**UNIVERSIDAD TECNOLÓGICA DE PEREIRA**

Escuela de Química

Práctica No. 8

Química II

*LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO PARA LA DISOCIACIÓN DE UN ÁCIDO DÉBIL*

**OBJETIVO**

Determinar experimentalmente la constante de equilibrio, Ka para la disociación de un ácido débil, en solución amortiguadora.

**TEORÍA**

¿Qué pasa con un equilibrio en una solución que contiene no sólo un ácido débil, como el ácido acético, sino también una sal soluble del mismo ácido, como el acetato de sodio?. Puesto que el acetato es una base débil, no es de sorprender que el pH de la solución aumente ya que la [H+] disminuye.

La disociación del ácido débil disminuye cuando agregamos el electrolito fuerte que tiene un ión común con él. Podemos generalizar esta observación, que se describe como el *efecto del ión común*: la disociación de un electrolito débil disminuye cuando se agrega a la solución un electrolito fuerte que tiene un ión en común con el electrolito débil. Soluciones como éstas, que contienen un par conjugado ácido-base débil, resisten los cambios drásticos de pH y se llaman *soluciones amortiguadoras.* La sangre humana es un ejemplo importante de un medio acuoso complejo con un pH amortiguado en un valor cercano a 7.4.

Un enfoque alternativo en el cálculo de pH de una solución amortiguadora, tiene en cuenta una ecuación derivada de la ecuación *Ka=[H+][A-]****/****[HA]*. Tomando logaritmos negativos a ambos lados de la ecuación, tenemos que:

pH = pKa + log[Base]**/**[Ácido],

donde [ácido] y [base] se refieren a las concentraciones de equilibrio del par conjugado ácido-base. Observe que si la [ácido] = [base], entonces el pH = pKa. Esta relación matemática se conoce como *ecuación de Henderson-Hasselbach* [1].

**MATERIALES Y REACTIVOS**

1 pipeta volumétrica de 5 ml 1 matraz aforado de 50 ml

1 soporte universal 2 beaker de 250 ml

1 bureta de 25 ml 1 pipeta graduada de 2 ml

1 pinza para bureta 2 erlenmeyer de 250 ml

1 pH-metro soluciones buffer de pH 4.0, 7.0 y 10.0

NaOH 1 M 1 pipeta volumétrica de 20 ml

Ácido acético 1 M Fenolftaleína

**PROCEDIMIENTO**

PARTE A: *Preparación de las soluciones y calibración del pH-metro.*

PARTE B: *Determinación de la Ka a través de la medición del pH de una solución amortiguadora.*

Por este método se requiere preparar una solución en la que la [HA] = [A-]; es decir, que la [ácido] sea igual a la [base] conjugada. Así se cumpliría que pH = pKa y que [H+] = Ka.

1. Medir 20 ml de la solución de ácido acético 0.1 M en Erlenmeyer.
2. Añadir a la solución anterior 3 gotas de fenolftaleína.
3. Enrasar una bureta con solución de NaOH 0.1 M. Añadir de esta solución al ácido hasta que haya cambio de color (de incoloro pasa a violeta), lo cual indica que se ha alcanzado el punto de equivalencia. En éste, los equivalentes del ácido son iguales a los equivalentes de la base y el ácido se ha neutralizado totalmente.
4. A la anterior solución, adicionar 20 ml de ácido acético 0.1 M.
5. A la solución amortiguadora obtenida determinarle el pH.
6. Proceder de la misma manera con la solución de ácido acético 0.01 M y efectuar los cálculos correspondientes de Ka.

**CONCLUSIONES**

**BIBLIOGRAFÍA**

[1] BROWN, LEMAY & BURSTEN. 1998. Química, La Ciencia Central. Editorial Pearson. México. Págs. 587,624 y 626.