Titrimetriás meghatározások, gravimetria

Válogatás Dr. Galbács Gábor diáiból

Volumetria / Titrimetria

TITRIMETRIA
A koncepció

Volumetria *(titrimetria)* egy mennyiségi analitikai eljárás, amelynek alapjául az szolgál, hogy megmérjük, a mérendő mennyisége *mekkora térfogatú* reagenssel (*mérőoldat*) ekvivalens. A reakció lejátszódását indikálni szükséges természetesen. A reakció sztöchiometriájának ismeretében ekkor a mérendő koncentrációja kiszámítható:

x Mérendő + y *Reagens* → z Termék

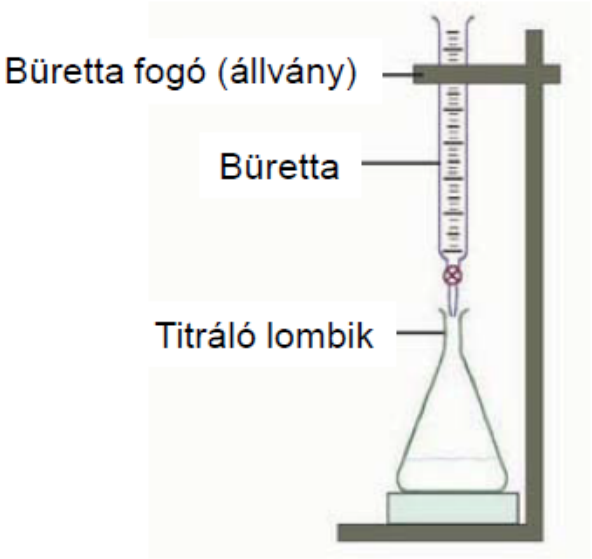
$$y \cdot n_{mérendő} = x \cdot n_{reagens}$$

$$n_{reagens} = c_{reagens} \cdot V_{reagens}$$

$$\downarrow$$

$$n_{mérendő} = (c_{reagens} \cdot V_{reagens}) / y$$

$$c_{mérendő} = n_{mérendő} / V_{mérendő}$$



TITRIMETRIA
A koncepció

Alapvetően mind a négyféle reakciótípus alkalmas titrimetriás eljárás kidolgozására:

- sav-bázis (semlegesítési vagy neutralizációs)
- csapadékos
- komplex
- redoxi

Példák:

Mérendő	**Mérőoldat**
sav (pl. HCl)	lúg (pl. NaOH, KOH)
lúg (pl. NH_4OH)	sav (pl. HCl)
IO_3^- ionok	lecsapószer (pl. $AgNO_3$, $Hg_2(NO_3)_2$)
fémionok	komplexképző (pl. NTA, EDTA, DCTA)

TITRIMETRIA
Szükséges feltételek

Mindazonáltal vannak feltételek, amelyek teljesülése szükséges ahhoz, hogy egy reakció alkalmas legyen titrimetria céljára:

1. A reakció legyen kvantitatív
2. Ne legyenek mellékreakciók
3. A reakciósebesség kellően gyors
4. A reakció befejezettsége jól detektálható
5. A titrálószer (mérőoldat) megfelelő tisztaságban és stabilitással előállítható

TITRIMETRIA
Elsődleges standard

A titrimetriás mérőoldatokat mindig valamilyen standard alapanyagból készítjük el.

Elsődleges standard. Ha ilyen alapanyagot használunk, akkor az oldatkészítés közvetlenül, a szükséges alapanyagmennyiség kimérésével és feloldásával, hígításával elvégezhető. Az ilyen alapanyag

- nagy tisztaságú
- nagy stabilitású (levegővel és fénnyel szemben)
- állandó mennyiségű kristályvizet tartalmaz (nem higroszkópos)
- nagy móltömegű
- elegendően nagy oldhatóságú

Példák: $K_2Cr_2O_7$, $KBrO_3$, oxálsav, stb.

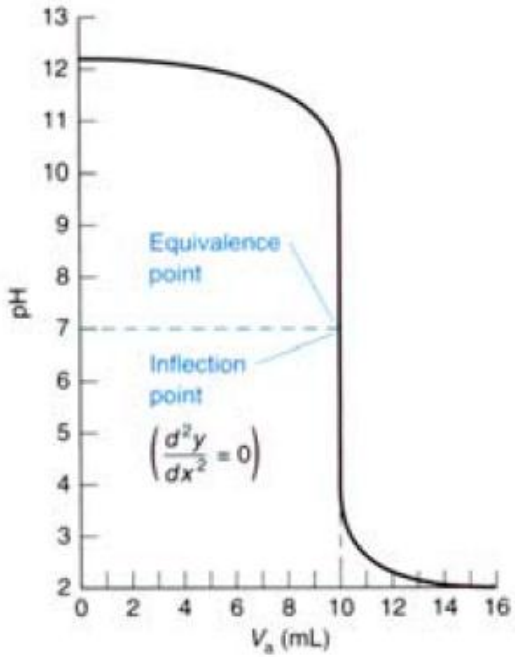
TITRIMETRIA
Másodlagos standard

Ha nincs alkalmas elsődleges standard, akkor ***másodlagos standard***-et kell alkalmazni a mérőoldat elkészítésére. Ezek az alapanyagok nem teljesítenek minden feltételt az elsődleges standardekéből, ezért oldatuk pontos koncentrációját frissen kell meghatározni (***standardizálható, „hatóértéke" meghatározható***) elsődleges standardből készült mérőoldat segítségével.

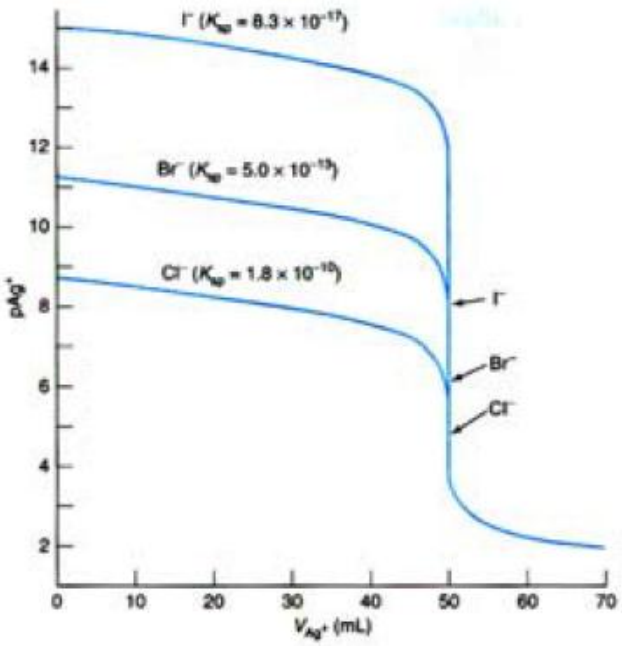
Példák: $KMnO_4$, $AgNO_3$, stb.

