

Puede deducirse el concepto de mol cuando el alumno conoce las masas de las partículas subatómicas. Conociendo el número atómico y el número másico puede calcular la masa atómica absoluta a partir de estos datos:



Puede deducirse fácilmente el número de protones y neutrones que posee el átomo de sodio. Estableciendo la relación entre la unidad de masa atómica y su equivalente en gramos:

$$1 \text{ uma} = 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Si bien la equivalencia puede darse con más precisión, en cursos de bachillerato de los primeros años no es necesario una aproximación mayor, aunque desde luego esto no es objetable y queda a criterio del profesor utilizar mayor exactitud en la equivalencia.

Calculando el número de protones y neutrones se llegará a que el átomo de sodio tiene una masa absoluta de 23 umas. Luego:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ uma} \text{ ----- } 1.66 \times 10^{-24} \text{ g.} \\ 23 \text{ uma} \text{ ----- } 3.818 \times 10^{-23} \text{ g.} \end{array}$$

Puede sugerirse a los alumnos que averigüen el número de átomos de sodio presentes en 23 g de sodio, lo que llevará a la siguiente conclusión:

$$3.818 \times 10^{-23} \text{ g.} \text{ --- } 1 \text{ átomo de Na} \\ 23 \text{ g.} \text{ --- } 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos de Na}$$

Repitiendo este procedimiento con algunos ejemplos más, los alumnos llegan fácilmente a la definición de mol como «cantidad de materia que contiene  $6.02 \times 10^{23}$  partículas», en este caso, átomos (1).

Cuando se conozca ya la formación de compuestos y los alumnos tengan la noción de molécula, se aplicará el procedimiento para llegar al mol de moléculas y así el alumno estará capacitado para relacionar en cada caso la ecuación química con la correspondiente relación estequiométrica, por ejemplo:

1 mol de moléculas de oxígeno reacciona con 2 moles de moléculas de hidrógeno para dar 2 moles de moléculas de agua ( $\text{O}_2 + 2 \text{H}_2 = 2 \text{H}_2\text{O}$ ).

De la misma manera cuando escriba las ecuaciones correspondientes a la formación de óxidos, hidróxidos, ácidos y sales. De este modo, relacionando siempre las ecuaciones químicas con sus correspondientes relaciones estequiométricas, se evita la disociación que ocurre habitualmente, y en cada caso es fácil hacer pequeños problemas relacionando masas y moles, etc.

**Nota:**

(1) Diversos autores comparten este criterio; así se presenta en:

Staff or Research and Education Association, 1986, *The Chemistry problem solver*, (Research and Education Association: New York).

Bella, Alicia, 1984, Comunicación a la REQ II. San Juan, 1984.

Beltrán, Faustino, 1980, *Fórmulas químicas ranozadas. (Plus Ultra: Buenos Aires)*.

Nella Bonetto de Fushimi  
Liceo Víctor Mercante. UNLP.  
La Plata. Argentina.

## EXPERIENCIAS DE CLASE

### ESTUDIO CINÉTICO DE UNA REACCIÓN DE COMBUSTIÓN

La cinética química es uno de los temas presentes en el programa de la Química de COU y en el plan de estudios de Escuelas Universitarias de formación del Profesorado de EGB.

Nuestra experiencia docente nos ha hecho constatar, la dificultad que encuentran los alumnos a la hora de adquirir y asimilar cada uno de los conceptos básicos relacionados con el tema.

Dada la conexión que existe entre la adquisición de conocimientos y las experiencias desarrolladas por los alumnos, creemos oportuno introducir la cinética química mediante una metodología activa, a través de la cual, pondrán en práctica el método científico.

Para desarrollar los conceptos básicos implicados en el tema, tales como: relación concentración-tiempo, velocidad y orden de reacción, catálisis, etc; y con objeto de poner al estudiante en con-

tacto con la construcción de gráficas e interpretación de las mismas, proponemos el estudio de una reacción de combustión.

