

Fiesta química: licores que no lo son, bebidas que no hay que beber y alguna cosa de comer

Josep Corominas

Departament de Ciències. Escola Pia de Sitges, Sitges, España. corominas.josep@gmail.com

[Recibido en marzo de 2010, aceptado en octubre de 2010]

Se describen cuatro experimentos de reacciones químicas y propiedades de las soluciones presentados en forma lúdica, con la finalidad primero de atraer la atención para inmediatamente después provocar la reflexión acerca del fenómeno observado.

Palabras clave: Oxidación-reducción; Compuestos de coordinación; Densidad; Combustión.

Chemical party: spirits that are not so, drinks for no drinking and something to eat

We describe four experiments of chemical reactions and properties of the solutions presented in a playful manner with the primary purpose of attracting attention and immediately provoke reflection on the phenomenon observed.

Keywords: Oxidation-reduction; Coordination compounds; Density; Combustion.

Introducción: ¿por qué hacer experimentos lúdicos de química?

Hay ocasiones en las que las reacciones químicas se presentan bajo un aspecto lúdico, la verdadera finalidad no es el puro entretenimiento si no el centrar la atención del público en el comportamiento y en las propiedades químicas de la sustancias y materiales. La aproximación bajo el aspecto recreativo, a veces “mágico”, es una metodología para atraer la atención, impresionar a veces, y crear la oportunidad de hacer reflexionar científicamente (Shakhashiri 1983).

Los grandes expertos en demostraciones espectaculares, recalcan la conexión inseparable entre la ciencia y el arte. Ambos aspectos de la creatividad son procesos cognitivos que quizás sólo difieren en la intensidad y en el grado en que requieren un simbolismo abstracto (Roesky y Möckel 1996)

Es por ello que podemos hablar con toda seguridad del arte de las demostraciones tanto químicas como físicas. Grandes científicos han sido a la vez magníficos presentadores de experimentos, como M. Faraday. Los profesores de química y de física tenemos un importante reto cuando pretendemos hacer una exposición que atraiga la atención de nuestro público habitual.

Las reacciones químicas de cambios de color, sea por oxidación-reducción, por formación de complejos o por los cambios de un indicador según el pH del medio son las que mejor se prestan a una dramatización. Pero también se pueden aprovechar las propiedades físicas de las soluciones como la densidad. También se prestan a presentaciones “mágicas”, algunos casos de cambios de entalpía en una reacción.

En este artículo se presentan algunas demostraciones, comenzando por el aspecto lúdico de presentación al público y seguido del comentario explicativo de los cambios o propiedades observados.

Es importante, siempre, tener presente los aspectos de seguridad:

- En todos los casos, la presentación deberá poner énfasis en que los productos empleados no son realmente comestibles ni bebibles.
- Deberá mantenerse siempre al público lo suficientemente alejado de la presentación para que en ningún momento sienta la tentación de intervenir mientras esta se esté realizando.
- Al terminar la demostración, deben recogerse los residuos en los contenedores correspondientes.

Pero sobre todo hay que tener presente los aspectos pedagógicos de las demostraciones:

- Nunca hay que presentar una demostración dejando que el público se quede con la idea de que la química es “magia” y lo que se ha presenciado es un juego de ilusionismo.
- Siempre hay que comentar el tipo de reacción o de fenómeno que se ha presenciado, según el nivel de conocimiento científico del público. Este aspecto es el más difícil: en efecto, explicar una reacción de oxidación-reducción a estudiantes de segundo de bachillerato no ofrece ninguna dificultad. Pero, ¿qué debemos decir a un niño, a una niña o a una persona que lleva años fuera de las aulas?
- Un experimento nunca “fracasa”. Pero algunas veces obtenemos un resultado distinto al esperado: es porque no hemos tenido en cuenta o hemos olvidado algún factor que no ha intervenido o que debería haber intervenido en el experimento. De nuestra habilidad para comunicarlo al público depende el verdadero “fracaso” o “éxito” de la demostración.

A continuación se exponen algunos experimentos, todos ellos se pueden hacer con productos fácilmente asequibles, la mayoría en el comercio, sólo en algunos casos habrá que recurrir a suministradores de productos químicos de laboratorio. Se ha procurado además que en ningún caso sean peligrosos para la seguridad del público ni los residuos generados lo sean para el medio ambiente.

Licores que no lo son

Experimento 1. Como convertir el whisky en agua (y nunca al revés)

Una reacción redox tratada bajo un aspecto lúdico

Material

Botella de whisky vacía (dejar la etiqueta original)

Solución diluida de yodo, I_2 en KI

Tiosulfato de sodio, $Na_2S_2O_3$

Procedimiento

Procurarse una botella vacía auténtica con tapón de rosca.

