



TARTU ÜLIKOOL
teaduskool

TIITRIMEETRIA

Õppevahend TÜ teaduskooli õpilastele

Tartu 2019

Koostanud Aime Lust

Täiendanud Vladislav Ivaništšev ja Heigo Ers

SISSEJUHATUS

Tiitrimetria on üks kvantitatiivse keemilise analüüsi klassikalisi meetodeid, kus määratava komponendi hulga kindlaks tegemiseks kasutatakse tuntud kontsentratsiooniga reaktiivide lahuseid. Lisades kindlale hulgale analüüsitavale ainele stöhhiomeetrilises koguses reaktiivi lahust, arvutatakse määratava aine hulk reaktiivi lahuse mahu ja kontsentratsiooni kaudu. Kasutatavat teadaoleva kontsentratsiooniga reaktiivi lahust nimetatakse *mõõtelahuseks* ja määramise protseduuri *tiitrimiseks*. Reaktsiooni stöhhiomeetriapunkt tehakse kindlaks indikaatorite abil.

Tiitrimetrias kasutatavad reaktsioonid peavad vastama järgmistele nõuetele:

- 1) Kulgema küllaldase kiirusega.
- 2) Toimuma reageerivate ainete kindlas vahekorras (vastavalt reaktsioonivõrrandile) ja minema praktiliselt lõpuni.
- 3) Kulgema ilma kõrvalreaktsioonideta.
- 4) Võimaldama täpselt fikseerida stöhhiomeetriapunkti.

Tiitrimetriliste määramiste täpsus oleneb:

- 1) lahuste valmistamise täpsusest;
- 2) reageerivate ainete lahuste täpsest mõõtmisest;
- 3) stöhhiomeetriapunkti võimalikult täpsest fikseerimisest (s.o. indikaatori õigest valikust).

RUUMALADE MÕÕTMISEST

Tiitrimetrias on üks olulisemaid vigade allikaid lahuste ruumalade ebatäpne mõõtmine. Lahuste ruumala täpselt mõõtmiseks kasutatakse bürette, pipette ja mõõtekolbe.

Mõõtenõude puhastamine

Pikemaajalisel kasutamisel kattuvad mõõtenõud õhukese rasvakihi. Kui lahuse mõõtenõust väljalaskmise järel nõu seintele jäänud lahusekelme tõmbub tilkadeks, on mõõtenõu tarvitamiskõlbmatu ja vajab puhastamist. Mõõtenõude puhastamiseks kasutatakse tavaliselt kroomisegu – kontsentreeritud väävelhapet, milles on lahustatud kaaliumdikromaati. Mõõtenõusid ei tohi kuivatada termostaatides soojendades. Samuti ei tohi viia neid kontakti kuumade lahustega, sest soojenemisel klaas paisub ja nõu endine ruumala taastub jahtumisel aeglaselt.

Pipeti ja büreti ettevalmistamine ja kasutamine.

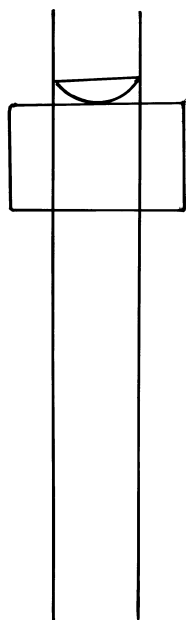
Peale büreti pesemist kroomiseguga ja loputamist veega, loputatakse bürett destilleeritud veega ja seejärel lahusega, millega kavatsetakse täita bürett. Seejärel täidetakse bürett sobiva kõrguseni mõõtelahusega (vt. **joonis 1.1**), jälgides, et büreti alumisse ossa ei jääks õhumulle. Üheks kõige suuremaks vigade allikaks on ebatäpsused büreti lugemi võtmisel. Eriti rangelt tuleb jälgida seda, et silm asuks lugemi võtmisel ühes tasapinnas büreti vastava jaotisega (**joon. 1.2**).

Büreti jaotised vastavad cm^3 -tele. Kui meniski äär ei lange täpselt mingi jaotuskriipsu kohale, siis tuleb sajandikke cm^3 -d hinnata silma järgi. Selleks jaotatakse kahe väikese jaotuse vahe silma järgi kümneks. *Büretilt lugemi võtmise täpsus on 0,02–0,03 cm^3 ja sajandik cm^3 -d tuleb kanda ka protokollile.* Vedelikku ei tohi liiga kiiresti büretist välja lasta, sest sel juhul ei jõua ta büreti seinalt alla valguda ja tekib nn. järeljooksuviga. Kui tiitrimine toimus küllalt kiiresti, siis tuleb enne lugemi võtmist teatud aeg oodata (~10 sek). Büretille jaotiste pealekandmisel tehtud vigade, samuti büreti diameetri ebaühtlusest tingitud vigade vähendamiseks, on soovitatav tiitrimist alustada alati samalt nivoolt.