TITRIMETRIA
A titrálási görbe

A titrálási görbe definíció szerint olyan grafikon, ami a hozzáadott mérőoldat térfogat függvényében valamilyen, a mérendő koncentrációjával összefüggő mennyiség változását ábrázolja. Az y-tengelyen legtöbbször a mennyiség logaritmusát (pX) ábrázoljuk.



Acidi-alkalimetriás titrálási görbe



Csapadékos titrálási görbe

TITRIMETRIA

A titrálás ekvivalencia pontja és végpontja

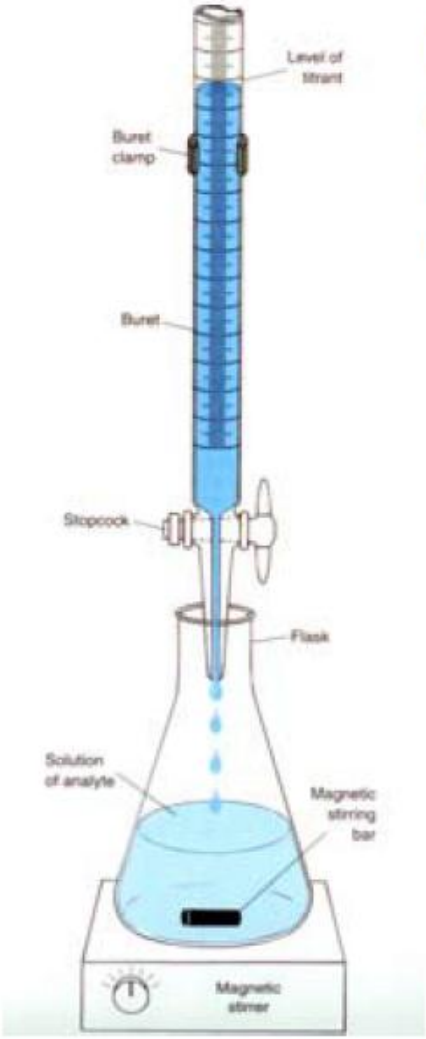
A titrálási görbe ***ekvivalenciapontjában*** éppen minden mérendő elfogyott és nincs jelen felesleg sem a mérőoldatból (úgy is nevezzük, hogy ilyenkor 100%-os a titráltsági fok).

A klasszikus titrimetria során a mérőoldat adagolását a ***titrálás végpontjában*** abbahagyjuk. A végpont az ekvivalenciapont becslése valamilyen indikációs eljárás alkalmazásával. A ***végpontjelzés*** alapvetően kétféle módon, ***indikátor színezékekkel*** vagy ***műszeres módszerrel végezhető***.

Az indikátorszínezékek színes vegyületek, amelyek színüket megváltoztatják az ekvivalenciapont közelében, így a végpont az analitikus számára vizuálisan észlelhető.

Műszeres végpontjelzés során az ekvivalencia pontban a mintában bekövetkező valamilyen fizikai/kémiai változást észleljük műszeres módszerrel (pl. fényelnyelés, vezetőképesség, stb.).

TITRIMETRIA
Eszközök



Klasszikus titrimetriás eszközök

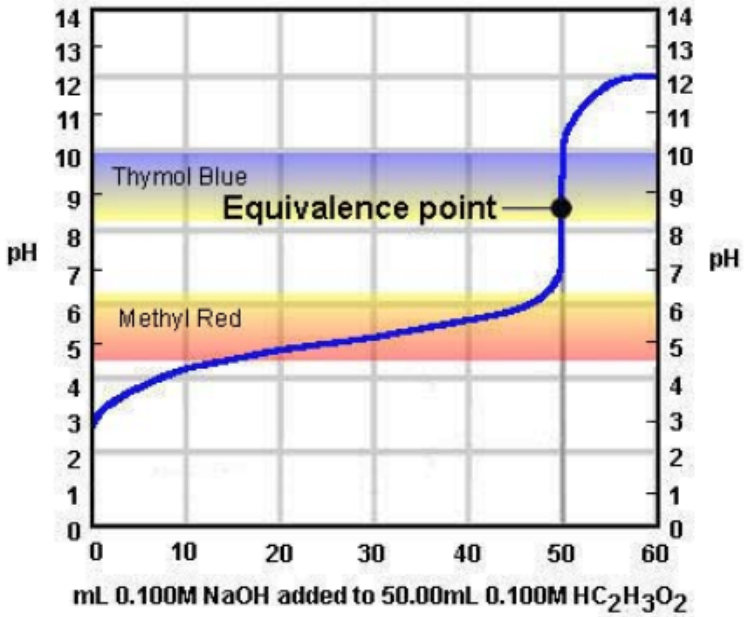
Egy modern titrátor számítógép-vezérelt adagolás és adatgyűjtés révén a teljes titrálási görbét rögzíti, majd azt matematikailag kiértékeli (pl. pH/mV mérés, a görbe inflexiós pontjának keresése).

Modern automata titrátor

TITRIMETRIA
A titrálási hiba

A titrálási hiba a titrálás eredményében jelentkező pontatlanság, lényegében az ekvivalenciapont és a végpont közötti különbség. A titrálási hiba forrásai többfélék lehetnek, itt csak két nagyobb kategóriát említünk:

Indikátor hiba. Ez indikátor színezékek alkalmazásakor jelentkezik. Akkor fordulhat elő, ha az indikátor maga is számottevő mérőoldat mennyiséget fogyaszt vagy az indikátor helytelenül lett megválasztva, ezért az ekvivalenciapontot pontatlanul jelzi.



Adatgyűjtési hiba. Műszeres végpontjelzés esetén fordul elő, ha az adatgyűjtést nem elegendő felbontással végeztük (pl. numerikus deriválás).

TITRIMETRIA

A titrálás elvégzésének lehetséges módozatai

Közvetlen titrálás

Amikor csak lehetséges, ezt alkalmazzuk. Ez a legegyszerűbb, az alap koncepciónak megfelelő titrálási mód.

Visszatitrálás

Akkor alkalmazzuk, ha pl. a mérendő a titrálószerrel csak lassan reagál. Ilyenkor egy feleslegben alkalmazott segédreagens segítségével, amely jól titrálható (gyorsan reagál), elreagáltatjuk a mérendő teljes mennyiségét, majd a felesleget visszamérjük.

