

Ćwiczenie 10.3. (CF-DI)

POMIARY PH ORAZ WYZNACZANIE STAŁEJ DYSOCJACJI SŁABEGO KWASU

Zagadnienia do samodzielnego przygotowania:

pH roztworu. Roztwory buforowe. Hydroliza soli. Metody pomiaru pH roztworu. Elektrody do pomiaru pH. Teoria dysocjacji roztworów elektrolitów.

CZĘŚĆ TEORETYCZNA

Stała dysocjacji K (po przyjęciu, że odpowiednia aktywność równa jest stężeniu) słabego kwasu np. CH_3COOH :

$\text{CH}_3\text{COOH} = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$, wynosi:

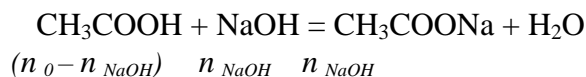
$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad (1)$$

($[\text{CH}_3\text{COO}^-]$, $[\text{H}^+]$, $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ oznaczają odpowiednio stężenia $[M]$ form zdysocjowanych i niezdisocjowanych kwasu).

Po zlogarytmowaniu wyrażenia (1) i przekształceniu otrzymujemy:

$$pH = pK + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad (2)$$

Po dodaniu n_{NaOH} moli zasady NaOH (w V H_2O) do roztworu kwasu, zawierającego początkowo n_0 moli, następuje częściowe zobojętnienie kwasu i powstanie n_{NaOH} moli octanu sodowego:



W stanie równowagi zostanie $(n_0 - n_{\text{NaOH}})$ moli niezdisocjowanego kwasu i n_{NaOH} moli jonów octanowych oraz n_{NaOH} moli jonów wodorowych. Wartość n_{NaOH} jest proporcjonalna do ilości dodanego roztworu NaOH V_{NaOH} o stężeniu c_{NaOH} :

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{c_{\text{NaOH}} [M] \cdot V_{\text{NaOH}} [\text{cm}^3]}{1000 \left[\frac{\text{cm}^3}{\text{dm}^3} \right]} \quad (3)$$

Analogicznie, początkowa liczba moli kwasu n_0 jest proporcjonalna do objętości zasady w punkcie równoważnikowym V_R :

$$n_0 = \frac{c_{\text{NaOH}} [M] \cdot V_R [\text{cm}^3]}{1000 \left[\frac{\text{cm}^3}{\text{dm}^3} \right]} \quad (4)$$

Uwzględniając powyższe fakty i zależności otrzymujemy:

$$pH = pK + \log \frac{n_{\text{NaOH}}}{n_0 - n_{\text{NaOH}}} = pK + \log \frac{V_{\text{NaOH}}}{V_R - V_{\text{NaOH}}} \quad (5)$$

Tabela 3. Wartości pK i K

	pK	K
literaturowa		
na podstawie V_{Rp}		
na podstawie V_{R1}		
na podstawie V_{R2}		

Wyznaczyć punkty równoważnikowe (V_R) miareczkowania badanych kwasów na podstawie:

- zmiany barwy wskaźnika: V_{Rw}
- punktu przegięcia krzywej doświadczalnej $pH = f(V_{NaOH})$: V_{Rp}
- maksimum funkcji $\frac{\Delta pH}{\Delta V_{NaOH}} = f(V_{NaOH})$: V_{R1}
- punktu zerowego funkcji $\frac{\Delta^2 pH}{\Delta V_{NaOH}^2} = f(V_{NaOH})$: V_{R2}

Obliczenia pierwszej (pkt c) oraz drugiej (pkt d) pochodnej krzywej $pH = f(V_{NaOH})$ wykonać za pomocą programu Excel lub Origin.

OPRACOWANIE I DYSKUSJA WYNIKÓW

- Sporządzić wykresy krzywej miareczkowania $pH = f(V)$, odpowiednio dla mocnego i słabego kwasu.
- Omówić ww. wykresy, wyjaśnić różnice.
- Przedstawić wartości V_R w tabelach osobno dla słabego i mocnego kwasu. Wyjaśnić przyczyny różnic.
- Uzupełnić tabelę 2.
- Sporządzić wykresy $pH = f(\log \frac{V_{NaOH}}{V_R - V_{NaOH}})$, uwzględniając różne wartości V_R .
Korzystać z programu Excel lub Origin.
- Na podstawie ww. wykresów wyznaczyć wartości pK oraz stałej dysocjacji K badanego słabego kwasu. Uzupełnić tabelę 3.
- Doświadczalne wartości pK i K porównać z danymi literaturowymi (*Poradnik fizykochemiczny*). Przedyskutować wyniki.

Literatura:

- P.W. Atkins, *Chemia fizyczna*, PWN.
- K. Pigoń, Z. Ruziewicz: *Chemia fizyczna*, PWN.
- G.M. Barrow, *Chemia fizyczna*, PWN.
- Praca zbiorowa, *Chemia fizyczna*, PWN.
- S.T. Bursa, *Chemia fizyczna*, PWN.
- R. Brdička, *Podstawy chemii fizycznej*, PWN.
- Z. Hippe, B. Dębska A. Kerste, *Ćwiczenia z chemii fizycznej z programami do obliczeń na EMC*, PWN.

Opracowano w Zakładzie Chemii Fizycznej PRz.