

DESARROLLO DE EXPERIENCIA DE LABORATORIO PARA FORTALECER EL CONCEPTO ESTEQUIOMÉTRICO EN EL CURSO DE QUÍMICA GENERAL

En este artículo presentamos una experiencia para reforzar el concepto de estequiometría en estudiantes de química general mientras se estudia la turbidez de una solución en donde se forma $\text{Mg}(\text{OH})_{2(s)}$. Esta experiencia se basa en un concepto más sencillo que las experiencias tradicionales. Usa un procedimiento experimental simple en donde no es necesario el dominio ni el aprendizaje de nuevas técnicas de laboratorio y no requiere de cálculos complicados. Como consecuencia, nuestros estudiantes obtienen un mayor porcentaje de éxito (78%) en comparación con el éxito que hemos obtenido al utilizar métodos basados en gravimetría (10%). Además, este método requiere poca cantidad de reactivos, produce menos de 4 mL de desperdicios de suspensión de $\text{Mg}(\text{OH})_{2(s)}$ por equipo de trabajo y no requiere de la adquisición de equipo adicional al que se encuentra comúnmente en los laboratorios de química general.

Introducción

El concepto de estequiometría define la relación molar existente entre las especies participantes en una reacción química. Siendo un concepto fundamental en el curso de química general es de suma importancia que el estudiante domine el mismo. Por esto tradicionalmente se llevan a cabo en este curso experiencias de laboratorio en las que el estudiante tiene la oportunidad de corroborar experimentalmente la razón estequiométrica de una reacción. Generalmente, estas experiencias de laboratorio están basadas en determinaciones gravimétricas y titulaciones (Roberts, 1997, 99; Nelson, 1994, 53). Sin embargo, la exactitud de los resultados experimentales que se obtienen utilizando estos métodos son consistentemente insatisfactorios, lo que provoca

confusión al estudiante respecto al concepto estequiométrico en lugar de ayudar a entenderlo mejor.

La pobre exactitud en los resultados de estos experimentos se debe mayormente a los errores experimentales en que incurre el estudiante debido a su falta de experiencia en el manejo de técnicas de laboratorio. Estos errores son especialmente marcados en los experimentos basados en gravimetría en los cuales el estudiante debe usar una considerable cantidad de técnicas como lo son medir con equipo volumétrico, pesar por diferencia, transferir cuantitativamente, filtrar y secar el producto.

Otro problema de los experimentos tradicionales en estequiometría es que, además del concepto de estequiometría, introducen conceptos de relativa dificultad para el estudiante promedio como lo es, por ejemplo, la determinación de un punto final de titulación por medio de otra reacción que no es la de interés (i.e. uso de indicador) (Nelson, 1994, 53).

Ciertamente, estos procedimientos permiten que el estudiante se familiarice con técnicas y conceptos antes no usados. Sin embargo, estas experiencias a su vez crean una situación en donde el estudiante está más propenso a cometer errores experimentales y/o

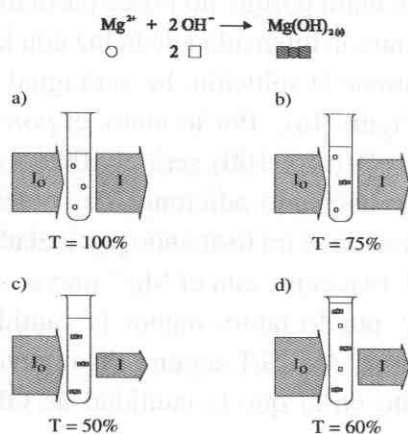
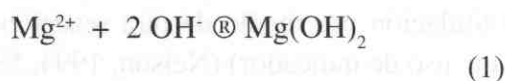


Figura 1: Relación de la turbidez producida por una reacción de formación de sólido con el porcentaje de luz transmitida a través de ésta. Refiérase al texto para la explicación.

de cálculos debido a la falta de dominio de las técnicas de laboratorio y de los conceptos adicionales que envuelve la experiencia. Además, estos factores desvían la atención del estudiante al aprendizaje de las nuevas técnicas de laboratorio y de otros conceptos de menor importancia en lugar de centrarse en la estequiometría de la reacción.