Fordított titrálás

A minta és a mérőoldat „helyét" felcseréljük, és a mintát adagoljuk a bürettából a mérőoldat egy adott részletéhez. Olyankor alkalmazzuk, amikor a minta érzékeny a levegőre (pl. lúgoldat karbonátosodása)

Indirekt titrálás

A mérendő, rosszul titrálható komponenst kémiai reakcióval előzetesen kvantitatíve átalakítjuk egy jól titrálható komponenssé.

Neutralizációs (sav/bázis) titrálások

NEUTRALIZÁCIÓS TITRIMETRIA
Neutralizációs reakciók alkalmazása

A sav-bázis reakciók többféle kombinációja fordulhat elő titrimetriás analitikai feladatok során. Lehetséges esetek:

- ***erős sav titrálása erős lúggal (és fordítva)***
- ***gyenge sav titrálása erős lúggal (és fordítva)***
- gyenge sav titrálása gyenge lúggal (és fordítva)
- többértékű savak/bázisok titrálása
- sav- vagy báziselegyek titrálása

Ezen reakciók során lejátszódó folyamatok a sav-bázis egyensúlyokról tanultak alapján, a titrálási görbe pontjainak (pH) számítása révén tárgyalhatók.

A sav/bázis titrálási görbék y tengelyén mindig a pH vagy a pOH van feltüntetve.

NEUTRALIZÁCIÓS TITRIMETRIA

Erős sav erős bázissal való titrálásának esete

Legyen a titrálási példa a következő

20 mL 0,1 M HCl mintaoldat titrálása 0,1 M NaOH mérőoldattal

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

Kövessük a lejátszódó folyamatokat a pH számításával a három fő szakaszban!

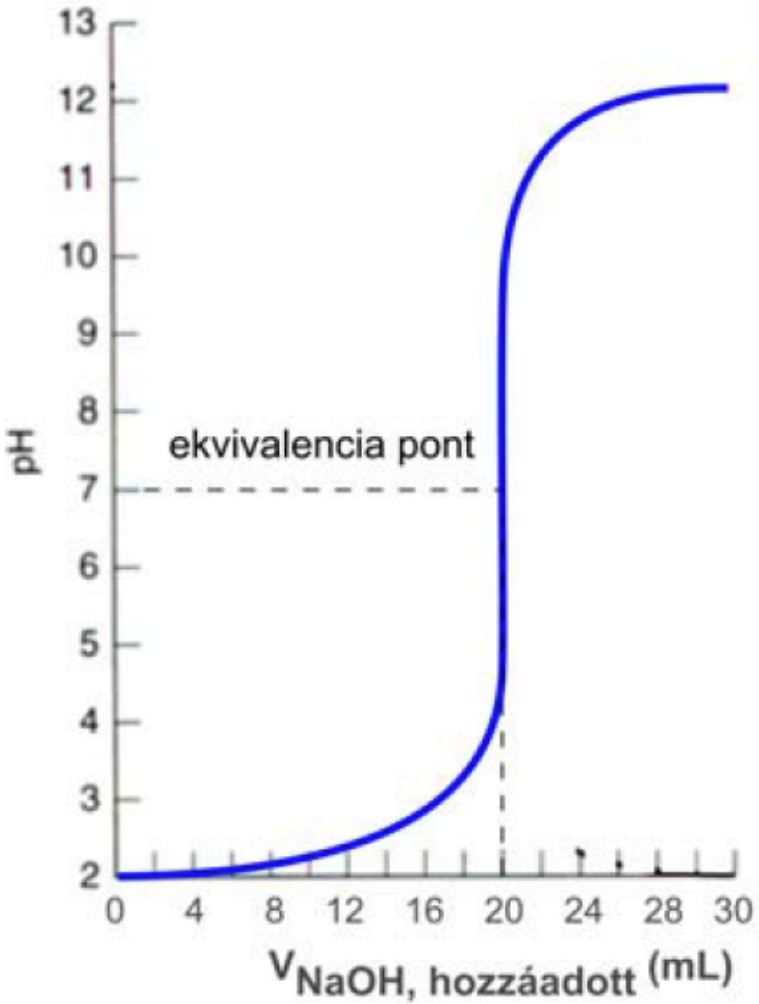
1. ***Az ekvivalencia pont előtt*** *(a titráltsági fok < 100%):*
   a pH-t a megmaradt erős sav határozza meg

2. ***Az ekvivalencia pontban*** *(a titráltsági fok = 100%):*
   a pH-t a reakciótermék hidrolízise határozza meg (NaCl)

3. ***Az ekvivalencia pont után:*** *(a titráltsági fok > 100%):*
   a pH-t a feleslegbe kerülő (maradék) erős lúg határozza meg

NEUTRALIZÁCIÓS TITRIMETRIA

Erős sav erős bázissal való titrálásának esete – a titrálási görbe



NEUTRALIZÁCIÓS TITRIMETRIA

Gyenge sav erős bázissal való titrálásának esete

Titráljunk egy HA gyenge savat (pK_s= 5.20) :

20 mL 0.1 M HA (mintaoldat) és 0.1 M NaOH (mérőoldat)

$$HA + NaOH \rightarrow NaA + H_2O$$

A titrálási görbén négy fontos szakaszt különíthetünk el:

1. ***A titrálás kezdetén:***
   a pH-t a gyenge sav disszociációja határozza meg

