



PROFESIONĀLĀS IZGLĪTĪBAS
KOMPETENCES CENTRS
**RĪGAS VALSTS
TEHNIKUMS**



IEGULDĪJUMS TAVĀ NĀKOTNĒ

izstrādāts: ESF projekta "Rīgas Valsts tehnikuma sākotnējās profesionālās izglītības programmu īstenošanas kvalitātes uzlabošana" (2010/0106/1DP/1.2.1.1.3/09/APIA/VIAA/047) ietvaros

Irina Vdoviča

Praktisko darbu materiāls „Analītiskā ķīmija. Kvantitatīvā analīze.”

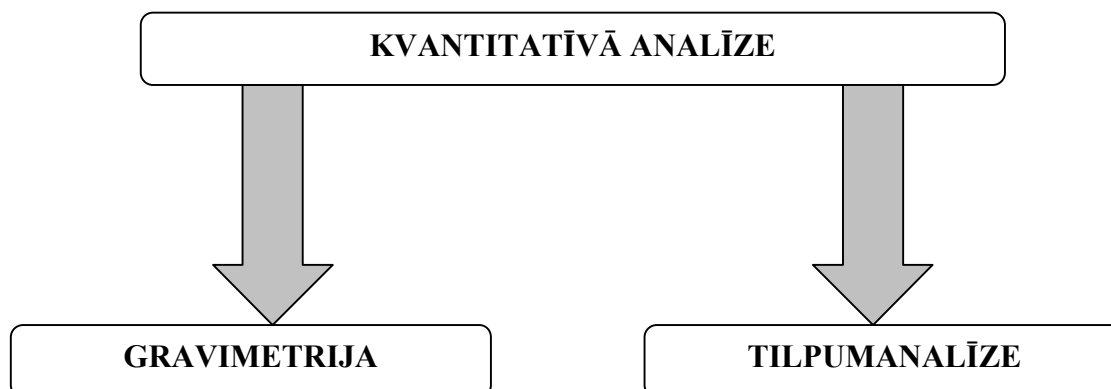
Laboratorijas darbi, uzdevumi

SATURS

KVANTITATĪVĀ ANALĪZE	2
GRAVIMETRIJA	2
Laboratorijas darbs KRISTALIZĀCIJAS ŪDENS NOTEIKŠANA KRISTĀLHIDRĀTĀ.....	3
Laboratorijas darbs BĀRIJA MASAS DAĻU(%) NOTEIKŠANA KRISTĀLHIDRĀTĀ	4
TILPUMA ANALĪZE	6
MOLĀRĀ KONCENTRĀCIJA.....	8
NORMĀLĀ KONCENTRĀCIJA (ekvivalenta molārā koncentrācija).....	9
Laboratorijas darbs PAGATAVOŠANA ŠĶĪDUMU AR NOTEIKTU MOLĀRO KONCENTRĀCIJU	11
Laboratorijas darbs ŠĶĪDUMA ATŠĶAIDĪŠANA.....	12
Laboratorijas darbs PAGATAVOŠANA ŠĶĪDUMU AR NOTEIKTU NORMĀLO KONCENTRĀCIJU	13
NEITRALIZĀCIJAS METODE.....	13
Laboratorijas darbs BĀZES NORMĀLO KONCENTRĀCIJU NOTEIKŠANA TITRĒJOT AR SKĀBI.....	14
Laboratorijas darbs SĀLSKĀBES ŠĶĪDUMA NORMĀLO KONCENTRĀCIJU NOTEIKŠANA AR NĀTRIJU KARBONĀTU	15
OKSIDIMETRIJA	17
Laboratorijas darbs KĀLIJA PERMANGANĀTA ŠĶĪDUMA NORMĀLO KONCENTRĀCIJU NOTEIKŠANA AR SKĀBENSKĀBES ŠĶĪDUMU	17
Laboratorijas darbs DZELZS(II) JONU MASAS NOTEIKŠANA ANALIZĒJAMĀ ŠĶĪDUMĀ	19
JODOMETRIJA.....	22
Laboratorijas darbs NĀTRIJA TIOSULFĀTA ŠĶĪDUMA NORMĀLO KONCENTRĀCIJU NOTEIKŠANA	23
Laboratorijas darbs JODA DAUDZUMU NOTEIKŠANA ANALIZĒJAMĀ ŠĶĪDUMĀ	24
KOMPLEKSONOMETRIJA.....	25
Laboratorijas darbs ŪDENS CIETĪBAS NOTEIKŠANA	26
LITERATŪRAS SARAKSTS	28