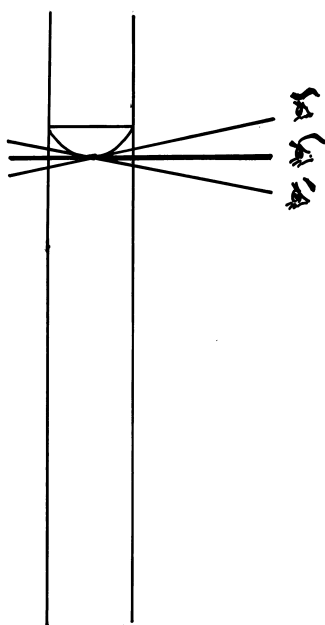
Küllaldase täpsusega tulemuste saamiseks ei tohi tiitrimiseks kulutatava lahuse kogus olla suurem büreti mahutavusest ja mitte alla 10 cm^3 , sest siis moodustaks vältimatu lugemisviga mõõdetavast suurusest liiga suure %.

Pipett pestakse ja peale selle loputatakse lahusega, mida pipeteeritakse. Pipeti täitmisel suletakse pipett nimetissõrmega. Sõrmega reguleerides lastakse vedelikul tilkhaaval välja voolata, kuni meniski alumine serv jõuab märgini (silm tuleb hoida viimasega ühel tasandil). Pipeti tühjendamisel peab pipeti kapillaarne ots puutuma

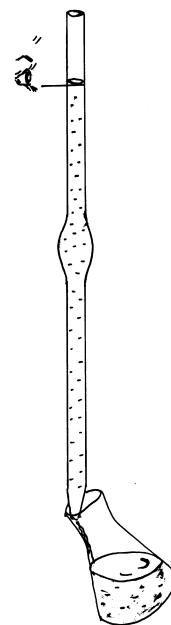
vastu nõu seina, muidu ei tühjene pipett täielikult (vt. **joonis 1.3**). Pärast vedeliku välja voolamist hoitakse pipetti endises asendis veel teatud aja, et oodata järeljooksu. Seejärel võetakse pipett nõust välja pööramata tähelepanu temasse jäänud tilgale. Mingil juhul ei tohi seda tilka välja puhuda.

**Joon. 1.1.**

Büreti täitmine

**Joon. 1.2.**

Büretilt lugemi võtmine

**Joon. 1.3.**

Pipeti tühjendamine

MÕÕTELAHUSTE KONTSESTRATSIOON

Molaarne kontsentratsioon

Kontsentratsiooni põhiliseks väljendusviisiks on molaarne kontsentratsioon c , mis näitab lahustunud aine moolide arvu ühes dm^3 -s lahuses (või mmol/cm^3). Moolide arv $n = m/M$, kus m on lahustunud aine mass grammides ja M lahustunud aine molaarmass (g/mol). Molaarse kontsentratsiooni leiame $c = n/V$, kus n on lahustunud aine moolide arv $V \text{ dm}^3$ -s lahuses.

MÕÕTELAHUSE VALMISTAMINE

Mõõtelahuse valmistamisviis tuleneb lahustatava aine omadustest. Analüütilises keemias jaotatakse ained põhiaineteks ja mittepõhiaineteks.

Lahuse valmistamine põhiainetest.

Põhiaineeks nimetatakse ainet, mis vastab järgmistele nõuetele:

- 1) Aine peab olema keemiliselt puhas.
- 2) Aine koostis peab vastama rangelt valemile.
- 3) Aine on püsiv säilitamisel nii tahkel kujul kui ka lahuses.

Lahuse valmistamiseks võetakse analüütilistel kaaludel aine täpne kaalutis (nt. täpsusega $\pm 0,0002$ g), mis viiakse kvantitatiivselt üle mõõtekolbi, lahustatakse mõõtekolvis ja lahjendatakse veega kuni märgini. Mõõtekolb suletakse korgiga. Lahuse segamiseks keeratakse kolb kuus korda „pea peale”. Kork tuleb keeramisel sõrmega täiendavalt fikseerida.

Lahuse valmistamine mittepõhiainetest.