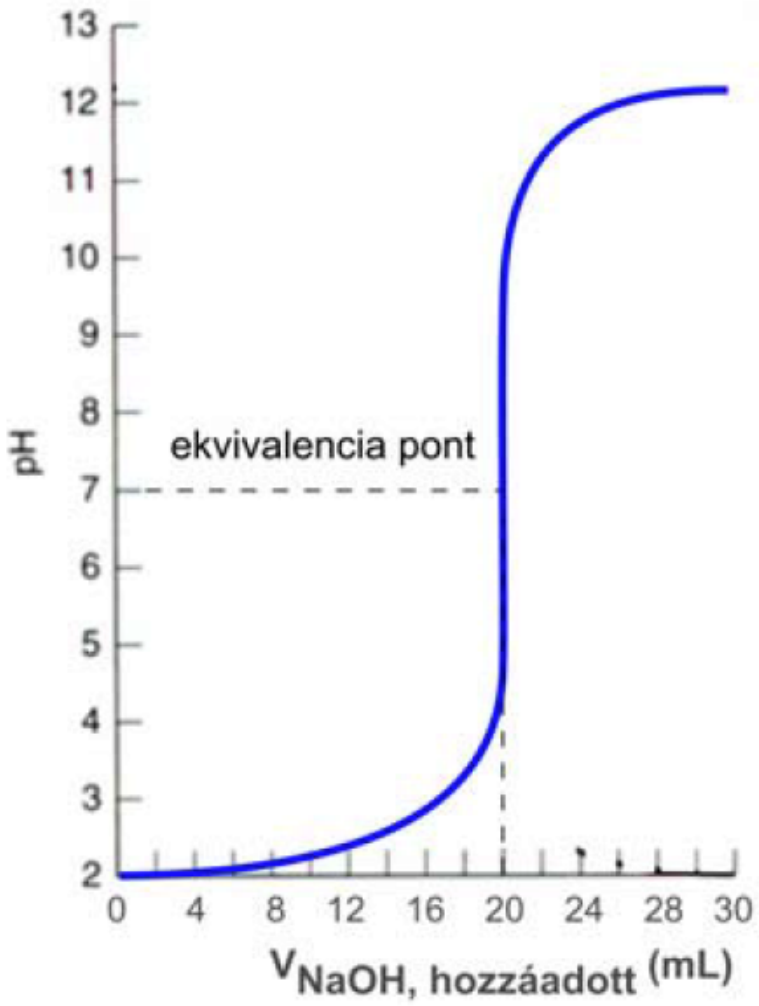
2. ***Az ekvivalenciapont előtt:***
   egy savas pufferoldat van jelen (HA és NaA)

3. ***Az ekvivalencia pontban:***
   a pH-t a reakciótermék hidrolízise szabja meg (NaA)

4. ***Az ekvivalencia pont után:***
   a hidrolizáló só és a lúg feleslege van jelen

NEUTRALIZÁCIÓS TITRIMETRIA

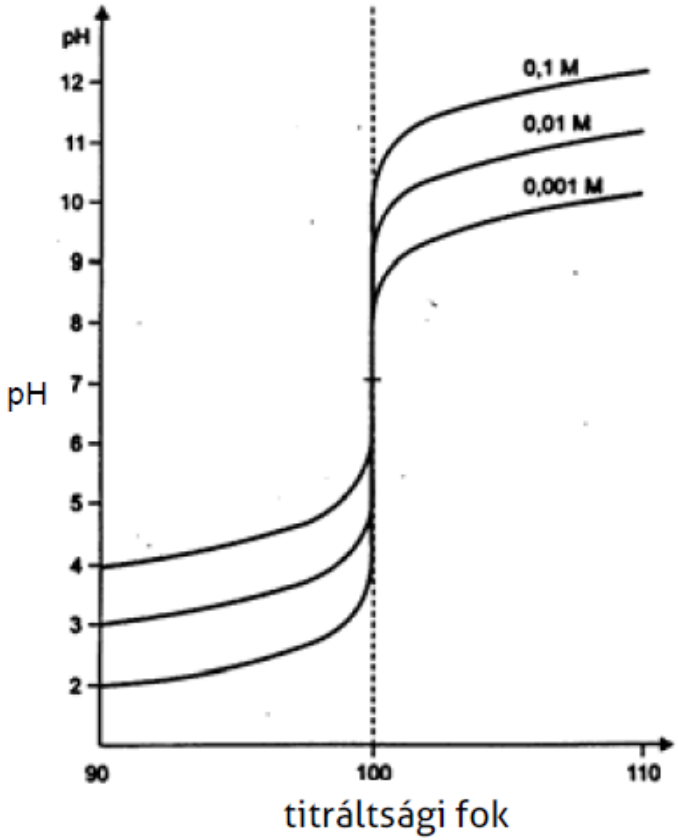
Erős sav erős bázissal való titrálásának esete – a titrálási görbe



NEUTRALIZÁCIÓS TITRIMETRIA

A koncentráció hatása a titrálási görbék alakjára

Minél nagyobb a mérendő és/vagy a mérőoldat koncentrációja, annál nagyobb az ugrás a görbén az ekvivalencia pontban.

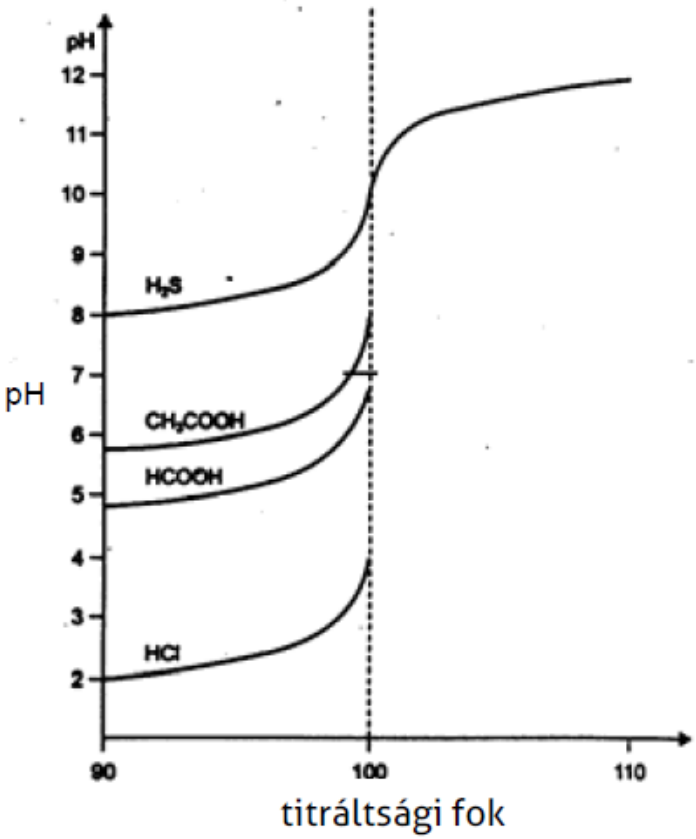


NEUTRALIZÁCIÓS TITRIMETRIA

A disszociációs állandó (erősség) hatása a titrálási görbék alakjára

Minél nagyobb a disszociációs állandó, annál nagyobb lesz az ugrás a görbén az ekvivalencia pontban.