En nuestro laboratorio hemos desarrollado una experiencia para reforzar el concepto estequiométrico en los estudiantes de química general basándonos en la turbidez de una solución a medida que ocurre una reacción en la que se forma un sólido (i.e. reacción de precipitación). Para esta experiencia utilizamos la reacción de precipitación de Mg^{2+} con OH^- :



Esta ecuación nos indica que la relación estequiométrica de OH^- a Mg^{2+} es de 2 a 1. Para corroborar esta relación estequiométrica de forma experimental comenzamos con una cantidad de moles de Mg^{2+} conocida en un envase transparente. Esta solución de Mg^{2+} es totalmente clara porque no posee particulado sólido. Al ser una solución clara la intensidad de la luz con la que se irradia el envase que contiene la solución, I_0 , será igual a la intensidad de salida, I (ver Figura 1a). Por lo tanto, el *porcentaje de la luz transmitida* ($\%T = [I/I_0] \times 100$) será el 100% (ver Figura 1a). Sin embargo, al ir haciendo adiciones de solución de OH^- de concentración conocida se irá formando particulado de $Mg(OH)_2$. Mientras más OH^- reaccione con el Mg^{2+} mayor será la turbidez (ver Figura 1b) y, por lo tanto, menor la cantidad de luz que atraviese la solución. Así, $\%T$ seguirá disminuyendo hasta que se alcance el punto en el que la cantidad de OH^- añadida sea

Desarrollo de experiencia del laboratorio para fortalecer...

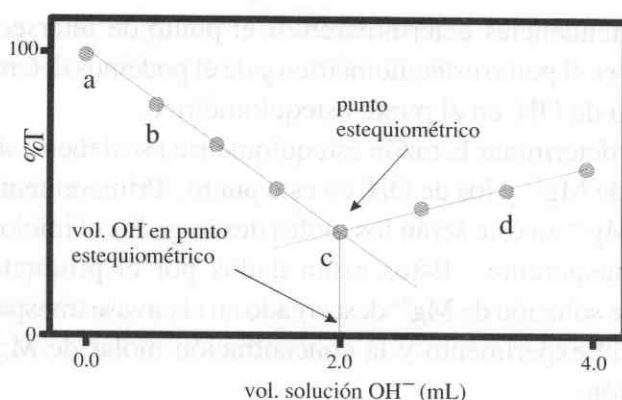


Figura 2: Gráfica del porcentaje de luz transmitida versus el volumen de solución de OH⁻ de molaridad conocida añadido a la solución de Mg²⁺ para la reacción de formación del sólido Mg(OH)₂. Los puntos a, b, c y d son en referencia a la Figura 1. Refiérase al texto para la explicación.

justamente la necesaria para que todo el Mg²⁺ presente en la solución reaccione. A este punto le llamamos el *punto estequiométrico* (ver Figura 1c). Como en este punto todo el Mg²⁺ ha reaccionado, las próximas adiciones de solución de OH⁻ no formarán más Mg(OH)₂ y, por lo tanto, no aumentará la turbidez de la solución. Estas adiciones luego de alcanzado el punto estequiométrico, crearán un aumento en el volumen de la solución mientras que la cantidad de sólido permanecerá constante. Por lo tanto, lo que se observará es una disminución en la turbidez de la solución y con esto un aumento en el porcentaje de luz transmitida (ver Figura 1d).

Si lleváramos a gráfica el %T de la solución en la que ocurre la reacción versus el volumen de solución de OH⁻ añadido, obtendríamos un comportamiento como el de la Figura 2. Durante las primeras adiciones observaríamos una disminución en el %T debido al aumento en turbidez por la formación del Mg(OH)₂. Luego de esto se observaría un aumento en el porcentaje de luz transmitida debido a la disminución de la turbidez por el efecto de dilución causado por la solución de OH⁻ añadida en exceso. Si trazamos líneas que describan el mejor comportamiento lineal

de ambas tendencias determinaremos el punto de intersección. Este punto es el punto estequiométrico y de él podemos determinar el volumen de OH^- en el punto estequiométrico.