KVANTITATĪVĀ ANALĪZE

Kvantitatīvā analīze nosaka analizējamā parauga sastāvdaļu daudzumu.



GRAVIMETRIJA

Gravimetrija ir vielu ķīmiskā sastāva kvantitatīva analīzes metode, kurā mēra masu mazšķīstošai vai gaistošai vielai.

Gravimetrijas pamatmetodes:

1. Izdalīšanas metode. Nosakāmo vielu izdala brīvā veida un nosver.
2. Nogulsnēšanas metode. Lai iegūtu analizējamo sastāvdaļu, noteiktu daudzumu parauga izšķīdina atbilstoša šķīdinātājā. Pievieno reaģentu, lai izgulsnētu analizējamo sastāvdaļu. Radušās nogulsnes filtrē, mazgā, žāvē, atdzesē eksikatorā un nosver. Pēc nešķīstošas sastāvdaļas masas aprēķina vielas(sastāvdaļas) saturu analizējama paraugā.
3. Iztvaicēšanas metode. Nosakāmo vielu (sastāvdaļu) izdala kā gaistošu savienojumu.

Gravimetrijas mēriekārta ir laboratorijas (analītiskie) svāri.

Masas mērišana ar elektroniskajiem laboratorijas svāriem:



1. Ieslēdz svarus.
2. Gaidi, kamēr displejā redzama nulle.
3. Novieto sverglāzīte uz svaru platnes.
4. Nospied taustiņu „tara” un pagaidi, kamēr displejā redzama nulle.
5. Ieber nepieciešamo vielas daudzumu sverglāzītē.
6. Izslēdz svarus.

1. att. Laboratorijas svāri

Laboratorijas darbs

KRISTALIZĀCIJAS ĪDENS

NOTEIKŠANA KRISTĀLHIDRĀTĀ

Uzdevums

1. Eksperimentāli noteikt:
 - a). vara(II) sulfāta kristālhidrāta formulu
 - b). magnija sulfāta kristālhidrāta formulu
 - c). bārija hlorīda kristālhidrāta formulu
2. Salīdzināt aprēķināto kristālhidrāta formulu ar patieso ķīmisko formulu.
3. Izanalizēt kļūdu cēloņus (ja rezultāti nesakrīt).

Darba piederumi, vielas

Kristālhidrāts, sverglāzīte, svāri ar precizitāti $\pm 0,1$ g, karotīte vielu ņemšanai, eksikators, žāvēšanas skapis, aizsargbrilles.

Darba gaita

1. Nosver ar vāciņu noslēgtu sverglāzīti.
2. Sverglāzītē ievieto $\sim 3 - 5$ g kristālhidrāta un nosver vēlreiz. Sverot sverglāzīte ir noslēgtu ar vāciņu!
3. Vāļēju sverglāzīti ar iesvērto kristālhidrātu ievieto žāvēšanas skapī. Arī sverglāzītes vāciņu ievieto žāvskapī.
4. Kristālhidrātu žāvē 120 ± 10 °C temperatūrā!
5. Pēc 40 minūtēm izņem izkarsētos paraugus no žāvēšanas skapja uzliek sverglāzītēm vāciņus un ievieto eksikatorā.
6. Nosver sverglāzīte ar kristālhidrātu.
7. Atkal ievieto kristālhidrātu žāvēšanas skapī un jākarsē līdz nemainīgai masai!
8. Atdzisušu sverglāzīti ar izkarsēto vielu izņem no eksikatora un nosver.
9. Aprēķina izkarsētās vielas masu un atdalītā ūdens masu.
10. Aprēķina bezūdens sāls un atdalītā ūdens daudzumu.
11. Aprēķina kristālhidrāta ķīmisko formulu.