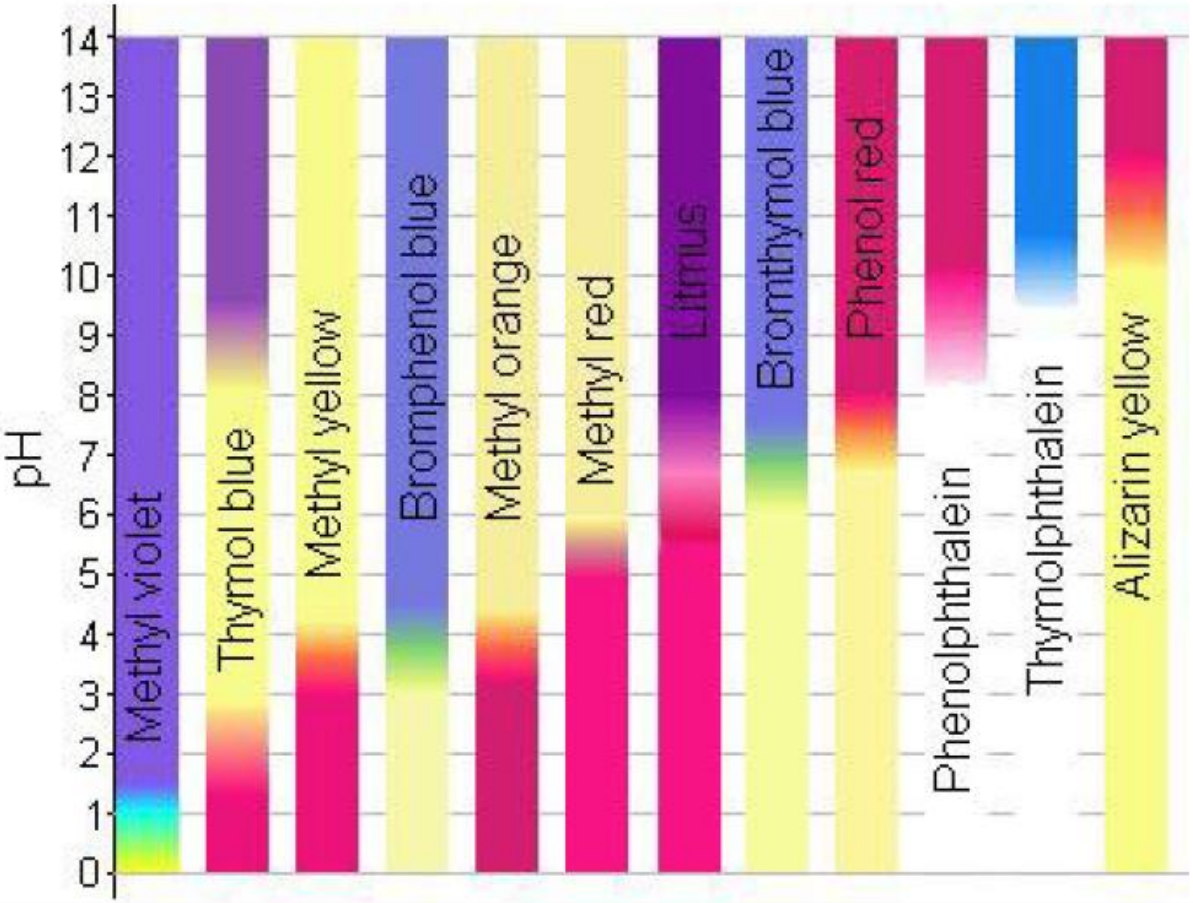
Ez alapján megérthető, miért nem lehet általában gyenge savakat gyenge lúgokkal (és fordítva) eredményesen titrálni.



NEUTRALIZÁCIÓS TITRIMETRIA

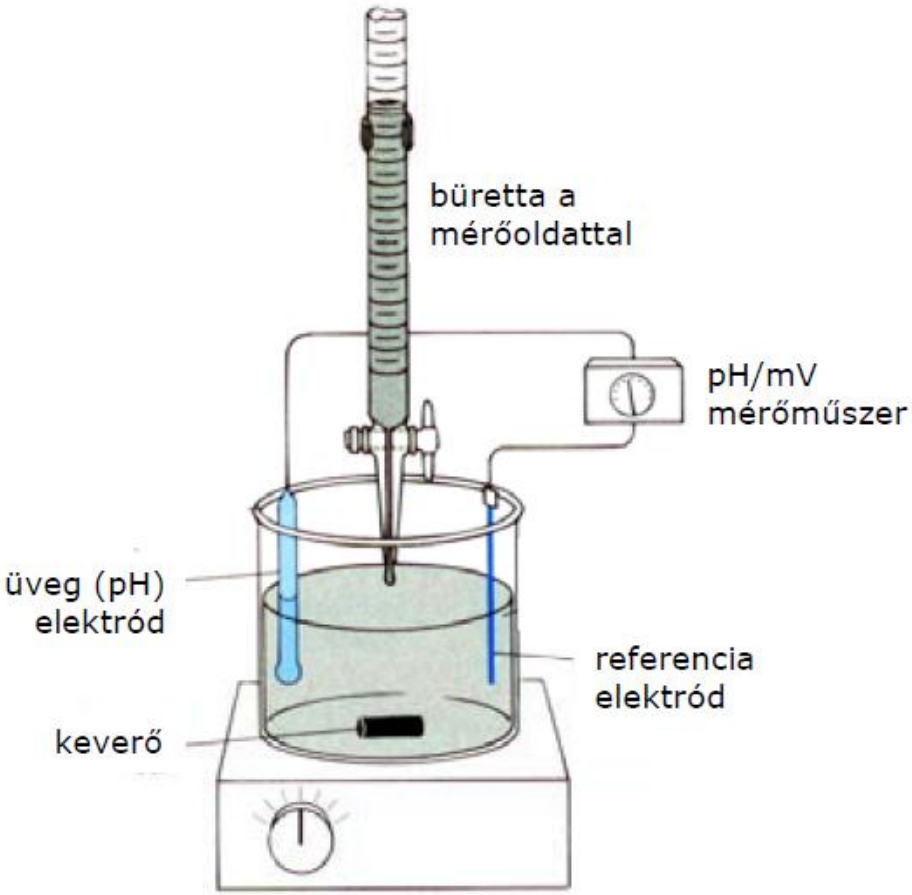
A végpont indikálása indikátor színezékekkel

A sav/bázis indikátorok szerves színezékek, amelyek legtöbbször saját maguk is gyenge bázisok/savak. Legtöbbjük kétszínű, vagyis a pH megváltozása hatására savas vagy lúgos alakjuk színe jelenik meg (vannak egyszínűek is).