El color del líquido se consigue con una solución muy diluida de yodo en KI.



El tapón



con tiosulfato de sodio



un papel de filtro para sujetarlo

Figura 1. Preparación del tapón con tiosulfato de sodio.

En la cavidad del tapón, se pone tiosulfato de sodio, que se mantiene fijo gracias a un trocito de papel de filtro (figura 1). Se tapa con cuidado y queda preparada la demostración.

Presentación del experimento

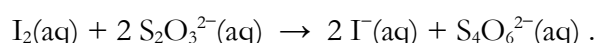
Se muestra al público una botella de whisky con aproximadamente 1/3 de líquido. El color debe ser una buena imitación del licor.

Debe de indicarse que debido a que hay una campaña contra el abuso de licores conviene dar ejemplo y convertir el contenido en agua.

Efectivamente, al agitar vigorosamente el líquido, éste se transforma en “agua”.

Explicación

Se trata de una reacción de oxidación-reducción:



Los productos de la reacción dan soluciones incoloras

Se puede sustituir la solución de yodo por preparados de farmacia con tintura de yodo y el tiosulfato de sodio por ácido ascórbico (vitamina C). En éste caso, si el material ha sido limpiado previamente a fondo, incluso el presentador del experimento, puede tomar un pequeño sorbo beber del “agua” (sin abusar).

Experimento 2. Agua que se va convirtiendo en otros líquidos (que no hay que beber)

Cambios de color de los compuestos de hierro

Presentación del experimento

Es la historia de un servicial camarero que ante las dudas de un cliente es capaz de servirle en cada momento una copa de la bebida pedida. El cliente que pide sucesivamente, un vaso de vino blanco, luego quiere cambiarlo por vino rosado, después por un tinto, a continuación por un café y el último por un té frío (Cahay *et al.* 2006).



Figura 2. Los diferentes colores obtenidos.

En la mesa se dispone la jarra con agua y las cinco copas o vasos.

- Se vierte el contenido de la jarra en la primera copa: color amarillo claro, es el vino blanco.
- Ante la insatisfacción del cliente, que se arrepiente de su pedido y quiere cambiar por un vino rosado, se vierte el contenido de la copa 1 en la jarra y se llena con este líquido la copa 2: color rojo claro, es el vino rosado

- Tampoco es del gusto de nuestro cliente, quiere un vino tinto. No hay más que verter el contenido de esta copa en la jarra y servir de la misma en la copa 3, sale el color del vino tinto
- Pero la insatisfacción continúa, lo que quiere el cliente es un café frío. Tampoco es problema, se vierte el contenido de esta copa en la jarra y se sirve de ella en la copa 4: color negro, es el café
- Por fin parece que hay una decisión definitiva, lo que quiere el cliente es un té frío. Tampoco es un problema, se vierte el contenido de esta copa en la jarra y se sirve de ella en la copa 5: color amarillo, es el té.

Explicación

En primer lugar hay que preparar las soluciones siguientes:

A: Solución de de cloruro de hierro (III), $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ de concentración $1,0 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

B: Solución de tiocianato de amonio, NH_4SCN de concentración $2,5 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

C: Solución de ácido tánico (50 g en 250 mL de agua) corresponde a una concentración de $0,5 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

D: Solución de ácido oxálico (ácido $\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) de concentración $1,5 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Se preparan ahora 5 copas o vasos, con el siguiente contenido:

Vaso nº 1: 15 gotas de la solución A.

Vaso nº 2: 2 gotas de la solución B.

Vaso nº 2: 10 gotas de la solución B.

Vaso nº 4: 12 gotas de la solución C.

Vaso nº 5: 10 mL de la solución D.

Aparte se dispone una jarra llena de agua destilada.

Se trata de reacciones de cambios de color del ion hierro (III) al formar distintos compuestos de coordinación. El color del líquido de la primera copa es el de los iones Fe(III) en solución acuosa diluida. En la segunda copa, se forma, con los iones tiocianato el ion complejo $\text{FeSCN}^{2-}(\text{aq})$. El color se intensifica en la tercera copa, al aumentar la concentración del tiocianato. En presencia de ácido tánico, se forma un compuesto insoluble de color negro azulado que queda en suspensión coloidal. Por último, los iones $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ forman en presencia de un exceso de ácido oxálico forman un compuesto de coordinación de color amarillento.

Experimento 3. Dulces bandas de colores

Experimento para mostrar cómo se ordenan soluciones azucaradas de diferentes densidades.

Cada una de las soluciones coloreadas con colorantes alimentarios tiene una concentración de azúcar diferente y se pueden poner en orden decreciente de densidades.