Kui lahustunud aine ei vasta põhiaine omadustele, siis valmistatakse sellest esialgu ligikaudse kontsentratsiooniga lahus. Paralleelselt valmistatakse ülalkirjeldatud viisil sellise põhiaine mõõtelahus, millega saab määrata valmistatud lahuse täpset kontsentratsiooni.

Põhiaine lahus tiitritakse büretis oleva ligikaudse kontsentratsiooniga mõõtelahusega. Viiakse läbi mitu paralleeltiitrimist, mille tulemused ei tohi erineda rohkem kui $0,08 \text{ cm}^3$. See on pipeteerimismeetod, kus valmistatud põhiainelahusest võetakse tiitrimiseks teatud ruumala nn. alikvootne osa. Peale selle meetodi võib kasutada nn. kaalutise meetodit, mille puhul vastava aine kaalutis lahustatakse meelevaldses hulgas vees ja kogu saadav lahus tiitritakse.

HAPE–ALUS TIITRIMINE

Meetod põhineb reaktsioonil:



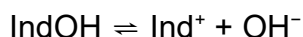
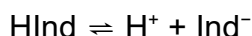
Mõõtelahusteks neutralisatsioonimeetodi korral on happe (HCl, H₂SO₄) või leelise (KOH, NaOH) lahus. Kuna need ained ei vasta põhiainete nõuetele, tuleb nende lahuste tiitrid määrata kindlaks vastavate põhiainete kaudu. Leelise lahuse tiitri määramisel kasutatakse põhiainena oblikhapet H₂C₂O₄·2H₂O või merivaikhapet H₂C₄H₄O₄. Happe mõõtelahuse tiiter määratakse kas booraksi Na₂B₄O₇·10H₂O või Na₂CO₃ abil, kuna nende soolad annavad hüdroolüüsides vesilahuses tugeva aluselise keskkonna ja on happega täpselt tiitritavad.

Hape–alus tiitrimise tehnika seisneb järgmises. Kindlale kogusele aluse või happe lahusele lisatakse büretist happe (või aluse) mõõtelahust, kuni mõlemaid aineid on kulunud reaktsioonivõrrandile vastavates stõhhiomeetrilistes kogustes. Kuna neutralisatsioonireaktsiooniga ei kaasne väliseid muutusi, siis kasutatakse stõhhiomeetriamomendi kindlakstegemiseks indikaatoreid. Tavaliselt kasutatakse nn. värviindikaatoreid, mille värvus muutub lahuse pH muutumisega. Enamkasutatavad indikaatorid on metüüloranž, fenoolftaleiin ja metüülpuna.

Neutralisatsioonimeetodi indikaatorid

Neutralisatsioonimeetodi indikaatoriks on orgaanilised ained - nõrgad happed või alused (HInd või IndOH), mille dissotsiatsioonil lahuses tekkinud indikaatoriooni värvus erineb dissotsieerumata indikaatormolekuli värvusest. Indikaatorite dissotsiatsioon toimub kindlas pH vahemikus, olenevalt nende dissotsiatsioonikonstandi väärtusest. pH piirkonda, kus värvus muutub, nimetatakse indikaatori pöördealaks.

Indikaatorid dissotsieeruvad järgmiselt:



Dissotsiatsioonil tekkinud (Ind⁻ või Ind⁺) värvus lahuses erineb dissotsieerumata molekuli värvusest.

Dissotsiatsiooni kui tasakaaluprotsessi iseloomustab dissotsiatsioonikonstant.

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

Indikaatorist tingitud värvus lahuses oleneb suhtest $[\text{Ind}^-]: [\text{HInd}]$. See suhe sõltub omakorda H^+ -ioonide kontsentratsioonist lahuses. Kui dissotsiatsioon on toimunud 50% ulatuses, siis $[\text{Ind}^-] = [\text{HInd}]$ ning vesinikioonide kontsentratsioon lahuses on võrdne indikaatorhappe dissotsiatsioonikonstandiga. Sellist pH väärtust nimetatakse indikaatori tiitrimisnäitajaks (tähist. pt.). pt on indikaatorite iseloomulikuks suuruseks.

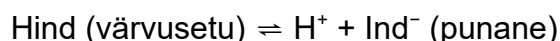
Vaatleme lähemalt kahte enamkasutatavat neutralisatsioonimeetodi indikaatorit (metüüloranž ja fenoolftaleiin).

Metüüloranž, mis dissotseerub,



on tugevas happelises keskkonnas ($\text{pH} < 3,1$) põhiliselt dissotsieerumata molekulide kujul ja lahus on punane. Lahustes, mille $\text{pH} > 4,4$ on ülekaalus indikaatorioonid ja lahus on kollane. Intervallis $3,1 \leq \text{pH} \leq 4,4$ muutub lahus järk-järgult punasest kollaseks. ($\text{pH} 4$ juures on lahus oranž). Väljaspool indikaatori pöörideala indikaatori värvus happe või aluse lisamisel ei muutu.