Iegūto datu reģistrēšana un apstrāde

Kristalizācijas ūdens noteikšanas eksperimentālie dati

1. tabula

Sverglāzītes masa, g	
Sverglāzītes un kristālhidrāta masa, g	
Kristālhidrāta masa, g	
Sverglāzītes un izkarsētas vielas masa, g	
Izkarsētas vielas masa, g	
Atdalītā ūdens masa, g	
Bezūdens sāls daudzums, mol	
Ūdens daudzums, mol	
Sāls un ūdens daudzumu attiecība	
Kristālhidrāta formula	

Aprēķinu formulas:

$$n_{\text{CuSO}_4} : n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{CuSO}_4}}{M_{\text{CuSO}_4}} : \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \dots$$

Eksperimenta izvērtēšana

Izvērtē eksperimenta trūkumus un ierobežojumus. Ierosina reālus uzlabojumus attiecībā uz identificētajiem trūkumiem un ierobežojumiem.

Rezultātu analīze, secinājumi

Eksperimentāli noteiktā kristālhidrāta ķīmiskā formula ir

Pētāmā kristālhidrāta patiesā formula ir

Izvērtē iegūtos rezultātus.

Laboratorijas darbs BĀRIJA MASAS DAĻU(%) NOTEIKŠANA KRISTĀLHIDRĀTĀ

Uzdevums

Noteikt bārija masas daļu(%) bārija hlorīda kristālhidrātā, nogulsņējot kā bārija sulfātu BaSO₄.

Darba piederumi un vielas

Darba gaita

1. Uz pulkstenstikla iesver 0,5-0,7 g BaCl₂·2H₂O
2. Nosvērto paraugu rūpīgi ieskalo 250 – 300 ml vārglāzē. Šķīdumu atšķaida līdz 100 – 150 ml ar dest. ūdeni un samaisa ar stikla nūjiņu.
3. Pielej 2- 3 ml atšķ. sālsskābes (~2N) un uzkaršē gandrīz līdz vārīšanās temperatūrai.
4. Mēģenē uzkaršē 5 – 7 ml atšķ. (~2N) H₂SO₄. Nepārtraukti maisot, karstam BaCl₂ šķīdumam lēni pa pilienam pielej uzsildīto sērskābi.

- Varglāzi ar nogulsnēm novieto uz karstas ūdens vannas un ļauj nogulsnēm nostāties. *Pārliecinās par nogulsnēšanas pilnīgumu. Šķīdumam gar glāzes malu pielej 2-3 pilienus H_2SO_4 . Ja skābes pilienu krišanas vietā nerodas duļķes, nogulsnēšana jāuzskata par pabeigtu. Pretējā gadījumā šķīdums jāuzkarsē un jāpielej 1-2 ml karstas H_2SO_4 .*
- Vārglāzi apklāj ar mitru filtrpapīra gabalu un ļauj stāvēt 3–4 stundas vai līdz nākošai dienai.
- Dekantē dzidro šķidrumu virs nogulsnēm, lejoj to gar nūjiņu. Dekantējot cenšas nogulsnes nesaduļķot.
- Nogulsnes izmazgā ar karstu ūdeni, kas paskābināts ar dažiem pilieniem H_2SO_4 . Pēc katras mazgāšanas ļauj nogulsnēm nostāties un šķīdumu dekantē. Mazgā, līdz mazgājamā ūdenī vairs nevar konstatēt Cl^- (ar $AgNO_3$ nerodas duļķojums).
- Izmazgātās nogulsnes pārnes uz filtra. Nogulsnes uz filtra mazgā ar karstu ūdeni, kamēr filtrāts vairs nesatur SO_4^{2-} (ar $AgNO_3$ nerodas duļķojums).
- Filtrpapīru ar nogulsnēm žāvē žāvējamā skapī pie $110 \pm 5^\circ C$.
- Nosver tīģeli.
- Filtru ar sausajām nogulsnēm saloka un ievieto tīģelī.
- Tīģeli ievieto mufelā krāsnī.
- Karstu tīģeli ievieto eksikatorā, kur to atdzesē līdz istabas temperatūrai, un nosver.
- Nogulsnes atkārtotu karsē 15 – 20 min., atdzesē un sver, kamēr sasniegta konstanta masa.
- Pēc iegūtajiem datiem aprēķina Ba masas daļu(%) analizējamā paraugā.