NEUTRALIZÁCIÓS TITRIMETRIA

A végpont indikálása műszeres (elektrokémiai) módszerrel



NEUTRALIZÁCIÓS TITRIMETRIA

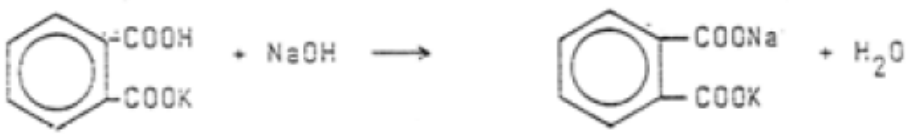
Lúg mérőoldatok készítése, standardizálása

Savak meghatározásához erős lúg (pl. NaOH) mérőoldat szükséges. Ezek viszont általában higroszkóposak és elkarbonátosodnak, vagyis nem elsődleges standard alapanyagok

$$2\ NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

A standardizáláshoz leggyakrabban a következő alapanyagokat használjuk:

KH-ftalát



Oxálsav

$$(COOH)_2 + 2\ NaOH \rightarrow Na_2(COO)_2 + 2\ H_2O$$

tehát pontos koncentrációjú KH-ftalát vagy oxálsav mérőoldatokkal titráljuk meg a lúg mérőoldatokat használat előtt.

NEUTRALIZÁCIÓS TITRIMETRIA

Sav mérőoldatok készítése, standardizálása

Lúgok meghatározásához erős sav mérőoldat (pl. HCl) szükséges. A leggyakrabban sósavat használunk, ami viszont ismét nem elsődleges standard, mivel illékony.

A HCl mérőoldat standardizálása általában a következő anyagokkal történik:

$KHCO_3$

$$KHCO_3 + HCl \rightarrow KCl + H_2O + CO_2$$

Bórax ($Na_2B_4O_7 \cdot 10\ H_2O$)

$$Na_2B_4O_7 + 10\ H_2O + 2\ HCl \rightarrow 2\ NaCl + 4\ B(OH)_3 + 5\ H_2O$$

tehát pontos koncentrációjú KH-karbonát vagy bórax mérőoldatokkal titráljuk meg a sav mérőoldatokat használat előtt.

Csapadékos titrálások

CSAPADÉKOS TITRIMETRIA
A feltételek

Vajon csapadékképzési reakciók egyáltalán alkalmasak-e titrimetriás módszerek megvalósítására? Teljesülnek-e a korábban a titrimetriához megszabott feltételek?

✓ a csapadék képződése lehet sztöchiometrikus (ismert összetételű)
✓ a reakció lehet teljes (kvantitatív)
? de a reakció általában lassú...
? de a végpontjelzés nehézkes...

Mindezek miatt sejthető, hogy csak bizonyos csapadékképzési reakciók alkalmasak titrimetria megvalósítására és a végpontjelzés általában csak műszeres (elektrokémiai) úton lehetséges.

CSAPADÉKOS TITRIMETRIA

Argentometria – a mérőoldatról

Lényegében csak az argentometria (mérőoldat: $AgNO_3$) terjedt el, mivel

- az ezüst csapadékok nagyon oldhatatlanok (kis koncentráció mérhető)
- sok ion ad csapadékot Ag^+ ionokkal (pl. Cl^-, Br^-, I^-, F^-, CN^-, SCN^-, CrO_4^{2-})
- a csapadékképződés gyors
- az $AgNO_3$ móltömege nagy, így a mérőoldat készítése egyszerű

$L_{AgCl}=1{,}8\times10^{-10}$

$L_{AgBr}=5{,}2\times10^{-13}$

$L_{AgI}=8{,}3\times10^{-17}$

$L_{AgSCN}=4{,}9\times10^{-13}$

Ugyanakkor:

- az Ag^+ ionok fényérzékenyek, ezért a mérőoldatot fénytől óvni kell
- a hatóérték friss meghatározása szükséges (pl. halogenidekkel)

$$Ag^+ + NO_3^- + Na^+ + Cl^- \rightarrow \underline{\mathbf{AgCl}} + NO_3^- + Na^+$$

CSAPADÉKOS TITRIMETRIA

Argentometria – a titrálási görbe pontjainak számítása

Argentometriában a titrálási görbéken a mérőoldat (X) térfogata függvényében a kis ionkoncentrációk miatt a pAg vagy pX értékét ábrázoljuk.

Példa: 50 mL 0,1 M KSCN mintaoldat
0,1 M $AgNO_3$ mérőoldat
$L_{AgSCN} = 4{,}9 \times 10^{-13}$ (másképpen K_{sp})

$Ag^+ + SCN^- \rightarrow$ **AgSCN**

$K_{sp} = [Ag^+] \times [SCN^-]$

Az ekvivalencia pont előtt:

pAg értékét az oldhatósági szorzat és a maradék $[SCN^-]$ határozza meg

Az ekvivalencia pontban:

pAg értéke közvetlenül L értékéből számítható

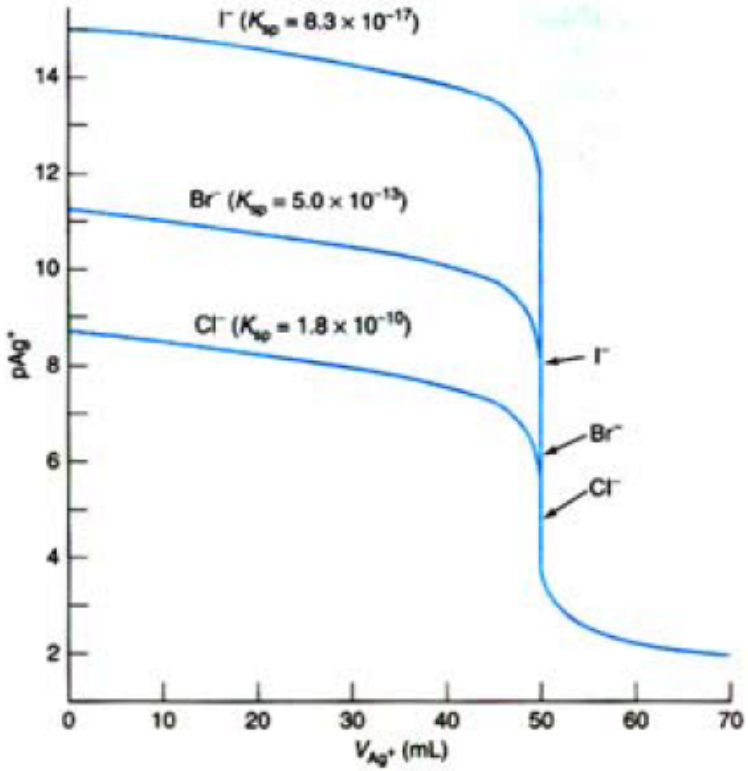
Az ekvivalencia pont után:

pAg értékét a feles $[Ag^+]$ határozza meg

CSAPADÉKOS TITRIMETRIA

Argentometria – az oldhatóság hatása a titrálási görbe alakjára

Az oldhatósági szorzat növekedésével a titrálási görbén az ekvivalencia pontban kapott ugrás nagysága csökken. Ebből következően akár több ion is titrálható egymás mellett (ugyanabban a mintaoldatban), ha oldhatósági szorzatuk több nagyságrenddel eltérő. Az alábbi példa a halogenid ionok esetét mutatja.