Fenoolftaleiin, mis dissotsieerub,



on väga nõrk hape ($\text{p}K_{\text{HInd}} = 9,2$) ja dissotsieerub alles aluselises keskkonnas. Indikaatori pöörideala asub pH vahemikus 8–10. $\text{pH} < 8$ puhul on indikaator värvusetu, $\text{pH} > 10$ on aga erepunase värvusega. Fenoolftaleiini korral, kus värvust omab ainult üks vormidest – indikaatorioonid, on tähtis ka indikaatori kontsentratsioon lahuses.

Eeltoodust järgneb, et tiitrimisel erinevaid indikaatoreid kasutades lõpetame tiitrimise erinevatel pH väärtustel. See on oluline, kuna stöhhiomeetria moment erinevate ainete tiitrimisel asub erineva pH väärtuse juures (olenevalt tekkivate ainete happelis–aluselistest omadustest).

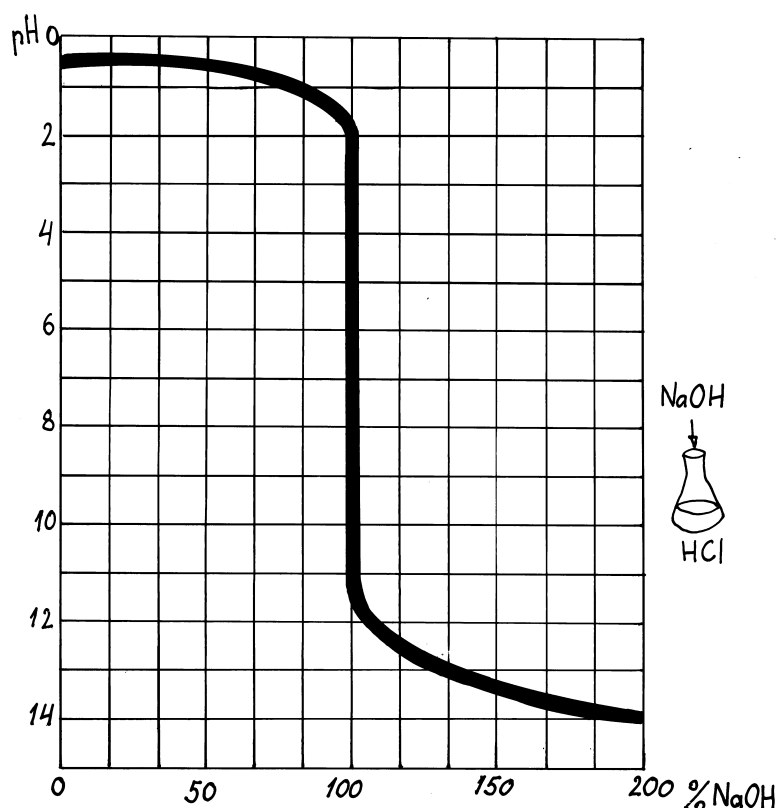
Indikaatori valik

Hape-alus tiitrimisel (neutralisatsioonimeetodil) muutub tiitrimise käigus pidevalt tiitritava lahuse pH väärtus, mistõttu olenevalt tiitritavate ainete happelis-aluselistest omadustest on stöhhiomeetriamomendi pH väärtus erinev (vastavalt tekkivate

soolade omadusele hüdroolüüsuda). Seega tuleb erinevate ainete tiitrimine lõpetada erinevatel pH väärtustel. Järelikult oleneb tiitrimistulemuste täpsus suuresti indikaatori õigest valikust.

Alljärgnevalt toome ära tiitrimiskõverad kolmel erineval juhul.

Joon. 2.1. on toodud tiitrimiskõver tugeva happe tiitrimisel tugeva alusega (või vastupidi). Tekkiv sool on tugeva happe ja tugeva aluse sool, mis ei hüdroolüüsu ning lahuse pH stöhhiomeetriapunktil on võrdne 7-ga, s.t. lahuse neutraalsus- ja stöhhiomeetriapunkt langevad kokku. Vaadeldes tiitrimiskõverat, siis näeme, et stöhhiomeetriapunkti läheduses muutub lahuse pH järsult (hüpe tiitrimiskõveral), millega kaasneb ka indikaatori värvuse järsk muutus. Jälgides tiitrimiskõvera kulgu näeme, et antud juhul võime kasutada nii fenoolftaleiini kui ka metüüloranži. Viga nende kasutamisel ei ületa 0,10%.



