

## Titrări acido-bazice

**Titrarea acido-bazică** este un procedeu practic prin care se poate afla concentrația unei probe de acid sau de bază. La efectuarea unei titrări se folosește o soluție de concentrație cunoscută pentru a afla concentrația unei alte soluții printr-o reacție de neutralizare care este monitorizată.

De exemplu, pentru a se afla concentrația unei soluții de acid clorhidric dintr-o probă necunoscută, se efectuează o titrare cu o soluție de hidroxid de sodiu de concentrație cunoscută.

**Punctul de echivalență** este momentul în care toată cantitatea de acid sau de bază din proba necunoscută a fost neutralizată.

În cazul titrării unui acid tare cu o bază tare, sau a unei baze tari cu un acid tare, la punctul de echivalență pH-ul soluției va fi egal cu 7.

În timpul unei titrări, pH-ul poate fi monitorizat cu un pH-metru. Se pot folosi și indicatori acido-bazici.

**Indicatorii acido-bazici** sunt substanțe organice, baze slabe sau acizi slabi, care își schimbă culoarea în funcție de pH-ul soluției. Pentru o titrare acido-bazică e nevoie de numai câteva picături de indicator în proba de concentrație necunoscută.

*Exemplu* - Domeniile de viraj și culorile în mediu bazic și acid a 3 indicatori acido-bazici:

| Indicator     | Domeniu de viraj | Mediu acid | Mediu bazic |
|---------------|------------------|------------|-------------|
| metiloranj    | 3,2 - 4,4        | roșu       | galben      |
| turnesol      | 5,0 - 8,0        | roșu       | albastru    |
| fenolftaleină | 8,2 - 10,0       | incolor    | roșu        |

**Biureta** este un tub de sticlă gradat și dotat cu un robinet sau cu o clemă, astfel încât conținutul ei se poate picura într-un alt vas.

*Exemplu* - Să se afle concentrația unei probe de acid clorhidric cu volumul de 50 mL.

Ecuția reacției:  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Efectuăm o titrare acido-bazică cu o soluție de NaOH 0,15 M. Așadar, avem soluția de HCl într-un pahar Erlenmeyer în care adăugăm 2-3 picături de fenolftaleină. Deasupra paharului, plasăm biureta care conține soluția de NaOH 0,15 M. Citim volumul din biuretă la începutul și la finalul titrării.

$V_i = 0,1 \text{ mL}$  (prima citire)

Efectuăm titrarea: picurăm NaOH în paharul cu HCl. Amestecăm soluția din pahar cu mișcări circulare.

Când ne apropiem de punctul de echivalență, soluția din pahar devine roz pal acolo unde am picurat NaOH. Când amestecăm, culoarea va dispărea. Acum trebuie să picurăm cu multă atenție. Când soluția din pahar rămâne roz pal și după agitarea paharului, înseamnă ca am atins punctul de echivalență. Citim volumul soluției din biuretă.

$V_f = 33,5 \text{ mL}$  (a doua citire)

$V_f - V_i = 33,5 - 0,1 = 33,4 \text{ mL} = 0,0334 \text{ L}$  NaOH - acesta este volumul de NaOH necesar pentru neutralizarea celor 50 mL (0,05 L) HCl.

În continuare, aflăm numărul de moli de NaOH care au fost necesari neutralizării acidului:

$$\nu_{\text{NaOH}} = C_M \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,15 \cdot 0,0334 = 0,00501 \text{ moli} = 5,01 \cdot 10^{-3} \text{ moli NaOH}$$

Conform ecuației reacției:  $\nu_{\text{NaOH}} = \nu_{\text{HCl}}$

$$\nu_{\text{HCl}} = 5,01 \cdot 10^{-3} \text{ moli HCl}$$

$$C_{M \text{ HCl}} = 5,01 \cdot 10^{-3} / 0,05 = 0,1002 \text{ mol/L}$$

Așadar, 50 mL HCl 0,1 M neutralizează 33,4 mL NaOH 0,15 M.

www.Lectii-Virtuale.ro