Materiales y productos necesarios

Balanza de cocina.

Cucharillas de café.

Cuentagotas.

Tubos de ensayo.

Vasos.

Agua.

Azúcar (400 g).

Colorantes alimentarios.

Hay que preparar soluciones de azúcar en agua de concentraciones 50%, 40%, 30%, 20% y 10% en masa.

Las cantidades para 200 g de cada disolución de más a menos densas son:

50%: 100 g agua + 100 g azúcar.

40%: 120 g agua + 80 g azúcar.

30%: 140 g agua + 60 g azúcar.

20%: 160 g agua + 40 g azúcar.

10%: 180 g agua + 20 g azúcar.

El mejor método es poner el vaso en la balanza, añadir agua hasta el peso deseado y después el azúcar. Cada disolución se guarda por separado con su etiqueta.

En primer lugar se planifica la escala de colores que queremos obtener. A continuación se colocan en tubos de ensayo, hasta una altura de unos 5 cm, las soluciones de diferentes concentraciones. Usando cuentagotas, se colorean las soluciones con los colores que hemos planificado. Basta con un par de gotas de colorante.

Se pone la solución más concentrada, ya coloreada, en un tubo de ensayo.

A continuación con el cuentagotas, se deposita con mucho cuidado la siguiente solución en orden decreciente de densidad. Así se van añadiendo capas.

Podemos llegar a superponer hasta cinco capas con colores diferentes (figura 3).

Una nueva capa aún menos densa todavía, se puede hacer con agua destilada y una sexta con etanol.

Este experimento puede realizarse en un margen amplio de edades: desde cursos de infantil, donde los estudiantes se limitarían a preparar las soluciones y intentar disponerlas en orden creciente de densidades, hasta cursos avanzados, en los cuales se puede medir con cierta precisión las densidades correspondientes, usando material volumétrico como pipetas de 10 mL y balanzas de sensibilidad 0,01 g. Aunque en muchos laboratorios escolares, no es fácil disponer de balanzas de sensibilidad superior a una décima de gramo.

Explicación

Las soluciones de azúcar en agua, tienen distintas densidades (Henderson *et al.* 1998), por ello es posible colocarlas sin que se mezclen entre si. El etanol, que se puede emplear es el que comercialmente se vende en las farmacias (solución del 96% en volumen), de densidad aproximada $0,80 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

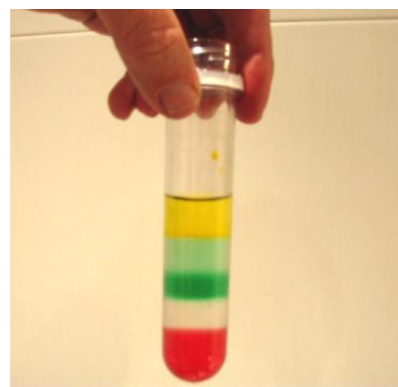


Figura 3. Cinco bandas de colores de diferentes densidades.

Y alguna cosa para comer...

Experimento 4. ¿Velas comestibles?

Presentación del experimento

En la mesa, y con la sala en penumbra, se coloca un plato con unas velas encendidas. Se toma una de ellas, se sopla ¡y se come!

Explicación

La “vela comestible” consiste en un trozo de plátano o manzana sin piel, al que se ha dado la forma cilíndrica similar a un trozo de vela (figura 4). Como “mecha” de ésta vela, usar un trozo de almendra natural o tostada. Es conveniente colocar algunas de estas falsas velas junto a otras auténticas (figura 5).

La vela comestible lleva la almendra, un fruto seco con un alto contenido en aceites, que son el combustible que arde (figura 6). El presentador del experimento, tendrá la precaución de asegurarse que lo que se lleva a la boca está a una temperatura apta para comerse.



Figura 4. Una buena manera para obtener cilindros de manzana. Hay que limpiar muy bien el material de corte.



Figura 5. Cinco “velas”.



Figura 6. ¿Cuáles son las velas comestibles?

Referencias

- Cahay R., Debry R. J., Linard R., Mouton-Lejeune R. (2006) Chimie amusante “Le garçon de café”. *Bulletin de l'ABPPC* 170 (03), 78.
- Shakhashiri B. Z. (1983) *Chemical Demonstrations. A Handbook for Teachers of Chemistry*. Madison, Wisconsin. The University of Wisconsin Press.
- Roesky H. W., Möckel K. (1996) *Chemical Curiosities*. Wienheim. VCH.
- Henderson S. K., Fenn C. A., Domijan J. D. (1998) Determination of sugar content in commercial beverages by density. *Journal of Chemical Education* 75 (9), 1122-1123.