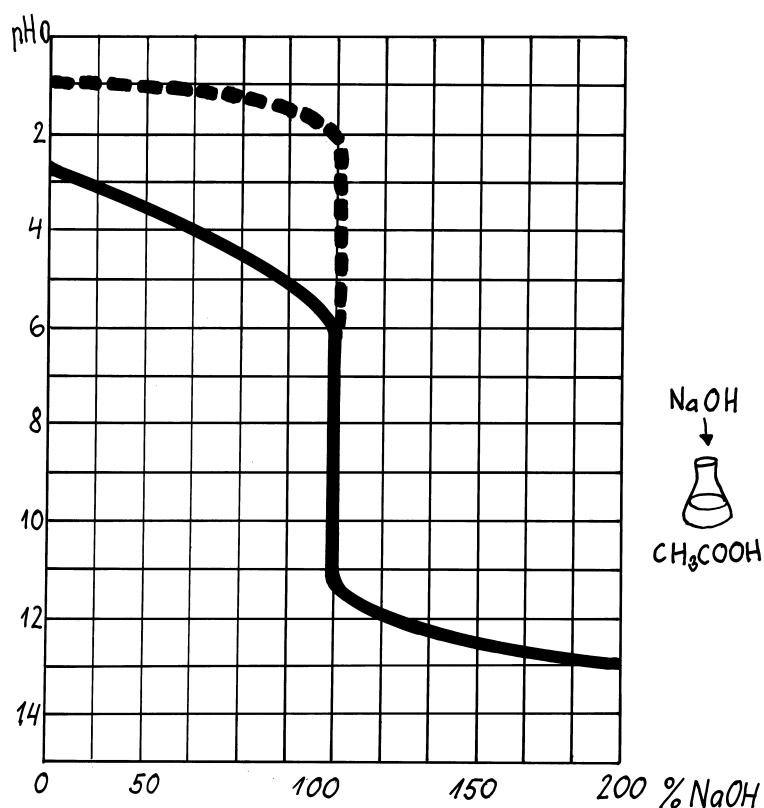
Joon. 2.1. Tiitrimiskõver tugeva happe tiitrimisel tugeva alusega (või vastupidi)

Joonisel 2.2. on toodud tiitrimiskõver happe tiitrimisel tugeva alusega. Tiitrimise käigus moodustuva soola lahus on hüdroolüüsi tõttu aluselise reaktsiooniga, mistõttu

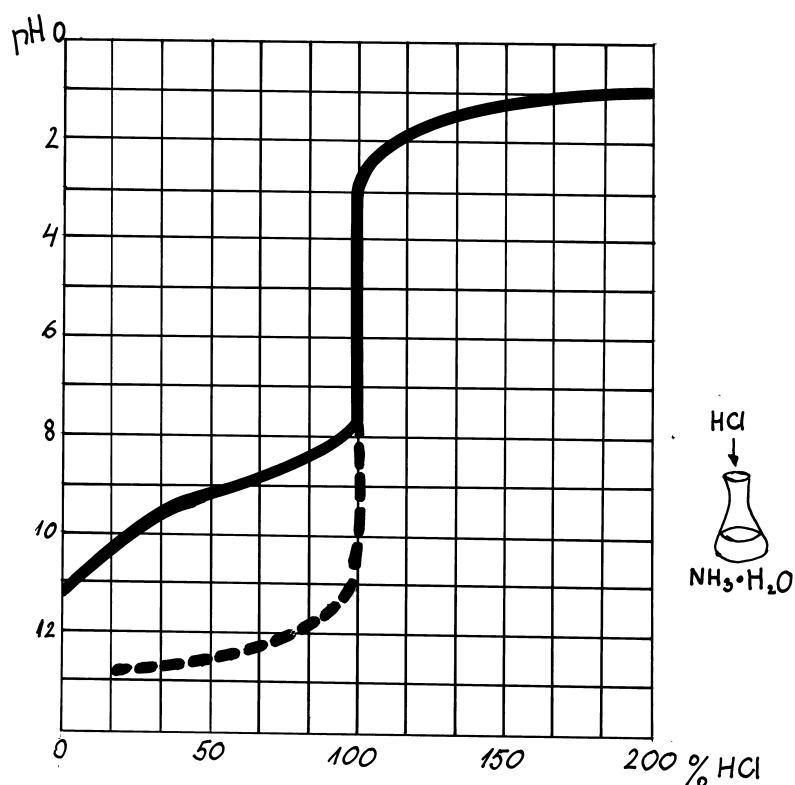
on stöhhiomeetriadomendil $\text{pH} > 7$. Järelikult tuleb nõrkade hapete tiitrimisel kasutada indikaatoreid, mille pöördeala on aluselises piirkonnas. Sobib indikaator fenoolftaleiin.