Para esta reacción utilizamos combustibles adecuados, lo que permite controlar la velocidad de la reacción, haciéndola suficientemente lenta para que los alumnos puedan medir tiempos con facilidad con ayuda de un cronómetro.

Como comburente se utiliza nitrato de potasio y como combustible mechas de algodón del tipo 6c.

Cada grupo de alumnos preparará 6 disoluciones de nitrato de potasio cuyas concentraciones varían desde 0.25M hasta disolución saturada, a la temperatura ambiente. A continuación sumergirán en cada disolución una mecha de hilo de algodón de 30 cm. de longitud. El algodón se empapará de disolución, de modo que la cantidad de sustancia absorbida por unidad de longitud será proporcional a la concentración de la disolución preparada.

Después se secará completamente el hilo de algodón con un secador de mano. Esta condición es imprescindible, ya que si el hilo está húmedo, no habrá una combustión adecuada.

Se iniciará la combustión ascendente de cada hilo de algodón acercando un ascua y se medirá con el cronómetro el tiempo que tarda en quemarse cada mecha.

Para la realización del estudio cinético los alumnos representarán las concentraciones (eje X) frente a los tiempos de combustión (eje Y) de las diferentes muestras. Se aprecia en dicha gráfica como a medida que aumenta la concentración de nitrato en el hilo, disminuye el tiempo de combustión ajustándose la curva a una exponencial.

Si ahora se calculan los logaritmos de las concentraciones y se representan (eje Y), frente a los tiempos (eje X), se obtiene una línea recta de pendiente negativa, concluyéndose que la cinética es de primer orden, respecto a la concentración.

En una segunda parte de la experiencia los alumnos comprueban como las mezclas nitrato-clorato y nitrato-perclorato, aumentan la velocidad de combustión, pudiendo considerar al clorato y perclorato sustancias que actúan como catalizadores positivos. Por el contrario, las mezclas nitrato-bicarbonato y nitrato-sulfato de hierro (II), disminuyen la velocidad de la reacción, considerando al bicarbonato y sulfato de hierro como catalizadores negativos.

Con este experimento nuestros alumnos estudian uno de los factores más importantes que interviene en la cinética química, a saber, la variación de la velocidad de una reacción con la concentración y con la adición de sustancias que actúan como catalizadores.

La manera en la cual la velocidad de una reacción depende de la concentración de los reaccionantes se expresa cuantitativamente por la ecuación de velocidad obtenida.

Dada la dificultad que presenta la cinética química a la hora de hacer el seguimiento de las sustancias reaccionantes o de los productos formados, a través de técnicas de análisis complejas, pensamos que esta experiencia, realizada durante una sesión de laboratorio, aporta una metodología interesante, a través de la cual los alumnos pueden asimilar mejor los conceptos aquí mencionados.

Isabel Carrascal Nieto,  
M. Carmen García Gómez.  
Escuela Universitaria de Formación del  
Profesorado de EGB Santa María,  
Madrid.

Pedro Gonzalo Romera,  
I.B. Gran Capitán, Madrid.

## LA FORMULACIÓN EN EL LABORATORIO. UN VÍDEO DIDÁCTICO.

### Introducción

Dada la dificultad de asimilación de numerosos conceptos abstractos en el proceso de aprendizaje de las ciencias, co-

mo son la formulación y nomenclatura químicas, hemos venido desarrollando durante los últimos cursos distintas metodologías dirigidas a facilitar la enseñanza-aprendizaje de este tema en concreto (Martínez Aznar y Ovejero Morcillo, 1986).

Por ello, surgió la idea de realizar un vídeo que permitiera relacionar el lenguaje químico abstracto y los hechos experimentales por él representados.

### Desarrollo

El vídeo consta de dos partes:

— En la primera parte se establece la división de las sustancias químicas puras, incidiendo en la diferencia existente entre elementos y compuestos. Se destaca la necesidad de la nomenclatura química, nos referimos a la procedencia del nombre y símbolo de los elementos a través de ejemplos y, por último, se hace alusión a las fórmulas químicas, expresiones que indican los elementos presentes en un compuesto, así como la proporción en que intervienen.

