ejemplo, la media del tanto por ciento en peso de las distintas muestra analizadas, previa desecación a 105 °C frente a la temperatura 125-1000 °C.

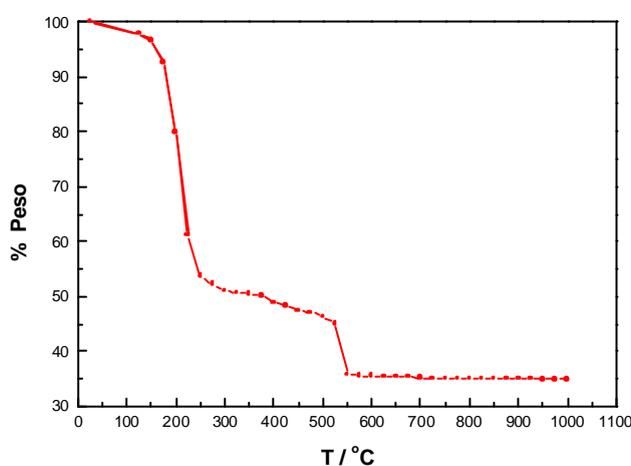


Figura 1. Termograma de las muestras de los lodos de destintado.

La degradación térmica de estos lodos muestra varias etapas claramente diferenciadas. La primera, con una pérdida de peso del 46,7% va hasta 250 °C, correspondiente a la combustión de la celulosa y a la pérdida parcial del agua de constitución del caolín. Entre 250 y 500 °C existe una tendencia asintótica de pérdida de peso en la cual se deshidrata totalmente el caolín, dando productos amorfos, no detectables por rayos X. En la siguiente etapa, de 535 a 550 °C, se produce la descomposición del CaCO_3 . Por último, el peso se mantiene constante a partir de 600 °C hasta 1000 °C.

En la Figura 2 se muestran los difractogramas de las distintas muestras sometidas a diferentes temperaturas: 300, 400, 500, 600, 700, 800, 900, 1000 y 1100 °C. A temperaturas inferiores a 300 °C no se consideran, debido a que los residuos todavía tienen compuestos orgánicos.

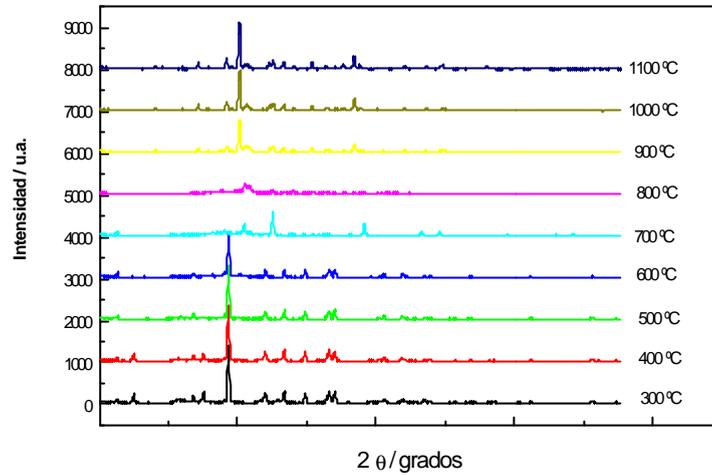


Figura 2. Difractogramas de rayos X a diferentes temperaturas.

Los gráficos a 300, 400, 500 y 600 °C tienen una gran semejanza, apareciendo los picos a los mismos ángulos de difracción, por lo que tienen análoga composición. Del análisis de estos resultados mediante el programa Fullprof (2) se detecta la presencia de caolín (3) y la existencia de una gran cantidad CaCO_3 (calcita) (4) (ver figura 3), que posteriormente se descompone dando CaO (5) (ver figura 4). A estas temperaturas, el caolín deshidratado, está en estado amorfo, no detectándose por medio de esta técnica.

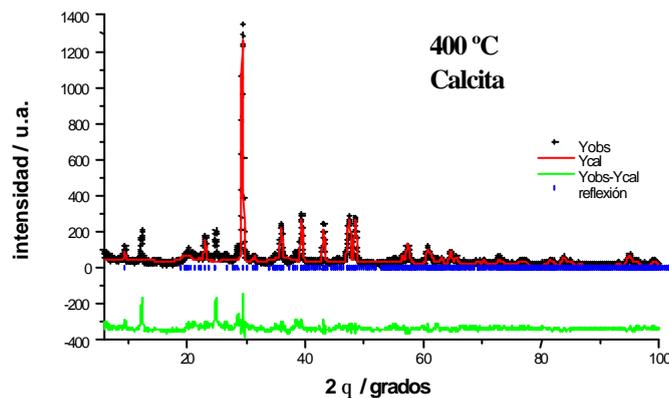


Figura 3. Difractogramas obtenidos para la muestra tratada a 400°C, observado (+), calculado en continuo y diferencia (gráfico inferior). Las marcas verticales indican la posición de las reflexiones.