Joonisel 2.3. on toodud tiitrimiskõver nõrga aluse tiitrimisel tugeva happega. Tiitrimise käigus moodustuva soola lahus on sel juhul hüdrolyüüsi tõttu happelise reaktsiooniga ja stöhhiomeetriadomendil $\text{pH} < 7$. Ka hüpe tiitrimiskõveral on nihkunud pH happelisse piirkonda. Kasutada tuleks indikaatorit, mis muudab oma värvust $\text{pH} < 7$ juures. Sobib indikaator metüüloranž.

Ülaltoodust tulenevalt defineerime indikaatori valiku reegli: igal tiitrimisel võib kasutada neid indikaatoreid, mille pöördealad asuvad tiitrimiskõveral esineva pH hüppe piirides.



Joon. 2.2. Tiitrimiskõver nõrga happe tiitrimisel tugeva alusega



Joon. 2.3. Tiitrimiskõver nõrga aluse tiitrimisel tugeva happega

TIITRIMISE NÄITEÜLESANDEID

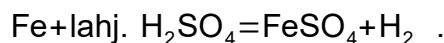
Ülesanne 1

Laborisse toodi analüüsiks raualatt, mis sisaldas lisandina vaske. Laborant viilis latti, kuni sai 762,3 mg viilmeid. Ta puistas proovi 100,00 cm³ kolbi, millesse oli eelnevalt kallatud 23,00 cm³ (1,066 g/cm³) 10,00% väävelhapet. Kolb jäeti mõneks ajaks seisma, kuni oli näha, et proovi jäägid edasi ei reageeri (Fe o.a. muutus kahe võrra). Seejärel lahjendati proov 100 cm³-ni, võeti kolvist 10,00 cm³ lahust, mille neutraliseerimiseks kulus 23,23 cm³ NaOH lahust (1,00 g/cm³). NaOH lahus oli saadud 0,412 g NaOH lahustamisel 100,0 cm³ vees (1,00 g/cm³).

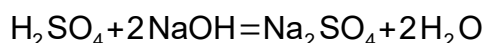
Leidke lisandi protsendiline sisaldus proovis.

Lahendus

Antud ülesandes on tegu tüüpiliste metall+hape ja hape+alus reaktsioonidega. Vask lahjendatud väävelhappega ei reageeri. Siit võib järeldada, et esimeses reaktsioonis reageerib raud väävelhappega ning tekib metalli sool ja eraldub vesinik. Selle reaktsiooni tasakaalustatud võrrand on:



Teises reaktsioonis neutraliseeritakse ülehulgas lisatud väävelhappe naatriumhüdroksiidiga, tekib sool ja vesi. Tasakaalustatud võrrand on:



Ülesande edasiseks lahendamiseks on vajalik määrata, mitu mooli väävelhapet reageeris viilmetega. Määrame alustuseks väävelhappe ülehulga, mis neutraliseeriti naatriumhüdroksiidiga. Selleks leiame NaOH lahuse kontsentratsiooni:

$$c(\text{NaOH lah.}) = \frac{m(\text{NaOH})}{V(\text{lahus}) \cdot M(\text{NaOH})} = \frac{0,412 \text{ g}}{0,1 \text{ dm}^3 \cdot 40,0 \text{ g/mol}} = 0,103 \text{ M}$$

Leiame NaOH moolide arvu, mis kulus $10,00 \text{ cm}^3$ lahuse neutraliseerimiseks:

$$n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH lah.}) \cdot V(\text{NaOH lah.}) = 0,103 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 0,02323 \text{ dm}^3 = 2,39 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Kuna proov lahjendati esmalt 100 cm^3 -ni ja H_2SO_4 ning NaOH reageerivad 1:2 on väävelhappe ülehulk:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{üle}} = \frac{1}{2} \cdot \frac{V(\text{lahjendus})}{V(\text{tiitritud})} \cdot n(\text{NaOH}) = \frac{1}{2} \cdot \frac{100 \text{ cm}^3}{10 \text{ cm}^3} \cdot 2,39 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 1,19 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Nüüd leiame, kui palju väävelhapet lisati algselt:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{lisatud}} = \frac{V(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ lah.}) \cdot \rho(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ lah.}) \cdot \%(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ lah.})}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}$$

$$= \frac{23,00 \text{ cm}^3 \cdot 1,066 \text{ g/cm}^3 \cdot 0,1}{98,1 \text{ g/mol}} = 2,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Arvutatud väävelhappe hulkadest saame leida, kui palju reageeris rauaga. Kusjuures kuna raud ja väävelhape reageerivad suhtes 1:1 on see hulk võrdne raua moolide arvuga:

$$n(\text{Fe}) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{lisatud}} - n(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{üle}} = 1,31 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Nüüd, teades raua hulka viilmetes, saame ka leida vaselisandi protsendilise sisalduse, kuna teame viilmete massi.