Redoxi titrálások

REDOXI TITRIMETRIA
Az alapok

Titrimetriás eljárásokat lehet alapozni redoxi reakciókra is. A mérendők ilyen esetekben legtöbbször vagy fémionok, vagy szerves vegyületek redoxi reakcióba vihető (oxidálható, redukálható) funkciós csoportjai.

A redoxi titrimetriás módszerek, amelyeket az oxidációs/redukciós jelleg és a mérőoldat szerint csoportosítunk, igen sokfélék lehetnek:

Oxidációs módszerek	**Redukciós módszerek**
Permanganometria ($KMnO_4$)	Titanometria (Ti^{3+})
Bromatometria ($KBrO_3$)	Kromometria (Cr^{2+})
Cerimetria (Ce^{4+})	Aszkorbinometria (aszkorbinsav)
Kromatometria ($K_2Cr_2O_7$)	stb.
Jodometria (I_2)	
stb.	

REDOXI TITRIMETRIA
Végpontjelzési módszerek

Reverzibilis redoxi indikátorok: Ezek a színezékek reverzibilisen oxidálható/redukálható vegyületek (E_0), amelyek a rendszer redoxi potenciáljától függően oxidált vagy redukált színüket mutatják (pl. variaminkék, difenilamin). Megmutatható, hogy az átcsapás gyakorlatban közelítőleg az $E = E_0 \pm 0{,}0591/n$ tartományban következik be. Ennek megfelelően választjuk az adott titráláshoz.

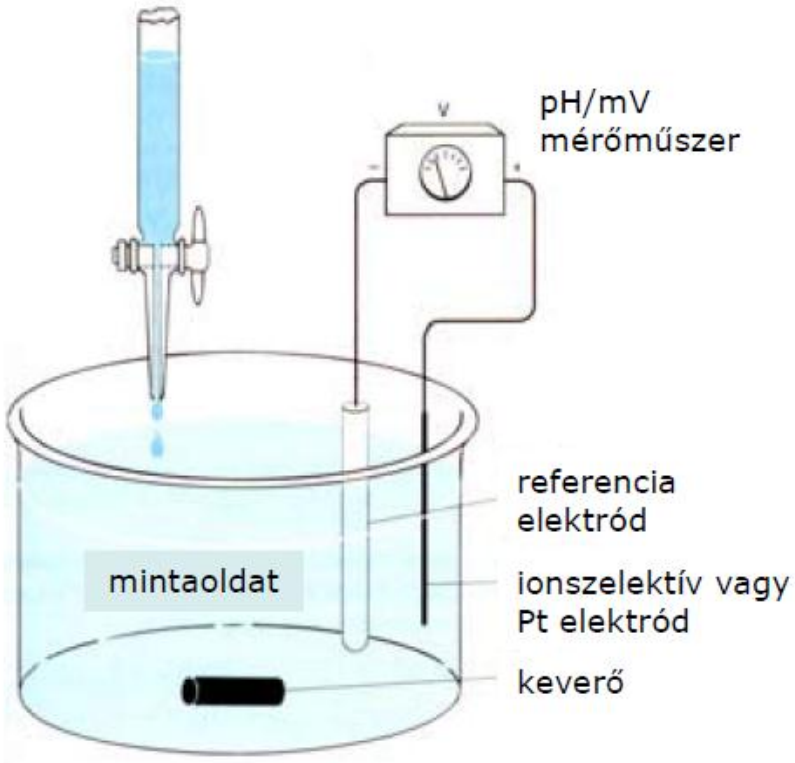
Irreverzibilis redoxi indikátorok: Oxidáció hatására irreverzibilisen a színüket elveszítő színezékek (pl. metilvörös) is alkalmazhatók indikátorként. Hátrányuk, hogy az ekvivalencia pontban újabb indikátor cseppek szükségesek a színeltűnés jó detektálásához, ami nagyobb indikátor hibához vezet.

Speciális indikátorok: Vannak titrálószerek, amelyek intenzív saját színnel rendelkeznek (ami megváltozik a végpontban), így nem igényelnek külön indikátort (pl. $KMnO_4$). Más esetekben egyedi reagensekkel lehet egyes specieszeket kimutatni (pl. jódkeményítő).

Műszeres (potenciometrikus) módszer

REDOXI TITRIMETRIA

Műszeres (potenciometrikus) végpontjelzési módszer



REDOXI TITRIMETRIA
Permanganometria

A $KMnO_4$ népszerű ***oxidimetriás*** titrálószer, mivel erélyes oxidálószer és intenzív színe segíti a végpontjelzést is.

Savas közegben:

$$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O \qquad E_0 = 1{,}51\ V$$

Semleges vagy enyhén lúgos közegben:

$$MnO_4^- + 2\,H_2O + 3\,e^- \rightarrow MnO_2 + 4\,OH^- \qquad E_0 = 1{,}69\ V$$

Általában kénsavas közegben használjuk.

REDOXI TITRIMETRIA
Permanganometria

A mérőoldat készítését nehezíti, hogy a $KMnO_4$ erélyes oxidáló hatása miatt reaktív („szennyeződik" illetve pontos koncentrációja csökken). Emellett érzékeny a napfényre is, ezért a mérőoldat pontos koncentrációját meg kell határozni és a tárolás sötét üvegben, fénytől védett helyen kell történjen.