Iegūto datu reģistrēšana un apstrāde

Bārija masas daļas(%) noteikšanas eksperimentālie dati

2. tabula

BaCl ₂ · 2H ₂ O masa, g	
Tīģeļa masa, g	
Tīģeļa un izkarsētas BaSO ₄ masa, g	
BaSO ₄ masa, g	
Bārija masas daļa, %	

Aprēķinu formulas:

$$m_{Ba} = \frac{M_{Ba}}{M_{BaSO_4}} \cdot m_{BaSO_4}$$

$$\omega_{Ba} = \frac{m_{Ba}}{m_{BaSO_4}} \cdot 100\%$$

Eksperimenta izvērtēšana

Rezultātu analīze, secinājumi

TILPUMA ANALĪZE

Tilpuma analīze ir kvantitatīvās analīzes metode, kur analizējamās vielas daudzumu nosaka pēc zināmās koncentrācijas reģenta šķīduma tilpuma, kas patērēts reakcijai ar pētāmās vielas šķīdumu. Šķīdumus ar zināmu koncentrāciju sauc par darba šķīdumiem vai standartšķīdumiem.

Pamatoperācija tilpuma analīzē ir titrēšana.

Titrēšana ir pakāpeniska darba šķīduma pieliešana noteiktam pētāmās vielas šķīduma tilpumam. Darba šķīdumu pievieno tik ilgi, kamēr darba šķīduma daudzums kļūst ekvivalents pētāmās vielas daudzumam.

Momentu, kad šīs vielas daudzumi ir ekvivalenti, sauc par ekvivalences punktu jeb titrēšanas beigu punktu (pētāmās vielas daudzums ir ekvivalents darba šķīduma vielas daudzumam).

Ekvivalences punkta noteikšanai izmanto indikatorus – organiskas vielas ar vāji izteiktām skābes vai bāzes īpašībām.

Indikatori ir vielas, kas reakcijas beigās ar nelielu reaģenta pārākumu maina krāsu.

Par indikatoriem lieto vielas, kas dažādi nokrāsojas ar abām reaģējošām vielām. Piemēram, fenolftaleīns skābā vidē ir bezkrāsains, sārmainā – aveņsarkans (titrējot skābi ar sārmu un otrādi).

Indikatora krāsas maiņa nenotiek uzreiz pie kādas noteiktas ūdeņraža jonu koncentrācijas, bet pakāpeniski noteiktā pH intervālā – piem., indikatoriem, kurus ieto neitralizācijas metodē. To sauc par indikatora krāsas maiņas intervālu. Intervālā ir pH, pie kura indikatora krāsa ir visintensīvākā, fenolftaleīnam tas ir pie $\text{pH}=9$.