$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 1,31 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 55,8 \text{ g/mol} = 0,731 \text{ g} = 731 \text{ mg}$$

$$\%(\text{Cu}) = \frac{m(\text{viilmed}) - m(\text{Fe})}{m(\text{viilmed})} = \frac{762,3 \text{ mg} - 731 \text{ mg}}{762,3 \text{ mg}} = 4,1 \%$$

Ülesanne 2

Metallide sisaldust sulamis saab määrata tiitrimisel EDTA-ga, mis reageerib metalliioonidega suhtes 1:1. EDTA kompleksi moodustamise võime sõltub metalliioonist ja keskkonnast. Komplekside erinev püsivus võimaldab pH alandamisel tiitrida ainult ioone, mis moodustavad EDTA-ga tugeva kompleksi. Labor analüüsis 2,00 g sulamit, mis sisaldas magneesiumit, alumiiniumit ja rauda. Proov lahustati väävelhappe lahuses ning viidi 100,00 cm³ mõõtkolbi, mis täideti veega. Saadud lahuse pH oli 2,0. Järgnevalt pipeteeriti 2,00 cm³ proovi lahust **kolbi A** ning tiitriti 10,02 cm³ 0,01000 M EDTA lahusega. Teisel tiitrimisel määrati kahe elemendi ionide summaarset sisaldust. Selle läbiviimiseks pipeteeriti 1,00 cm³ proovi lahust **kolbi B**. Seejärel lisati sellesse NaOH lahust ning puhvrit, misjärel lahuse pH oli 4,5. **Kolbi B** lisati 55,00 cm³ sama EDTA lahust. EDTA liia tagasitiitrimiseks kasutati 5,09 cm³ 0,005000 M Zn(NO₃)₂ lahust.

Metalliioonide ja EDTA komplekside püsivus väheneb reas Fe³⁺ > Al³⁺ > Mg²⁺.

Leidke raua- ja alumiiniumioonide hulgad moolides 2,00 grammis sulamis. Kui suur oli magneesiumi sisaldus sulamis?

Lahendus

Väävelhappe lahuses sulami lahustamisel tekivad Fe^{3+} , Al^{3+} ja Mg^{2+} ioonid.

Antud ülesandes on oluline eristada, millisel tiitrimisel mis ioone määrati. Selleks on antud metallide ja EDTA komplekside püsivuste rida, kusjuures tuleb tähele panna, et kui mingi pH juures on stabiilne ka muidu vähempüsiv kompleks, siis moodustub ka juba kõrgemal pH-l püsiv kompleks.

Näeme, et esimesel tiitrimisel on pH madalam, kui teisel tiitrimisel. Järelikult moodustub kõige püsivam kompleks, milleks on EDTA kompleks rauaiooniga.

Teisel tiitrimisel lisati NaOH lahust, mis tõstis pH-d. Seega reageerib antud tiitrimisel EDTA nii raua- kui ka alumiiniumioonidega.

Leiame sulamis oleva raua hulga esimese tiitrimise tulemustest:

Esmalt leiame, kui palju EDTA-d kulus $2,00 \text{ cm}^3$ proovi lahuse tiitrimiseks:

$$n(\text{EDTA}) = c(\text{EDTA}) \cdot V(\text{EDTA}) = 0,01000 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,01002 \text{ dm}^3 = 1,002 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Kuna sulam lahustati 100 cm^3 kolvis ning metalliioonid reageerivad EDTA-ga suhtes 1:1, siis

$$n(\text{Fe}) = \frac{100 \text{ cm}^3}{2 \text{ cm}^3} \cdot n(\text{EDTA}) = 5,01 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Nüüd leiame kasutades leitud raua hulka ja teise tiitrimise andmeid alumiiniumi hulga.