Análogamente, con un tratamiento similar para las muestras calentadas hasta 700 °C se comprueba la existencia de un componente mayoritario, el CaO [5] (ver Figura 4) y a 900, 1000, 1100 °C existe una mayoría de silicatos complejos de calcio y aluminio.

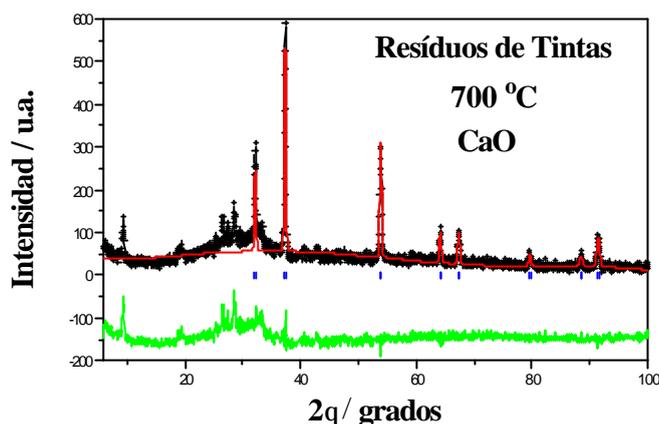


Figura 4. Diffractograma obtenido para la muestra tratada a 700 °C, observado (+), calculado en continuo y diferencia (gráfico inferior). Las marcas verticales indican la posición de las reflexiones.

El estudio de las coordenadas de color $L^*a^*b^*$ (colorimetría) del lodo tratado a las diferentes temperaturas se muestra en la figura 5.

Como se observa inicialmente, la coordenada acromática L^* , (que tiene un valor de 0 para el negro y de 100 para el blanco) muestra que la variable L^* inicialmente disminuye hasta la temperatura de 200 °C, coincidiendo con la “tostación” del componente celulósico del papel, aumentando posteriormente su valor hasta 90, a la temperatura de 600 °C y manteniendo un valor prácticamente constante a partir de esta temperatura.

El valor de las componentes cromáticas a^* y b^* es pequeño, manteniéndose prácticamente constante y disminuyendo gradualmente hasta alcanzar su valor mínimo en los productos obtenidos a altas temperaturas, característicos de un material prácticamente blanco.

AGRADECIMIENTOS

Los autores agradecen a *Holmen Paper-Papelera Peninsular* las facilidades prestadas, así como al *Ministerio de Ciencia y Tecnología* por la financiación del proyecto MAT. 2000-0753-C02-02.

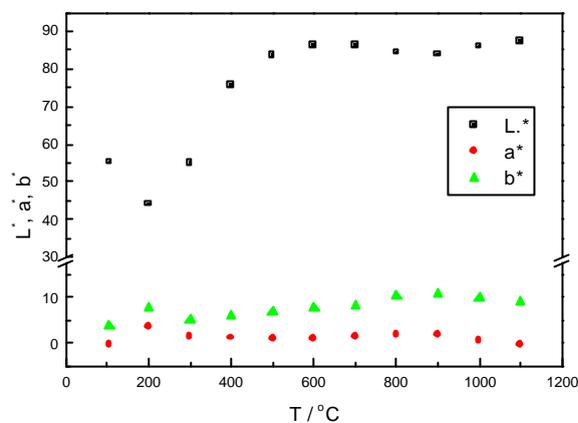


Figura 5. Representación de coordenadas L^* , a^* y b^* frente a la temperatura.

REFERENCIAS

1. Holmen Paper-Papelera Peninsular, *Guía técnica: Características de los papeles prensa en la impresión Offset Coldset* (2001).
2. J. Rodríguez Carvajal, *FULLPROF: A program for Rietveld refinement and pattern matching analysis*, *Abs. Of Satellite Meet. On Powder Diffraction of XV Congress of Int. Union of Crystallography, Toulouse*, **1990**, 127.
3. H. Chessin, W.C. Hamilton, B. Post, *Acta Crystallographica*, **1967**, Vol. 20, 1948.
4. H. Chessin, W.C. Hamilton, B. Post, *Acta Crystallographica*, **1965**, Vol. 18, 689.
5. W. Gerlach, *Zeitschrift für Physik*, **1922**, Vol. 9, 184.