A $KMnO_4$ oldat standardizálásához általában a következő standard anyagokat használjuk:

oxálsav $(COOH)_2 \cdot 2\ H_2O$

Mohr só $Fe(NH_4)_2(SO_4)_2 \cdot 2\ H_2O$

Alkalmazási példák:

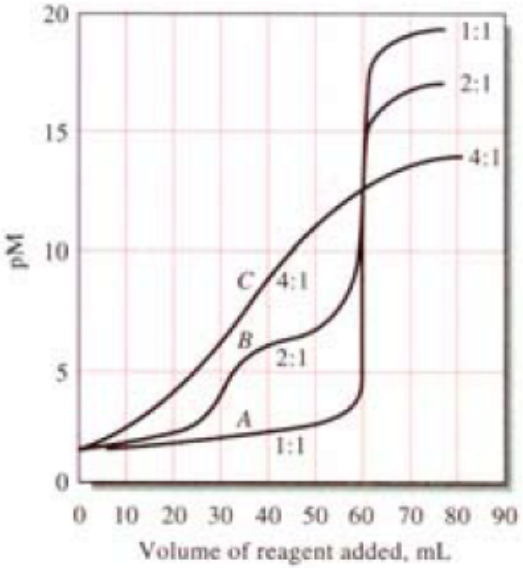
- Természetes vizek oxigénigényének meghatározása (KOI)
- Hidrogén-peroxid meghatározása
- Bromid-ionok meghatározása
- Fe(II)-ionok meghatározása (Zimmermann-Reinhardt módszer)

Komplexometriás titrálások

KOMPLEXOMETRIA
Az alapok

A komplex egyensúlyoknál említett okok miatt a komplexometria a fémionok meghatározására alkalmas módszer és alkalmazásához a következő feltételeknek kell teljesülniük:

- a komplexnek képződési állandója nagy legyen, (a komplex stabil, képződése sztöchiometrikus)
- a mintaoldatot pH-pufferelni szükséges
- a komplex ML összetételű legyen, az éles átcsapás érdekében



Ezen feltételeknek csak a kelátképződési reakciók, illetve a komplexon titrálószerek felelnek meg. Ezek közül is messze a leggyakrabban alkalmazott titrálószer az etilén-diammin tetraecetsav vagyis EDTA (másnéven Komplexon B).

KOMPLEXOMETRIA
Az alapok

Az EDTA titrálószer számos tulajdonsággal rendelkezik, ami a titrimetriában előnyösen kihasználható:

- igen sok fémmel nagy stabilitású 1:1 kelátot képez, vagyis sokoldalú titrálószer
- az EDTA oldat és fémkomplexei is színtelenek, vagyis a saját színe nem zavarja az indikátorok működését
- az EDTA (méginkább a nátrium sója), valamint fémkomplexei is jól oldódnak vízben, vagyis széles koncentráció tartományban használható
- az EDTA mérőoldat fényre nem érzékeny, koncentrációja állandó
- lényegében egészségre ártalmatlan anyag

KOMPLEXOMETRIA
Végpontjelzés fémindikátorokkal

A komplexometriás titrálások ***klasszikus végpontjelzési módszere fémindikátorokat alkalmaz***, amelyek olyan gyenge komplexképzők, amelyek fémionokkal való reakciójakor színüket megváltoztatják (*pl. murexid, xilenol narancs*). Ezeket a gyenge fémkomplexeket az ekvivalenciapont közeledtekor az EDTA megbontja, így a végponttól kezdve a fémindikátorok a szabad színüket fogják mutatni.

Előnyös jellemzője a fémindikátoroknak, hogy a titrálószerrel nem reagálnak és gyakorlatilag a fémionokat sem tartják vissza az EDTA komplexképzéstől, tehát az indikátorhiba komplexometriában igen kicsi.

KOMPLEXOMETRIA
Alkalmazások

A komplexometriás alkalmazások során mindig jól megválasztott pH-pufferrel beállított közegben végezzük (a gyenge savak és bázisok sokszor maguk is komplexképzők!).

Fémionok közvetlen titrálása – pl. vízkeménység meghatározása

A víz „keménységét" a Ca^{2+} és Mg^{2+} ionok okozzák, amelyek EDTA-val közvetlenül titrálhatók. A titrálás pH= 10 mellett (ammónia puffer) optimális, amikor az eredmény a $[Ca^{2+}]+[Mg^{2+}]$ koncentrációt adja. A Ca^{2+} ionok pH= 13 mellett (amikor a $Mg(OH)_2$ leválik) önállóan is meghatározható. A vízkeménység komplexometriás meghatározásánál a minta előkészítése (pl. maszkírozás CN^- ionokkal) is szükséges, hogy a vízmintában jelenlevő nyomnyi egyéb fémion ne fogyasszon EDTA-t.

Anionok indirekt visszatitrálása – pl. szulfátionok meghatározása

A szulfátionok fölös Ba^{2+} reagenssel kvantitatíve lecsaphatók $BaSO_4$. formájában. A csapadék mosás után elválasztható az oldattól, majd azt EDTA feleslegben ismert mennyiségű, feleslegben lévő EDTA oldattal főzve pH= 10 mellett minden Ba^{2+} oldatba megy $Ba(EDTA)^{2-}$ formájában. Az EDTA feleslege ezt követően visszatitrálható fémion oldattal (pl. Zn^{2+})

Gravimetria

GRAVIMETRIA
A koncepció

A gravimetriás (tömegmérésen alapuló) kvantitatív analitikai eljárások lényege, hogy a meghatározandó iont kis oldhatóságú vegyületté (*lecsapási forma*), amelyet az oldattól elválasztunk.
A csapadékot ezt követően tömegállandó, sztöchiometrikus formára hozzuk, majd annak a tömegét lemérjük (*mérési forma*). A tömegből a csapadék összetétele ismeretében kiszámítható a meghatározandó ion mintabeli koncentrációja.

GRAVIMETRIA
A feltételek

A tömeg szerinti analízis alapjául csak olyan csapadékok szolgálhatnak, amelyek:

- elég kicsi az oldhatóságuk a kvantitatív lecsapás eléréséhez
- jól szűrhetők (szemcseméret ne legyen túl kicsi vagy túl nagy)
- jól moshatók (a lecsapószer és oldószer komponensei eltávolíthatók)
- szárítással vagy izzítással tömegállandóvá és sztöchiometrikussá tehetők

A gravimetriás módszerek előnye, hogy pontosságuk általában nagyobb a volumetriás vagy műszeres módszerekénél (azonos koncentrációk esetén). Hátránya viszont, hogy (pl. a műszeres módszerekhez képest) csak nagyobb koncentrációk mérésére alkalmasak és idő- és munkaigényük is jelentős.

GRAVIMETRIA
Alkalmazások

Gravimetria céljára számos fémion illetve anion csapadékjai megfelelőek. Fémionok esetében gyakori a szulfát vagy foszfát formában való meghatározás, amelyek kellően hőstabil és nagy móltömegű vegyületek. Az anionok közül főként a szulfát és szilikát ionok meghatározására alkalmazzák a gravimetriát.

A gravimetria alkalmazása mára jelentősen háttérbe szorult, azonban pl. elterjedten alkalmazzák a kalibráló/hitelesítő oldatok pontos koncentrációjának a műszeres módszerektől való független meghatározására.