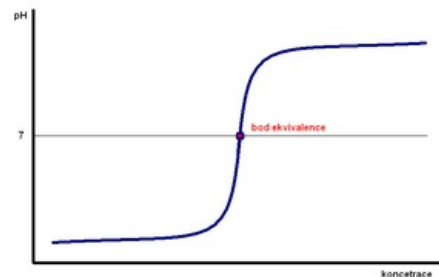


Bod ekvivalence

Jako bod ekvivalence se v chemii označuje konec titrace – stav, kdy látkové množství titračního činidla (jeho látková koncentrace vynásobená spotřebovaným objemem při titraci) je ekvivalentní látkovému množství stanovované látky.

Způsoby indikace bodu ekvivalence

- **Vizuální indikace** – subjektivně pozorovatelná změna titrovaného roztoku vzorku, změna barvy, vznik sraženiny, fluorescence. Nejčastěji je to změna barvy vhodného barviva, **indikátoru**, přidaného do titrovaného roztoku, ke které dojde právě při dosažení bodu ekvivalence.
- **Instrumentální indikace** – měřená přístroji, kdy se měří některá z fyzikálních veličin titrovaného roztoku (např. vodivost roztoku, pH atd.) v závislosti na objemu přidávaného titračního činidla – opět titrační křivka. Veličina je vybrána tak, aby v bodu ekvivalence došlo k podstatné změně na této křivce (např. zlom), takže z určitého bodu této změny určíme spotřebu titračního činidla.



Graf změny koncentrace a pH ukazující bod ekvivalence při pH=7

Indikátory jsou látky, které reagují buď se stanovovanou látkou nebo s přebytečným titračním činidlem a forma zreagovaná a nezreagovaná mají různé barvy. V bodu ekvivalence pak dochází k přeměně jedné formy na druhou. Jsou to látky podobné povahy jako titrační činidlo nebo titrovaná látka. Podle charakteru titrací, existuje celá řada různých druhů indikátorů.

Indikátory acidobazické (pro titrace kyselin a zásad). Jsou to slabé organické kyseliny nebo zásady. Forma kyselá (*HInd*), která existuje při vyšší koncentraci H^+ (nižším pH) má jinou barvu než forma zásaditá (*Ind*⁻). Indikátorová kyselina a zásada tvoří spolu konjugovaný pár s ionizační konstantou K_{HInd} .



Podle koncentrace iontů titrovaného roztoku se ustaluje poměr koncentrací obou forem – protolytická rovnováha

$$K_{HInd} = \frac{[H^+] \cdot [Ind^-]}{[HInd]} \quad \frac{[Ind^-]}{[HInd]} = \frac{K_{HInd}}{H^+}$$

Matematickou úpravou (záporným zlogaritmováním těchto vztahů) dostaneme výraz

$$pH = pK_{HInd} - \log \frac{[HInd]}{[Ind^-]}$$

Při titračním stanovení, např. kyseliny odměrným zásaditým roztokem, je v titrovaném roztoku forma kyselá. Přímou v bodu ekvivalence jsou vlastně přítomny obě formy. Těsně za bodem ekvivalence kyselá forma zcela vymizí (zreaguje s přebytkem zásaditého titračního činidla na formu zásaditou). Z toho je zřejmé, že se barva indikátoru obvykle postupně mění v určitém malém rozmezí kolem bodu ekvivalence. Poměr $\log HInd/Ind^-$ může nabývat během titrace hodnot přibližně od -1 do +1, proto rozmezí pH barevných přechodů acidobazických indikátorů (funkční oblast) bývá do 2 jednotek pH.

Příklady acidobazických indikátorů:

- **Methyloranž, funkční oblast pH 3,0-4,4; červená - oranžová;**

4-[4-(dimethylamino) fenylazo]benzen-sulfonát sodný

- **Methylčerven, funkční oblast pH je 4,4-6,2; červená - žlutá;**

2-(4-dimethylaminofenylazo)benzoová kyselina

- **Fenolová červen, funkční oblast pH je 6,8-8,4; žlutá - červená;**

Fenolsulfoftalein, 3,3-bis(4-hydroxyfenyl)-sulfoftalid

- **Fenolftalein, funkční oblast pH je 8,2-10,0; bezbarvá - červenofialová;**

3,3-bis(4-hydroxyfenyl)-1(3H)-isobenzofuranon

Indikátory komplexometrických titrací – **metalochromní**, jsou látky tvořící komplex se stanovovaným iontem kovu. Komplex s kovem je odlišně zbarvený než forma volného indikátoru. Před bodem ekvivalence je přítomna jen forma

komplexu s kovem. Těsně před bodem ekvivalence, kdy se již v roztoku nedostávají volné ionty stanovovaného kovu, začne komplexující titrační činidlo reagovat s iontem kovu, který byl vázán do komplexu s indikátorem, a tím vytěsňuje indikátor ve volné formě.

Příklady metalochromních indikátorů: **eriochromová čern T** (přechází z fialové na modrou), **xylenolová oranž** (z červené či fialové na žlutou), **murexid** (ze žluté či červené na fialovou).

Indikátory sražecích titrací tvoří těsně za bodem ekvivalence s prvním přebytkem titračního činidla barevné sraženiny popř. rozpustné barevné komplexy, nebo mohou v důsledku adsorpce na částicích sraženiny či naopak desorpce způsobovat změnu zbarvení sraženiny nebo roztoku v bodě ekvivalence (viz argentometrie, součin rozpustnosti).

Indikátory redoxních reakcí. Používají se velmi často látky, jejichž redukováná forma je barevně odlišná od oxidované formy. První přebytek oxidujícího titračního činidla těsně za bodem ekvivalence převede redukovanou formu na formu oxidovanou, (příklady **benzidin** nebo **difenylamin** – přecházejí z bezbarvé na modrou). Řada redoxních indikátorů funguje nevratně, jako některé z barevných látek (např. **methylerveň**), které se prvním přebytkem oxidačního činidla zoxidují, což má za následek rozklad látky, projeví se to odbarvením. Redukcí však už nelze získat zpět redukovanou barevnou formu.

Související články

- Odměrná analýza