

# A VECES ES MEJOR MOSTRAR

## PARTE 1

Ana Martínez Vázquez\*

### INTRODUCCIÓN

Mucho se ha hablado y escrito acerca del problema en el proceso de enseñanza-aprendizaje de la química, y de la disminución alarmante en el número de personas que escogen esta carrera en todo el mundo. Dentro de lo que se ha discutido, una conclusión importante es que al público hay que motivarlo mostrándole la ciencia en

conexión con aspectos de la vida cotidiana. En los cursos de química que generalmente se imparten en las universidades se cuida que el contenido de los programas esté secuencialmente estructurado, para "caminar" desde lo concreto hasta lo abstracto, y con esto facilitar el aprendizaje, pero no se contempla la motivación a través de experiencias diarias. Esto hace que, en ocasiones, la materia de química sea aburrida y muy difícil, sobre todo para los estudiantes de otras carreras que tienen en el tronco básico profesional a la química como una obligación.

Una forma de hacer más atractiva la enseñanza de la química es utilizar la actividad que se conoce

como "experiencias de cátedra", es decir, experimentos cortos, ilustrativos y llamativos, que se pueden hacer por el profesor y los alumnos en el salón de clases. La idea es que con estos experimentos se trate de mostrar algo de lo que se está enseñando en ese momento. No tiene que ser necesariamente algo que demuestre que lo que estamos diciendo es verdad, pero sí tiene que presentar algo interesante de lo que los alumnos están intentando entender.

Para la asignatura trimestral de Química I que se ofrece en la Universidad Autónoma Metropolitana, aquí se presentan una o más experiencias de cátedra semanales, como se muestra en el cuadro adjunto, que incluye también el tema que se estudia en ese momento

y los conceptos que se quieren mostrar. De los 13 experimentos se escogieron cinco para describirlos detalladamente en este artículo.

La descripción de cada experiencia está dividida en tres partes. En la primera se señala la preparación previa de lo que se va a realizar y el material que se necesita. En la segunda se detalla lo que se va a hacer en el salón de clases y en la tercera se da una opción de lo que se les dice a los alumnos al estar frente al grupo.

SEMANA	EXPERIENCIA	TEMA	CONCEPTO
Primera	volcán	estequiometría	Ley de la conservación de la materia (Ford, 1965)
Segunda	yoduro de plomo	estequiometría	Reactivo limitante (Carriz, 1985)
Tercera	concentraciones	soluciones	Qué es y qué no es diluir
Cuarta	vaso con acetona y mina de carbón	gases	No todo lo que se diluye forma una solución ¿Dónde están los gases? (Ford, 1965)
Quinta	lata de refresco y N <sub>2</sub> líquido	gases	Presión atmosférica (Ford, 1965) y la relación de la temperatura con el volumen y la presión de un gas
Sexta	Formas de hacer fuego	equilibrio químico	¿Por qué se pierde el equilibrio?
Séptima	reacciones oscilantes	equilibrio químico	Equilibrio que va y viene (Talanquer, 1992)
Octava	encendiendo una vela... sin cerillos	equilibrio químico	Equilibrio iónico... pero raro (Ford, 1965)
Novena	cómo pelar un huevo... crudo	equilibrio iónico	Los ácidos y las bases
Décima	azúcar negra	equilibrio iónico	Reacciones redox (Ford, 1965)
Décimo primera	bomba de agua	FIN	Introducción a la Química 2 (Ford, 1965)

Con este artículo comienza una serie que pretende ser una oportunidad para enseñar la química en forma más atractiva, utilizando "experiencias de cátedra".

Éstas son experimentos sencillos, cortos, llamativos, no peligrosos y poco costosos, que se pueden hacer por el profesor y los alumnos en el salón de clases. La idea es tratar de ilustrar o introducir algún tema curricular, para buscar nuevas alternativas prácticas en educación. En esta ocasión, se presentan aquí diferentes experiencias de cátedra planeadas semanalmente de acuerdo con el programa de Química I de la UAM-Iztapalapa, una asignatura del primer trimestre de diversas carreras. Por supuesto, la sección queda abierta para quienes deseen participar con nuevas contribuciones.

\*Universidad Autónoma Metropolitana-Iztapalapa  
Apartado Postal 55-534  
México, D.F.

## CONCENTRACIONES

1. Preparar 500 mL de una solución muy concentrada de cloruro de cobre ( $\text{CuCl}_2$ ), para que el color azul de la solución sea evidente.\* Necesitamos un matraz aforado de 500 mL que contenga la solución concentrada de  $\text{CuCl}_2$  marcado con el número 1; dos matraces aforados de 100 mL marcados con los números 2 y 3; un matraz aforado de 10 mL marcado con el número 4; una pipeta graduada de 10 mL, un embudo y una piceta con agua.