Kuna mõõtmiseks pipeteeriti $1,00 \text{ cm}^3$ proovi lahust, millele lisati liias EDTA-d, alustame ülehulga leidmisest

$$n(\text{EDTA})_{\text{liig}} = V(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) \cdot c(\text{Zn}(\text{NO}_3)_2) = 0,00509 \text{ dm}^3 \cdot 0,005000 \text{ M} = 2,545 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

EDTA-d lisati:

$$n(\text{EDTA})_{\text{lisatud}} = V(\text{EDTA}) \cdot c(\text{EDTA}) = 0,055 \text{ dm}^3 \cdot 0,01000 \text{ M} = 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Seega EDTA hulk, mis reageeris alumiiniumi- ja rauaioonidega on:

$n(\text{EDTA}) = n(\text{EDTA})_{\text{lisatud}} - n(\text{EDTA})_{\text{liig}} = 5,246 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$, mis on ühtlasi võrdne $1,00 \text{ cm}^3$ proovi lahuses oleva alumiiniumi- ja rauaioonidega. Siit leiame seega sulamis oleva kogu raua ning alumiiniumi moolide arvu.

$$n(\text{Al} + \text{Fe}) = \frac{V(\text{lahjendus})}{V(\text{tiitritud})} \cdot n(\text{EDTA}) = \frac{100 \text{ cm}^3}{1 \text{ cm}^3} \cdot 5,246 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 5,246 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n(\text{Al}) = n(\text{Al} + \text{Fe}) - n(\text{Fe}) = 5,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol} - 5,01 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = 0,0475 \text{ mol}$$

Magneesiumi sisalduse leiame sarnaselt eelmisele näiteülesandele:

$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 5,01 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 55,8 \text{ g/mol} = 0,2800 \text{ g}$$

$$m(\text{Al}) = n(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}) = 0,0475 \text{ mol} \cdot 27,0 \text{ g/mol} = 1,283 \text{ g}$$

$$\%(\text{Mg}) = \frac{m(\text{sulam}) - m(\text{Fe}) - m(\text{Al})}{m(\text{sulam})} = \frac{2,00 \text{ g} - 0,28 \text{ g} - 1,28 \text{ g}}{2,00 \text{ g}} = 22 \%$$

Ülesanne 3

Tiitrimise stöhhiomeetriapunktiks nimetatakse hetke, millal tiitritav aine on titrandi eelmise tilga lisamisel täielikult reageerinud. Lihtsal hape-alus tiitrimisel saab stöhhiomeetriapunkti määramiseks kasutada indikaatoreid, mille värvused muutuvad järsult kitsas pH-vahemikus (indikaatori pöördealas).

Tudeng pidi praktilise kontrolltöö käigus määrama NaOH lahuse kontsentratsiooni. Selleks mõõtis ta mõõtpipetiga 25,0 ml uuritavat lahust 100,0 ml mahtkolbi ning täitis kolvi deioniseeritud veega märgini. Seejärel mõõtis tudeng mahtpipetiga 25,0 ml valmistatud lahust koonilisse kolbi, lisas 2 tilka indikaatorit ning alustas tiitrimist HCl lahusega.

Tudengil oli valida malahiitroheline ja metüüloranži indikaatori vahel (pöördealad toodud tabelis). Põhjendage, kumba indikaatorit ta kasutas.

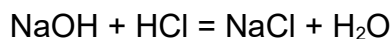
Indikaator	Pöördeala	Värvus madalamatel pH väärtustel	Värvus kõrgematel pH väärtustel
metüüloranž	3,1–4,4	punane	kollane
malahiitroheline	11,5–13,2	roheline	värvuseta

Arvutage uuritava NaOH lahuse kontsentratsioon, kui tiitrimiseks kulus keskmiselt 20,17 ml 0,331 M HCl lahust.

Lahendus

Teoreetiline pH väärtus, mis vastab NaCl neutraalsele lahusele, on 7. Metüüloranži pöördeala on sellele väärtusele lähemal, seega tudeng kasutas tiitrimiseks metüüloranži. Sellel juhul oli tiitrimise lõpp-punkt stöhhio-meetriapunktist ca 10^{-4} M ehk paari tilga võrra ülehinnatud.

Uuritava NaOH lahuse kontsentratsioon on leitav teades, et ained reageerivad vastavalt reaktsioonivõrrandile suhtes 1:1.



Seega:

$$c = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{NaOH lah.})} \cdot \frac{V(\text{lahjendus})}{V(\text{algne})} = \frac{0,331 \text{ M} \cdot 20,17 \text{ ml}}{25,00 \text{ ml}} \cdot \frac{100,0 \text{ ml}}{25,00 \text{ ml}} = \mathbf{1,07 \text{ M}}$$