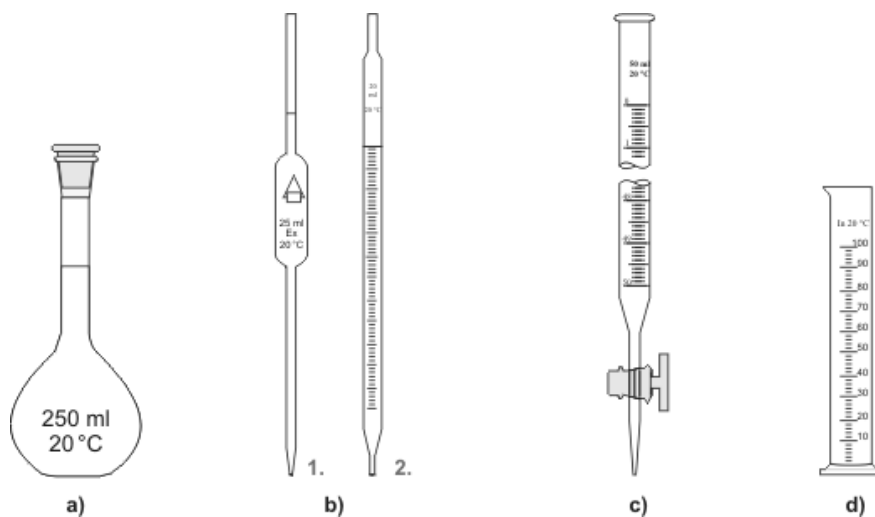
Neitralizācijas metodes indikatoru

3. tabula

Indikatora nosaukums	Nokrāsojums skābā vidē	Nokrāsojums sārmainā vidē	Indikatora krāsas maiņas intervāls
Fenolftaleīns	bezkrāsains	sarkans	8,0 – 9,8
Metiloranžs	sārts	dzeltens	3,1 – 4,4
Metilsarkanais	sārts	dzeltens	4,2 – 6,2
Lakmuss	sarkans	zils	5,0 – 8,0
Neitrālsarkanais	sarkans	dzeltens	6,8 – 8,0

Dažreiz kā indikators darbojas kāda no reaģējošām vielām, piem. KMnO_4 . Titrēšanas process notiek tā: Paņem noteiktu daudzumu nosakāmās vielas šķīduma, tam pievieno indikatoru un pilina klāt reaģentu ar zināmo, precīzo koncentrāciju. Kad mainās indikatora krāsa (t.i., sasniegts titrēšanas beigu punkts), tad pārstāj pievienot reaģentu. Nosaka reaģenta daudzumu un to pieraksta. Precīziem mērījumiem to atkārto vairākas reizes, aprēķina vidējo un nosaka šķīduma koncentrāciju.

Nosaukums	Trauki, šķīduma tilpuma mērīšanai
a. Mērkolba	Lieto precīzas koncentrācijas (molāras, normālas) šķīdumu pagatavošanai
1b. Mora pipete	Pipete ar lodveida paplašinājumu vidū, un ar vienu noteikta tilpuma atzīmi augšdaļā. To lieto precīza šķīduma tilpuma mērīšanai.
2b. Mērpipete	Mērpipete ir graduēta pipete. Mērpipetes ir graduētas mililitru desmitdaļas vai simtdaļas. To izmanto precīza šķīduma tilpuma mērīšanai.. Mērpipetes tilpumi ir dažādi.
c. Birete	Graduēta caurule ar sašaurinātu apakšējo daļu ar krānu vai aizspiedi. Paredzēta titrēšanai.
d. Mērcilindrs	Izmanto šķīdumu tilpumu mērīšanai, ja nav nepieciešama sevišķa precizitāte.



2. att. Laboratorijas mērtراuki

Precīza tilpuma mērīšana ar pipeti:

1. Ar gumijas uzgali pipetē iepildi tik daudz šķīduma, lai tā līmenis būtu virs pipetes tilpuma atzīmes.
2. Pipete turi vertikāli un noregulē šķīduma līmeni līdz tilpuma atzīmei.

Nolasot no pipetes tilpumu, šķīduma meniskam ir jābūt acs līmenī, lai nerastos mērījuma kļūda.