2. Frente a los alumnos preparamos las siguientes soluciones:

*matraz 1.* Contiene la solución original de  $\text{CuCl}_2$ ,

*matraz 2.* Le ponemos 100 mL de la solución de  $\text{CuCl}_2$  que contiene el matraz 1,

*matraz 3.* Le ponemos 10 mL de la solución de  $\text{CuCl}_2$  original y aforamos con agua,

*matraz 4.* Le ponemos 10 mL de  $\text{CuCl}_2$  original.

3. Tenemos una solución inicial con una determinada concentración de cloruro de cobre ( $\text{CuCl}_2$ ). Hablar de concentración implica que estoy hablando de la relación entre la cantidad de soluto, comúnmente expresada en moles, y la cantidad de disolvente. A partir de esta solución preparamos otras y las comparamos para ver cuáles tienen la misma concentración y cuáles tienen el mismo número de moles.

*Matraces 1 y 2:* Tienen la misma concentración, pero como tengo diferente cantidad de muestra necesariamente tengo diferente número de moles.

*Matraces 2 y 3:* Tienen el mismo volumen pero

diferente concentración y por lo tanto tienen diferente número de moles de soluto.

*Matraces 3 y 4:* Tienen diferente cantidad, diferente concentración pero el mismo número de moles.

Además de estas comparaciones podrían decir ¿qué matraces tienen la misma concentración?, ¿cuáles son los que tienen el mismo número de moles?, y calcular la concentración y el número de moles de cada matraz suponiendo que el matraz 1 tiene una concentración 3.5 molar.

## VASO CON ACETONA

1. Esta experiencia no necesita de una preparación previa. Se necesitan 10 vasos de unicel, un cristallizador de vidrio y acetona.

2. Se pone acetona en el cristallizador. Se meten uno por uno los vasos de unicel en la acetona hasta que se deshacen por completo.

3. Con este experimento se quiere mostrar que las apariencias engañan. Aquí tenemos un vaso de unicel, que aparentemente es un sólido y que tiene la peculiaridad de que puedo tomar café caliente en él y que no me quemo las manos. Cuando lo meto en acetona vean lo que ocurre. El vaso desaparece. La solución de acetona aparentemente hierve. Lo que me queda al final es un chicle blanco dentro de la acetona. Si tomo otro vaso ocurre lo mismo. Si ahora meto 10 vasos todos se deshacen. Es más, si tomo un tortillero de unicel y lo meto éste también desaparece y se forma ese chicle blanco. ¿Qué es lo que ocurre en realidad? ¿Por qué hierve la acetona? ¿Estoy formando realmente una solución de vaso con acetona?

## N<sub>2</sub> LÍQUIDO

1. Se necesita nitrógeno ( $\text{N}_2$ ) líquido, un termo grande, una pinza para mufla, un par de guantes de asbesto, cinco globos pequeños de diferentes colores, una flor, una liga, un vaso de precipitados de 100 mL y acetona.

2. El  $\text{N}_2$  líquido se lleva al salón de clases en el termo grande (mientras más cantidad se tenga mejor). Se inflan los globos y se sumergen en el  $\text{N}_2$  líquido, utilizando las pinzas y los guantes. Se observa cómo se desinflan. Se sacan y se ve cómo se vuelven a inflar. Se mete la flor en el  $\text{N}_2$  hasta que se congele. Después se arroja con fuerza hacia el piso para mostrar que se vuelve quebradiza. Lo mismo se hace con la liga. Se ponen 50 mL de acetona en el vaso de precipitados y se le agrega  $\text{N}_2$  líquido hasta que la acetona se congele. Si el maestro lo hace con cuidado, puede llamar a algún voluntario y decirle que ponga la mano ESTIRADA, SIN ANILLOS, CON LOS DEDOS APUNTANDO HACIA EL PISO EN POSICIÓN CASI COMPLETAMENTE VERTICAL, y echarle  $\text{N}_2$  en la mano. Es importante que el  $\text{N}_2$  RESBALE porque si no el alumno se puede quemar. Por último, el  $\text{N}_2$  sobrante se arroja hacia los alumnos cuidando de lanzarlo hacia arriba, con lo

\*NOTA DE LA REDACCIÓN: El mismo experimento puede ser realizado por los alumnos directamente mediante el uso de material de microensayo, para ahorrar sal de cobre. El programa CEPUP de la Universidad de Berkeley sugiere realizar algo similar en una charola de plástico con concavidades y goteritos. En la primera se colocan 10 gotas de la solución original de  $\text{CuCl}_2$ . Con un gotero se toma una gota y se coloca en la segunda concavidad, agregando luego nueve gotas de agua. La operación se repite de la segunda a la tercera y luego a la cuarta concavidades. La tonalidad de la disolución disminuye hasta desaparecer. Basta agregar una gota de solución amoniacal para ver aparecer nuevamente la tonalidad azul de la tercera muestra. Asimismo, añadir pequeños trozos de metal como aluminio, zinc o hierro, hace palidecer a la solución original de cobre al presentarse reacciones de desplazamiento metálico. Luego CEPUP propone que los alumnos decidan cómo deshacerse de un tonel de la solución original de cobre, sabiendo que no se debe tirar al desagüe tal cual. Los alumnos pueden decidir un tratamiento por dilución acuosa o por el empleo de otros metales, en función del costo de cada proceso y de la contaminación colateral producida. ¡Enseñanza químico-ecológica en acción!

cual se evapora antes de producir cualquier daño.