— La segunda parte consta de cinco experiencias de laboratorio que permiten visualizar la obtención de compuestos binarios, agrupados según el siguiente esquema Tabla 1.

En todos los casos, las experiencias elegidas, aunque no constituyen el método más frecuente para la obtención de los productos (las hemos realizado a partir de los elementos), presentan las ventajas de ser fáciles de entender y reproducir por los alumnos.

Como punto de partida de esta segunda parte se hace referencia a la oxidación como ejemplo de reacción química corriente en la vida cotidiana. Este hecho nos permite introducir las reacciones del oxígeno con diversos elementos en dos experiencias (Tabla 2).

Después de ver las reacciones con oxígeno examinaremos las de otro elemento que origina gran número de compuestos, el hidrógeno. En este vídeo no se realiza la obtención de hidruros metálicos dada la peligrosidad que supondría para el alumno el manejo de los

productos requeridos (Tabla 3).

Por último se realizan experiencias de combinaciones de los restantes elementos entre sí (Tabla 4).

El vídeo finaliza con una recapitulación de los compuestos obtenidos, denominados binarios por presentar dos tipos de átomos, incluyéndose su clasificación, que vimos al principio de este trabajo.

### Conclusiones

Aunque la orientación inicial sea la formulación y nomenclatura químicas, este vídeo permite la introducción de otros aspectos de la química, como reactividad (factores cinéticos y termodinámicos), propiedades y manejo de las sustancias, tipos de reacciones y en especial reacciones redox, etc. La variedad de conceptos reseñados permite su aplicación a distintos niveles educativos, en un variado grado de profundización. Por último, el vídeo apoya la necesidad de la experimentación en todo proceso de enseñanza-aprendizaje de las Ciencias.

### Bibliografía

Martínez Aznar, M<sup>a</sup> M. y Ovejero Morcillo, P., 1986, *La Enseñanza-aprendizaje de la Formulación y Nomenclatura Química (Una aproximación al Método Keller)*, XXI *Reunión Bienal de la R.S.E.Q.*, pp. 152.

Martínez Aznar, M<sup>a</sup> Mercedes,<sup>1</sup>  
Ovejero Morcillo, Paloma,<sup>2</sup>  
Bergondo Llorente, Eladio,<sup>3</sup>  
Gutiérrez Alonso, Angel.<sup>4</sup>

(1) Departamento de Didáctica de las Ciencias Experimentales. E.U. «María Díaz Jiménez», Universidad Complutense Avda. Islas Filipinas, 3, Madrid.

(2) I.N.B. «Jorge Guillén» Alcorcón, Madrid.

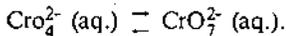
(3) C.E.P. Alcorcón, Madrid.

(4) Dpto. Química Inorgánica, Universidad Complutense, Madrid.

**ESTUDIO CUANTITATIVO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO POR VIA EXPERIMENTAL**

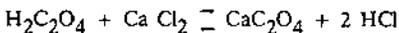
Es evidente que en el mundo en el cual nos movemos existe una serie de fenómenos que merecen llamar nuestra atención, pero yo tengo que reconocer mi debilidad hacia el equilibrio químico, encontrando fascinante el cómo se puede desplazar la reacción en uno u otro sentido al variar la concentración de uno de los componentes, con objeto de mantener invariable su constante de equilibrio.

El estudio se realiza desde los aspectos cualitativos y cuantitativos, buscando reacciones de fácil montaje. Para los aspectos cualitativos se elige el equilibrio:



Desde el punto de vista cuantitativo, nos hemos sentido vivamente interesados por la comprobación de la constante de equilibrio de la ley de acción de masas. El buscar la reacción adecuada conforme a los recursos de nuestro Laboratorio, trajo consigo una revisión de bibliografía, observando la escasez de la misma.

