

UNIVERSIDAD TECNOLÓGICA DE PEREIRA

Escuela de Química

Práctica No. 11

Química II

NEUTRALIZACIÓN DE UN ÁCIDO DÉBIL CON UNA BASE FUERTE

OBJETIVOS

Verificar experimentalmente la disociación de un ácido débil con una base fuerte
Comparar los pH teóricos calculados con los resultados experimentales
Comparar la curva de titulación de los pH teóricos con la de los pH experimentales
Hallar el punto de equivalencia

TEORÍA

En los ácidos y bases débiles no se puede suponer una disociación completa, como ocurre en las mezclas de ácido fuerte-base fuerte.

La titulación empieza a un pH superior que la titulación del HCl, debido a que el ácido acético es un ácido débil. Como antes, el pH cambia con lentitud al principio, y después rápidamente cerca del punto de equivalencia. El intervalo de pH en el cual el cambio es rápido se ve que ocurre alrededor del pH 7 a pH 11. Note que el intervalo de pH es más corto que para la titulación de un ácido fuerte con una base fuerte. Esto significa que la elección del indicador es más crítica. La fenolftaleína puede funcionar; cambia de color en el intervalo de 8.2 a 10.0. el verde de bromocresol puede no funcionar porque cambia de color en el intervalo 3.8 a 5.4, el cual ocurre antes de que la curva de titulación se eleve bruscamente. También el punto de equivalencia para la curva de titulación del ácido acético ocurre en el lado básico. Esto sucede debido a que el punto de equivalencia de la solución es el de la sal, el acetato de sodio, el cuál es básico debido a la hidrólisis del ión acetato. La selección óptima del indicador determina que sea uno que cambie de color en un intervalo que incluya el pH del punto de equivalencia [1].

MATERIALES Y REACTIVOS

1 soporte universal
1 beaker de 50 ml
1 bureta de 25 ml
1 erlenmeyer de 250 ml
1 pinza para bureta
1 pH-metro
Hidróxido de sodio 0,1 N
Ácido acético 0,1 N
Indicador fenolftaleína
Soluciones amortiguadoras de pH 4, 7 y 10.

PROCEDIMIENTO

Realizar los cálculos para el pH teórico para compararlos con los resultados experimentales.

Hacer el montaje básico para la realización de una titulación, según indicaciones del profesor y monitor.

1. Agregar 20 ml de ácido acético 0,1 N en el erlenmeyer. Llenar la bureta con solución de NaOH 0,1 N teniendo cuidado de eliminar la burbuja que quede en la llave. Medir el pH inicial de la solución ácida. Compara con el pH teórico calculado. Añadir 3 gotas de fenolftaleína como solución indicadora, la cual en medio ácido es incolora y en medio básico se torna de color violeta.
2. Adicionar 3 ml de NaOH 0,1 N a la solución ácida, agitar y medir el pH. Comparar con el pH teórico. Reportar datos.
3. Continúe con la adición de NaOH 0,1 N en porciones de 3 ml cada vez, repitiendo el proceso anterior hasta alcanzar el punto de neutralización el cual se distingue por un cambio de color (de incoloro a violeta) en la solución debido al efecto del indicador fenolftaleína.
4. Continúe la adición de NaOH en exceso, en porciones de 2 ml, con el fin de obtener valores de pH más altos.

PREGUNTAS

1. Realice los cálculos teóricos de pH de la solución a medida que adiciona porciones de 3 ml de NaOH 0,1 N a la solución 0,1 N de ácido acético. Construya una tabla donde incluya el pH y la $[H^+]$.
2. Represente gráficamente la variación del pH en función del volumen de NaOH 0,1 N adicionado; tanto para los cálculos teóricos, como para los resultados experimentales. Compare las dos curvas obtenidas y dé conclusiones respecto a los resultados.
3. ¿Por qué en el punto de equivalencia los pH son distintos en la neutralización de un ácido débil y un ácido fuerte con una base fuerte?
4. ¿Qué otro indicador(s) podría(n) utilizarse en reemplazo de la fenolftaleína en la titulación de un ácido débil con una base fuerte?

BIBLIOGRAFÍA

[1] EBBING , Darrel. Química General. 1996. Editorial Mc Graw Hil. México. Págs. 697, 698.

CONCLUSIONES