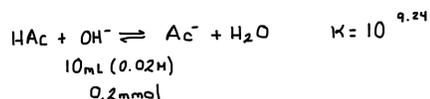


Se tienen 5 mL de una solución de ácido acético (pKa= 4.76), que se valoran con NaOH 0.02M obteniendo un volumen de punto de equivalencia de 10mL. Determinar la concentración de la solución de ácido acético. Elaborar una tabla de variación de especies en concentración y calcular pH a volumen de NaOH agregados: 4, 10 y 15 mL.



Reacción de valoración

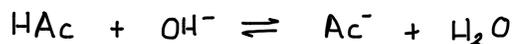


$$0.02 \text{ mmol OH}^- \left(\frac{1 \text{ mmol HAc}}{1 \text{ mmol OH}^-} \right) = \frac{0.02 \text{ mmol HAc}}{5 \text{ mL}} = 0.04 \text{ M de HAc en la solución}$$

Tabla de variación de especies (para una reacción cuantitativa).

	$\text{HAc} + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Ac}^- + \text{H}_2\text{O}$		
inicio	$V_0 C_0$		
agrega	$V^{\text{OH}} C^{\text{OH}}$		
A.P.E.	$\frac{V_0 C_0 - V^{\text{OH}} C^{\text{OH}}}{V_T}$	$\frac{V^{\text{OH}} C^{\text{OH}}}{V_T}$ ε	$\frac{V^{\text{OH}} C^{\text{OH}}}{V_T}$ 1
P.E.	$\frac{V_0 C_0}{V_T}$ ε	$\frac{V_0 C_0}{V_T}$ ε	$\frac{V_0 C_0}{V_T}$ 1
D.P.E.	$\frac{V_0 C_0}{V_T}$ ε	$\frac{V^{\text{OH}} C^{\text{OH}} - V_0 C_0}{V_T}$	$\frac{V_0 C_0}{V_T}$ 1

Para un volumen de 4 mL (antes del punto de equivalencia), OH es limitante.



inicio 5 mL (0.04 M)

agrega 4 mL (0.02 M)

$$\Gamma \times n \quad - \frac{4 \text{ mL} (0.02 \text{ M})}{5 + 4 \text{ mL}} \quad - \frac{4 \text{ mL} (0.02 \text{ M})}{5 + 4 \text{ mL}} \quad + \frac{4 \text{ mL} (0.02 \text{ M})}{5 + 4 \text{ mL}} \quad 1$$

$$\text{eq} \quad \frac{[5 \text{ mL} (0.04 \text{ M})] - [4 \text{ mL} (0.02 \text{ M})]}{5 + 4 \text{ mL}} \quad \frac{4 \text{ mL} (0.02 \text{ M})}{5 + 4 \text{ mL}} \quad \frac{4 \text{ mL} (0.02 \text{ M})}{5 + 4 \text{ mL}} \quad 1$$

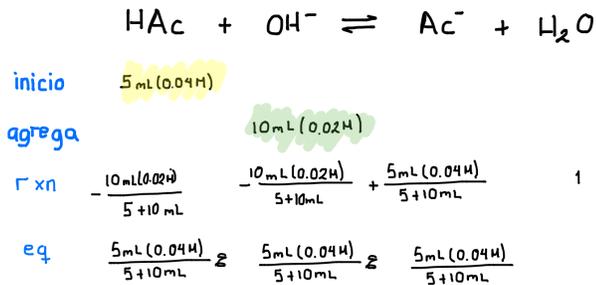
En este punto de la valoración se tiene al par conjugado por lo que el pH se calcula:

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

$$\text{pH} = 4.76 + \log \frac{[8.8 \times 10^{-2}]}{[0.013]}$$

$$\text{pH} = 4.58$$

Para un volumen de 10 mL (punto estequiométrico).



En este punto solo se tiene a la base, misma que es débil, por lo que el pH es;

$$\alpha' = \sqrt{\frac{K_b}{C_0}}$$

$$\alpha' = \sqrt{\frac{10^{-9.24}}{10^{-1.83}}}$$

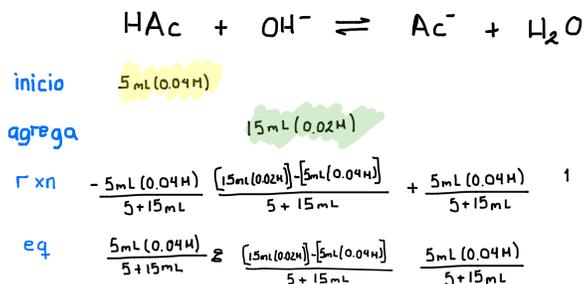
$$\alpha' = 2.06 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = 14 + \log C_0 \alpha'$$

$$\text{pH} = 14 + \log (0.013)(2.06 \times 10^{-4})$$

$$\text{pH} = 8.42$$

Para un volumen de 15 mL



En este punto se tiene una mezcla de dos bases, por lo que el pH se calcula para la base más fuerte, en este caso OH-

$$\text{pH} = 14 + \log C_0$$

$$\text{pH} = 14 + \log (5 \times 10^{-3})$$

$$\text{pH} = 11.69$$