El equilibrio propuesto para su estudio ha sido el siguiente:



**Comprobación de la constante de equilibrio de la ley de acción de masas**

*Aparatos:* Balanza; bureta; pipeta; matraz aforado de 250 y de 1000 ml; embudo; vasos de precipitados de 50 y de 400 ml; papel de filtro.

*Reactivos:* Disoluciones valoradas de: Acido oxálico 0,25 M; Cloruro de calcio 0,25 M; Permanganato potásico 0,1 N; Acido clorhídrico 0,1 M; Hidróxido de sodio 0,1 M; Acido sulfúrico diluido (1:3).

*Procedimientos:*

1a) En un vaso de precipitados de 50 ml, se mezclan 10 ml de disolución 0,25 M de ácido oxálico con otros 10 ml de disolución 0,25 M de cloruro cálcico. Se produce un precipitado:  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{CaCl}_2 \rightleftharpoons \text{CaC}_2\text{O}_4 + 2 \text{HCl}$ .

Si la reacción fuese completa desaparecerían todo el oxálico, pero no es así como se comprueba al filtrar el líquido sobre un filtro seco, recogiendo el filtrado en un vaso también seco, repitiendo la operación sobre el mismo filtro hasta conseguir un líquido completamente claro.

Se valoran 10 ml de este líquido con la disolución 0,1 N de permanganato potásico. Con estos datos se calcula la relación entre las concentraciones del ácido clorhídrico, del ácido oxálico y del cloruro de calcio libre.

1b) Repetir lo descrito en 1a), pero agregando antes de los 10 ml del  $\text{CaCl}_2$ , 10 ml de ácido clorhídrico. Calcular finalmente las nuevas concentraciones de equilibrio.

1c) Repetir lo descrito en 1b), pero sustituyendo los 10 ml de HCl por 10 ml de disolución de hidróxido de sodio 0,1 M. Calcular finalmente las nuevas concentraciones de equilibrio.

**Resumen: Primera Experiencia**

*Temperatura del laboratorio 13°C;* Disolución de ácido oxálico 0,2486 M; Disolución de cloruro de calcio 0,25 M; Temperatura de valoración 75°C.

*Datos:* 1 ml de  $\text{KMnO}_4$  se equivale con  $4,499 \cdot 10^{-3}$  g de ácido oxálico. 1 g de ácido oxálico se equivale con 0,811 g de HCl.

En cualquiera de las experiencias llevadas a cabo, se observa perfectamente el desplazamiento del equilibrio; en la adición de ácido HCl el equilibrio se en-

cuentra desplazado hacia la izquierda con mayor formación de  $\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2$  y más cantidad de  $\text{CaCl}_2$ ; en la adición de NaOH el equilibrio se desplaza hacia la derecha y por tanto menor cantidad de ácido oxálico libre y de cloruro de calcio.

**Consideraciones finales**

Con objeto de cometer menos errores es preferible no valorar 10 ml de la disolución del equilibrio, sino todo el volumen que se ha obtenido del filtrado.

Se observa que los valores más discordantes los da siempre el equilibrio con adición de HCl.

Los mejores resultados se obtienen efectuando las valoraciones a temperaturas comprendidas entre 70 - 80°C, siendo esta última la que ha dado mayor concordancia.

La experiencia cuarta en que se dejó en reposo el sistema durante 24 horas antes de proceder a su valoración, es la que ha dado los valores más discordantes, por tanto en esta reacción no interesa dicho reposo.

Los valores obtenidos para la constante de equilibrio dentro de cada experiencia son admisibles, de todas formas las conclusiones serían más fidedignas si se hubiera operado con productos más puros, para lo cual habría que haber recurrido a la casa Merck y a un cloruro de calcio anhidro del 95% de pureza.

Los cálculos operacionales, están a disposición de quien le pueda interesar.

María G. Souto Figueroa,  
Catedrática de Física y Química del I.B.  
de Carballiño (Orense)