3. att. Šķīduma menisks

3. Piepildīto pipeti pārnēs uz konisko kolbu un ļauj šķīdumam iztecēt, turot pipetes galu pie koniskās kolbas kakliņa sienas.

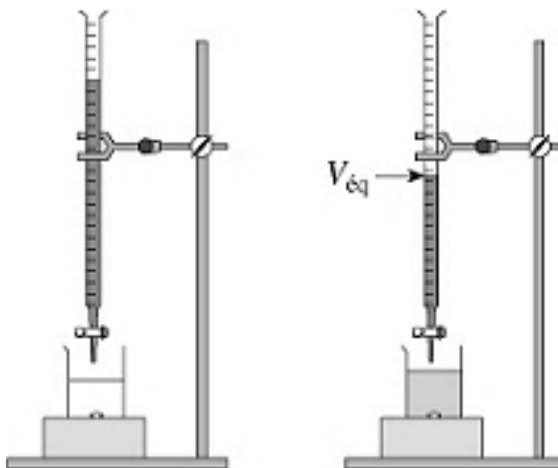
4. Kad šķīdums iztecēs, pipete nav jāiztukšo – pipetes sašaurinājumā var palikt 1 – 2 šķīduma pilieni.

Darbs ar bireti:

1. Biretē ievieto piltuvi, zem biretes novieto vārglāzi.
2. Uzpildi bireti ar šķīdumu tā, lai šķīduma līmenis būtu nedaudz virs nulles atzīmes.
3. Izņem piltuvi no biretes.
4. Nedaudz atver biretes krānu un lēni izlaid šķīdumu vārglāzē tā, lai šķīduma līmenis biretē būtu uz nulles atzīmes.

Šķīduma līmeni nolasa pēc meniska zemākā punkta! (3. att.)

5. Pirmo reizi titrējot, šķīdumu no biretes izlaiž pa vienam mililitram, lai uzzinātu titrēšanai nepieciešamo šķīduma tilpumu. Kolbas saturu enerģiski maisa.
6. Kad aptuvenais šķīduma tilpums ir zināms, tad sakuma reaģentu var pievienot straujāk. Titrēšanas beigu daļā šķīdumu no biretes pievieno pa vienam pilienam, ikreiz kolbu saskalojot.



4. att. Biretes, titrēšana

MOLĀRĀ KONCENTRĀCIJA

Molārā koncentrācija ir lielums, kas rāda izšķīdinātās vielas daudzumu vienā litrā šķīduma.

$$c = \frac{n}{V}$$
$$c = \frac{m}{M \cdot V} \quad V = \frac{m}{M \cdot c} \quad m = M \cdot c \cdot V$$

c – molārā koncentrācija, mol/l, saīsināti M;

n – izšķīdinātās vielas daudzums, mol;

V – šķīduma tilpums, l;

m – vielas masa, g;

M – vielas molmasa, mol/l.

Uzdevumi.

