

DETERMINACION DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO. UNA EXPERIENCIA DOCENTE

SANCHEZ ROJAS E.*
BELALCAZAR DE GALVIS A.M.

* Profesores Departamento de Química. Universidad Nacional de Colombia. Bogotá, Colombia.

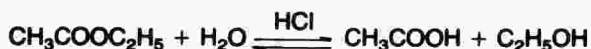
Con frecuencia las prácticas de laboratorio de Química no trascienden el marco de la asignatura correspondiente, en particular las desarrolladas en los programas de Química General. En muchas de ellas los datos obtenidos no se relacionan con los de otros cursos que han realizado la misma práctica, con lo cual se pierde la riqueza pedagógica que encierra la comparación de datos e igualmente la motivación que tendrían los estudiantes si saben que con sus resultados contribuyen a una investigación.

Con el presente trabajo se pretende mejorar el aprendizaje del tema de Equilibrio Químico al introducir una metodología que permita analizar con mayor amplitud los diversos aspectos relacionados con el mismo, y motivar a los estudiantes dando a las medidas efectuadas un valor adicional al de cumplir con los objetivos específicos de la práctica. Para este fin, se realizó un seguimiento de los resultados obtenidos por los alumnos durante varios semestres en su práctica de Equilibrio Químico, observando que los valores hallados para la constante de equilibrio tienen una buena reproducibilidad y son comparables a los reportados en la literatura (1) (2).

Generalmente, en los programas de Química General se estudian los aspectos básicos del Equilibrio Químico: "Es una propiedad de los sistemas Químicos reversibles, se alcanza a partir de reactivos o productos y se caracteriza por una constante determinada experimentalmente a una temperatura dada". En los cursos de teoría, estos principios se ilustran con resultados de sistemas gaseosos, cuya verificación queda fuera del alcance para un laboratorio típico de enseñanza de Química General. Por otra parte, para los cursos de laboratorio se sugiere la hidrólisis del acetato de etilo con producción de ácido acético y etanol, utilizando ácido clorhídrico como catalizador (3). En esta experiencia, el equilibrio se alcanza partiendo de acetato de etilo y agua, sin mostrar la posibilidad de lograrlo a partir del ácido y etanol, o de la mezcla de todas las sustancias. El criterio utilizado normalmente, es el de obtener valores similares para la constante de equilibrio, comparando la cantidad de ácido acético presente después de una y dos semanas de preparado el sistema.

MATERIALES Y METODOS

En este trabajo se estudia el sistema:



para diferentes concentraciones iniciales tanto en reaccionantes como productos, de tal manera que los resultados permitan analizar si el sistema es reversible y llega a un estado de equilibrio caracterizado por una constante independiente de las concentraciones iniciales:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]}{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5] [\text{H}_2\text{O}]}$$

Los experimentos fueron realizados por estudiantes de Ingeniería Química de la Universidad Nacional en la práctica correspondiente al tema de Equilibrio Químico, en su curso de laboratorio de Química General. Los datos se recopilaron de los informes presentados por cada grupo de dos estudiantes durante siete semestres consecutivos.

Para determinar el valor de la constante, se mezclaron en un recipiente con tapa las cantidades de reactivos indicadas en la Tabla 1. Las mezclas se agitaron en forma manual y se dejaron en reposo durante ocho días a temperatura ambiente de 17°C aproximadamente. Al cabo de este tiempo, se diluyó cada mezcla a cien mililitros y se tituló inmediatamente con NaOH 0.20 N para determinar la cantidad de ácido acético presente en el equilibrio. Las concentraciones iniciales se calcularon con base en las especificaciones de los reactivos utilizados. Para el agua, además del volumen agregado según la Tabla 1 se tuvo en cuenta el agua presente en los diferentes reactivos.

TABLA 1

Volúmenes de los reactivos empleados
en los diferentes experimentos

Experimento No.	CH ₃ COOC ₂ H ₅ (ml.)	H ₂ O (ml.)	HCl (ml.)	CH ₃ COOH (ml.)	C ₂ H ₅ OH (ml.)
1	0.00	0.00	8.00	4.00	8.00
2	4.00	4.00	4.00	4.00	4.00
3	8.00	4.00	8.00	0.00	0.00
4	0.00	0.00	5.00	5.00	10.00
5	4.00	8.00	8.00	0.00	0.00
6	0.00	0.00	4.00	8.00	8.00

CH₃COOC₂H₅ R.A.; HCl 2.25 M; CH₃COOH glacial; C₂H₅OH 96%; H₂O dest.

RESULTADOS Y DISCUSION

TABLA 2

Valores experimentales de la constante de equilibrio
para la hidrólisis del acetato de etilo.

Experimento No.	1	2	3	4	5	6
No. de muestras	30	30	32	30	26	31
Ke (Promedio)	0.23	0.19	0.18	0.24	0.21	0.21
Desviación estand.	0.058	0.039	0.046	0.033	0.060	0.049
Coef. de variación	0.25	0.21	0.25	0.14	0.29	0.23

Considerando que el grupo de experimentadores es heterogéneo, formado por estudiantes de segundo semestre sin entrenamiento previo, los valores obtenidos para la constante de equilibrio por los diferentes alumnos, TABLA 2, son satisfactorios y además comparables a los reportados en la literatura para trabajos de investigación específicos sobre el mismo tema (1) (2).

Por otra parte, los resultados alcanzados permitieron a los estudiantes verificar los fundamentos del Equilibrio Químico estudiados en los cursos de teoría: la reacción es reversible; el equilibrio se alcanza partiendo de una mezcla de acetato de etilo, agua y HCl, o de etanol, ácido acético y HCl en solución acuosa, o de acetato de etilo, agua, HCl, etanol y ácido acético.

Igualmente, los estudiantes pudieron constatar que al partir de las mismas sustancias, pero en concentraciones iniciales distintas, se alcanzaron en el equilibrio concentraciones diferentes pero caracterizadas por una relación constante.

Con respecto a la metodología tradicional empleada para la enseñanza experimental del tema de Equilibrio Químico, los autores consideran que la empleada en este trabajo, permite a los estudiantes una visión más amplia y una mejor comprensión del mismo. Los buenos resultados obtenidos, muestran la posibilidad de considerar el trabajo realizado por estudiantes de Química General como un aporte para estudios de investigación más avanzados en diversos temas. Si esto se logra, los estudiantes encontrarían más gratificante su trabajo de laboratorio y se despertaría un mayor interés por el aprendizaje de la Química.

BIBLIOGRAFIA

1. F. Brescia; J. Arents; H. Meislich; A. Turk: "Fundamentals of Chemistry". 6a. ed. Academic Press (1967).
2. H.S. Harned; R.J. Pfanstiel: Am. Chem. Soc. **44** 2193-2205 (1922).
3. F. Brescia; J. Arents; H. Meislich; A. Turk: "Métodos de Laboratorio Químico" 1a. ed. Compañía Ed. Continental. México S.A. (1970).

**Esta revista se terminó de imprimir
el día 15 de Febrero de 1990,
en los talleres gráficos de la
Empresa Editorial Universidad
Nacional de Colombia
Bogotá - Colombia**