Para determinar la razón estequiométrica se deben calcular los moles de Mg^{2+} y los de OH^- en este punto. Primeramente, los moles de Mg^{2+} en éste serán los moles descargados al inicio en el envase transparente. Estos están dados por el producto del volumen de solución de Mg^{2+} descargado en el envase transparente al inicio del experimento y la concentración molar de Mg^{2+} en esta solución:

$$\text{moles } \text{Mg}^{2+} = (\text{vol. descargado solución } \text{Mg}^{2+}) (\text{molaridad } \text{Mg}^{2+}) \quad (2)$$

Por otro lado, los moles de OH^- en el punto estequiométrico están dados por el producto del volumen de la solución de OH^- en este punto y la molaridad de la solución de OH^- . moles $\text{OH}^- = (\text{vol. solución } \text{OH}^- \text{ punto estequiométrico})(\text{molaridad } \text{OH}^-)$ (3)

La razón estequiométrica de OH^- a Mg^{2+} está dada por la división de los moles de OH^- (ecuación 3) entre los moles de Mg^{2+} (ecuación 2).

Las ventajas de esta experiencia sobre las clásicas son que se basa en un fenómeno de dominio general y que no se necesitan dominar una gran cantidad de técnicas de laboratorio. También, como se desprende de la exposición anterior, los cálculos son muy simples. Estas ventajas redundan en mejores resultados experimentales que permiten una real corroboración del concepto estequiométrico y evita que la atención de los estudiantes se centralice en otros conceptos o aspectos técnicos.

Sección experimental

Las soluciones de OH^- fueron preparadas partiendo de solución comercial de NaOH al 50% (Aldrich). Estas fueron valoradas mediante titulaciones con hidrógeno talato de potasio (KHP; Aldrich, 100.05 %) usando el método convencional (Skoog

1996, 822). Por otro lado la solución de Mg^{2+} se preparó utilizando $MgSO_4$ anhídrido (Aldrich). Este fue secado en horno a $260^{\circ}C$ durante tres horas y pesado por diferencia. Usando este método se evitó tener que valorar estas soluciones mediante titulaciones con ácido etilendiaminotetraacético (EDTA). Se utilizó agua purificada en un sistema Barnstead Mega-Pure ($17.8 M\Omega.cm$) para preparar las soluciones de NaOH y las de $MgSO_4$.

La reacción de precipitación se estudió usando un espectrofotómetro Spectronic 20^a a un largo de onda de 550 nm. Para poder trabajar con los pequeños volúmenes de este experimento se redujo la altura de la rendija de salida a 9.0 mm pegando una tarjeta negra en la parte superior de ésta.

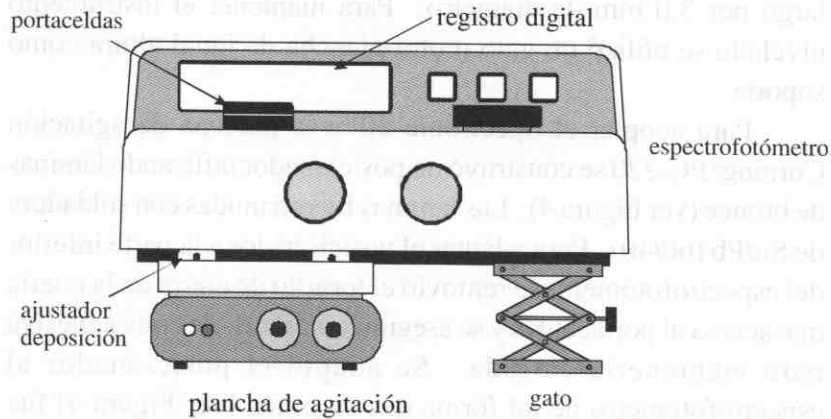


Figura 3: Dibujo esquemático del instrumento utilizado para la determinación de la relación estequiométrica en una reacción de precipitación.