3. El nitrógeno normalmente es un gas que está presente en la atmósfera. Si nosotros queremos tenerlo líquido tenemos que bajar mucho su temperatura. Eso es precisamente lo que se ha hecho y por eso aquí tenemos  $N_2$  líquido. Está metido en este recipiente porque a temperatura ambiente se evapora. Está tan frío que podemos hacer muchas cosas con él. Primero metemos estos globos inflados. ¿Qué creen que pasará? ¿De qué color se ponen? ¿Qué ocurre cuando los saco? ¿Qué pasará si ahora meto esta flor?, ¿y si meto esta liga? El nitrógeno ( $N_2$ ) líquido está tan frío que incluso puede congelar a la acetona. ¿Quién hierve, la acetona o el nitrógeno? ¿Qué es el humo blanco? El nitrógeno a temperatura ambiente se evapora de inmediato. Por eso podemos resbalarlo por la mano y no nos quemamos. Lo mismo ocurre cuando lo lanzo sobre ustedes... ¿o no? ¿Para qué se usa el  $N_2$  líquido en la medicina?

#### FORMAS DE HACER FUEGO

1. Se necesita permanganato de potasio ( $KMnO_4$ ), algodón, una cápsula de porcelana, glicerina, un mortero con pistilo, una espátula y una piceta con agua.

2. El  $KMnO_4$  se muele hasta que quede muy fino. Se pone el algodón en la cápsula de porcelana, y sobre éste se pone el  $KMnO_4$  ya molido, al cual se le agregan unas gotas de glicerina y se observa la reacción. Se apaga utilizando el agua de la piceta.

3. Ahora vamos a hacer fuego de una forma original, que nada tiene que ver con lo que se cree que hacían en la edad de piedra. Aquí tenemos glicerina, que es un aceite, pero que al estar en contacto con el  $KMnO_4$  produce fuego a través de una reacción muy violenta de oxidación. ¿Por qué se pierde el equilibrio químico? ¿Por qué hay que moler el  $KMnO_4$ ? ¿Qué función tiene el algodón? ¿Por qué se prende? ¿Qué pasaría si no lo pusiéramos?

#### CÓMO PELAR UN HUEVO ...CRUDO

1. Se necesita un huevo crudo, ácido clorhídrico (HCl) y un vaso de precipitados de 500 mL.

2. Se ponen 300 mL de HCl en el vaso y se sumerge el huevo. Se observa la reacción.

3. Ustedes conocen la historia del huevo de Colón. Ahora no se trata de ver quién pone parado un huevo crudo, sino de ver quién es capaz de pelarlo. Vamos a poner este huevo en esta solución y vamos a ver qué pasa. Como pueden ver, la cáscara se está deshaciendo y al final lo que queda es el huevo crudo confinado solamente por su membrana interna. ¿Qué tipo de reacción se lleva a cabo? ¿De qué está formado el cascarón de huevo? ¿Qué gas es el que se libera?

Nota: Esta experiencia puede dejarse para hacer en casa. Basta cambiar el HCl por vinagre casero y esperar en lugar de 10 minutos, 24 horas.

#### EPÍLOGO

El objetivo de esta nueva sección EXPERIENCIAS Y CÁTEDRA es presentar experiencias de cátedra en cada número de la revista que estén relacionadas con algún tema en particular. Vale la pena reiterar que existe mucho material divertido y llamativo, que indudablemente contribuye a que la enseñanza de la química sea sorprendente, divertida y apasionante, lo que hace que se parezca más a lo que es esta ciencia en la realidad. La experiencia en la UAM nos ha demostrado, además, que los primeros que se divierten y sorprenden son los profesores. No nos perdamos esta oportunidad.

#### BIBLIOGRAFÍA

Briggs, T. and Rausher, W., An oscillating iodine clock, *J. Chem. Educ.* **50**, 496 (1973).

Ford, A., *Magia química*, Diana S.A., México, 1965, p.p. 22, 57, 89, 93, 137, 164.

Garriz, A. y Chamizo, J.A., *Curso para docentes. Guía didáctica*, Subsecretaría de Educación e Investigación Tecnológica, COSNET, Tronco común del Bachillerato Tecnológico, 1985.

Shakhashiri, B., *Chemical Demonstrations. A Handbook for Teachers of Chemistry*. Vols. 1, 2, 3 y 4, University of Wisconsin Press, USA, 1983, 1985, 1989 y 1992.

Talanquer, V. e Irazoque, G., ¿Qué es auto-organización? I. El problema de la convección, *Educ. quím.*, **2**[4] 166 (1991).

Talanquer, V. e Irazoque, G., ¿Qué es auto-organización? II. Reacciones Oscilantes. *Educ. quím.*, **3**[1] 36 (1992).

