**UNIVERSIDAD TECNOLÓGICA DE PEREIRA**

Escuela de Química

Práctica No. 7

Química II

*LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO DE UN ÁCIDO DÉBIL*

**OBJETIVO**

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

**TEORÍA**

Casi todas las sustancias ácidas son ácidos débiles y, por tanto, se ionizan solo parcialmente en solución acuosa. Podemos expresar el grado en el cual un ácido débil se ioniza empleando la constante de equilibrio de la reacción de ionización. Si representamos un ácido débil general como *HA*, podemos escribir la ecuación de su ionización como:

HA(ac) + H2O(l) ↔H3O+(ac) + A-(ac)

o

HA(ac) ↔ H+(ac) + A-(ac)

Puesto que la concentración de agua se omite de las expresiones de equilibrio en las soluciones acuosas, la forma de la expresión de equilibrio es la misma en ambos casos:

Ka = [H3O+][A-]**/**[HA] o Ka=[H+][A-]**/**[HA]

El subíndice *a* de K*a* denota que se trata de una constante de equilibrio de la ionización de un ácido, y Ka se conoce como **constante de disociación ácida.**

**MATERIALES Y REACTIVOS**

1 pipeta volumétrica de 5 ml

1 matraz aforado de 50 ml

2 beaker de 250 ml

Soluciones buffer de pH 4.0, 7.0 y 10.0.

30 ml de ácido acético 1 M

pH-metro

1 agitador de vidrio

**PROCEDIMIENTO**

*PARTE A*: *Calibración y observaciones acerca del pH-metro.*

*PARTE B*: Preparación de 25 ml de solución 0.1 M de ácido acético (Se dispone de ácido acético 1 M).

*PARTE C:* Preparación de 25 ml de solución 0.01 M de ácido acético.

*PARTE D:* Determinación de la Ka

Si se desea conocer la constante de equilibrio, Ka de un ácido débil es necesario determinar en la solución las concentraciones de cada una de las especies involucradas en el equilibrio; es decir, la [H+], [A-] y [HA]. Cuando en la solución se tiene solo el ácido, se cumple que [H+] = [A-]. Por tanto, es suficiente con conocer la concentración inicial del ácido, [HA]o y la [H+]. Esta última, puede determinarse con la ayuda del pH-metro que puede dar el valor de pH de la solución ácida. Recuerde que el pH = - log [H+].

Entonces Ka=[H+][A-]**/**[HA] = (10-pH)2**/**[HA]o – 10-pH.

Se requieren 25 ml de solución 0.1 M y 25 ml de solución 0.01 M de ácido acético.

Una vez preparadas, proceda a depositar en un vaso de precipitados cada una de las soluciones de ácido acético y mida su pH.

Para minimizar el error asociado a las mediciones tenga en cuenta las mediciones de pH de sus compañeros de mesa. Anote los valores de pH y efectúe los cálculos correspondientes para determinar Ka, teniendo en cuenta el promedio de las mediciones.

Tenga en cuenta la temperatura a la hora de reportar la Ka.

**PREGUNTAS**

Consultar procedimiento de calibración de un pH-metro y cuidados con el instrumento.

Calcule el % de disociación del ácido acético en cada una de las soluciones. Teniendo en cuenta el principio de Le Chatelier, qué explicación puede dar a la diferencia en los porcentajes de disociación de la solución 0.1 M y la solución 0.01 M.

**CONCLUSIONES**

**BIBLIOGRAFÍA**