1. Aprēķiniet nātrija hidroksīda molāro koncentrāciju, ja 2 l šķīduma satur 8 g nātrija hidroksīda! (0,1M).
2. Aprēķiniet magnija nitrāta molāro koncentrāciju, ja 450 cm³ šķīduma satur 2 g magnija nitrāta!
3. Aprēķiniet masu bārija nitrātam, kas jāizšķīdina lai pagatavotu 2 l 0,08M šķīduma!
4. Aprēķiniet masu kālija nitrātam, kas jāizšķīdina lai pagatavotu 400 ml 2M šķīduma! (80,8 g).
5. Aprēķiniet masu nātrija hlorīdam, kas jāizšķīdina lai pagatavotu 620 cm³ 0,4M šķīduma!
6. Aprēķiniet, cik lielu tilpumu 0,1M nātrija sulfāta šķīduma var pagatavot no 40 g nātrija sulfāta!
7. Aprēķiniet, cik lielu tilpumu 0,05M vara sulfāta var pagatavot no 800 mg vara sulfāta!
8. Aprēķiniet 24% nātrija hlorīda šķīduma molāro koncentrāciju, ja tās blīvums 1,18 g/ml.
9. Aprēķiniet 20% sālsskābes šķīduma molāro koncentrāciju, ja tās blīvums 1,098 g/cm³.
10. Aprēķiniet 30% slāpekļskābes šķīduma molāro koncentrāciju, ja tās blīvums 1,18 g/ml!
11. Cik ml 56% sērskābes šķīduma (blīvums 1,46 g/ml) nepieciešams, lai pagatavotu 3 l 1M sērskābes šķīduma.
12. Aprēķiniet nātrija hidroksīda molāro koncentrāciju, ja tā masas daļa šķīduma ir 0,2!
13. Aprēķiniet kālija hidroksīda molāro koncentrāciju, ja tā masas daļa šķīduma ir 0,16!
14. Aprēķiniet kālija hidroksīda masas daļu(%) 3M šķīdumā, kura blīvums ir 1,138 g/ml!
15. Aprēķiniet kālija hidroksīda masu, kas jāizlieto, lai neitralizētu 300 ml 0,5M sērskābes šķīduma!
16. Aprēķiniet tilpumu 2M kālija hidroksīda šķīduma, kas nepieciešams lai neitralizētu
a) 49 g sērskābes; b) 200g 24% sērskābes; c) 300 ml 0,8M sērskābes.

NORMĀLĀ KONCENTRĀCIJA (ekvivalenta molārā koncentrācija)

Ekvivalenta molmasa

1. Elementa ekvivalenta molmasa

Elementa ekvivalenta molmasu aprēķina, dalot elementa molmasu ar elementa vērtību.

$$Me = \frac{M}{Z}$$

Me – elementa ekvivalenta molmasa, g/mol

M – elementa molmasa, g/mol

Z – elementa vērtība

2. Skābju ekvivalenta molmasa

Skābju ekvivalentu molmasu aprēķina, dalot skābes molmasu ar aizvietoto ūdeņraža atomu skaitu.

3. Hidroksīdu ekvivalenta molmasa

Hidroksīdu ekvivalentu molmasu aprēķina, dalot hidroksīda molmasu ar aizvietoto hidroksīdgrupu skaitu.

4. Sāļu ekvivalenta molmasa

Sāļu ekvivalentu molmasu aprēķina, dalot sāļu molmasu ar aizvietoto metāla jonu lādiņu skaitu.

$$M_{\text{Esāls}} = \frac{M}{\sum z}$$

Normālā koncentrācija rāda izšķīdušās vielas ekvivalentu daudzumu vienā litrā šķīduma.

$$C_n = \frac{m}{Me \cdot V} \quad m = C_n \cdot Me \cdot V \quad V = \frac{m}{C_n \cdot Me}$$

C_n – normālā koncentrācija, mol/l;

m – izšķīdušās vielas masa, g;

V – šķīduma tilpums; l

Me – izšķīdušās vielas ekvivalentu molmasa, g/mol.

Vielas savstarpēji reaģē ekvivalentās attiecībās. Tāpēc vienādas normalitātes vienāda tilpuma šķīdumi savstarpēji izreaģē bez atlikuma.

Ja šķīdumiem ir atšķirīga normālā koncentrācija, tad reaģējošo šķīdumu tilpumi ir apgriezti proporcionāli šķīdumu normalitātei:

$$\frac{C_{n1}}{C_{n2}} = \frac{V_2}{V_1}$$

Uzdevumi

1. Aprēķiniet masu nātrija karbonātam, kas jāizlieto, lai pagatavotu 500 ml 0,1N šķīduma.
2. Aprēķiniet masu alumīnija sulfātam, kas jāizlieto, lai pagatavotu 700 cm³ 0,06N šķīduma.
3. Aprēķiniet, cik lielu tilpumu 0,5N kālija hidroksīda šķīduma var pagatavot no 84 g kālija hidroksīda!
4. Aprēķiniet, cik lielu tilpumu 0,2N bārija hlorīda var pagatavot no 950 mg bārija hlorīda!
5. Aprēķiniet, cik lielu tilpumu 0,8N kālija ortofosfāta var pagatavot no 0,12 kg kālija ortofosfāta!
6. Aprēķiniet kālija hlorīda normālo koncentrāciju, ja 1,2 l šķīduma satur 45,8 g kālija hlorīda!
7. Aprēķiniet kalcija nitrāta normālo koncentrāciju, ja 700 cm³ šķīduma satur 12 g kalcija nitrāta!
8. Aprēķiniet ortofosforskābes normālo koncentrāciju, ja 300 ml šķīduma satur 9,5 g ortofosforskābes!
9. Aprēķiniet slāpekļskābes normālo koncentrāciju, ja tas šķīduma blīvums 1,18 g/cm³!
10. Aprēķiniet sērskābes normālo koncentrāciju, ja tas šķīduma blīvums 1,080 g/cm³!
11. Aprēķiniet 22% sālsskābes normālo koncentrāciju!
12. Cik lielu tilpumu 0,1N sālsskābes var pagatavot no 50 cm³ 0,3N sālsskābes šķīduma!
13. Neitralizējot 20 ml nātrija hidroksīda izlietoja 18 ml 0,095N sālsskābes šķīduma! Aprēķiniet nātrija hidroksīda šķīduma normalitāti!

Laboratorijas darbs PAGATAVOŠANA ŠĶĪDUMU AR NOTEIKTU MOLĀRO KONCENTRĀCIJU

Uzdevums

1. Pagatavot no NaOH – 200 ml 0,15M NaOH šķīduma.
2. Pagatavot no KOH – 250 ml 0,08M KOH šķīduma.
3. Pagatavot no NaCl – 500 ml 0,05M NaCl šķīduma
4. Pagatavot no Na₂SO₄ – 100 ml 0,12M Na₂SO₄ šķīduma
5. Pagatavot no Na₂CO₃ – 200 ml 0,06M Na₂CO₃ šķīduma
6. Pagatavot no NaNO₃ – 250 ml 0,12M NaNO₃ šķīduma
7. Pagatavot no CaCl₂ – 100 ml 0,09M CaCl₂ šķīduma

Darba piederumi, vielas

Darba gaita

1. Aprēķina šķīduma pagatavošanai nepieciešamo vielas masu.
2. Vielu nosver sverglāzītē vai uz pulksteņstikla.
3. Vielu pārnes mērkolbā: no sverglāzītes vai pulksteņstikla vielu caur piltuvi ieber mērkolbā un ieskalo, izmantojot strūkleni ar destilētu ūdeni.
4. Sverglāzīti vai pulksteņstiklu vairākkārt izskalo ar ūdeni un šo ūdeni ielej mērkolbā.
5. Mērkolbu līdz pusei piepilda ar destilētu ūdeni un skalina, kamēr viela izšķīdusi.
6. Mērkolbu uzpilda ar destilētu ūdeni līdz atzīmei un noslēdz ar aizbāzni.

Kad līdz atzīmei palicis $\approx 0,5$ cm, ūdeni piepilina uzmanīgi pa vienam pilienam ar pilināmo pipeti!

Mērkolbas atzīmei ir jābūt acs līmenī, lai nerastos nolasījuma kļūda.

7. Mērkolbu ar pagatavoto šķīdumu 10 līdz 15 reizes apvērš, lai šķīduma koncentrācija visā tilpumā būtu vienāda.

Iegūto datu reģistrēšana un apstrāde

Aprēķini šķīduma pagatavošanai nepieciešamo vielas masu, aizpildi tabulu!

Šķīduma pagatavošana

5. tabula

c (šķīdumam), mol/l	V (šķīdumam), l	n (vielai), mol	m (vielai), g

Rezultātu analīze, darba izvērtēšana un secinājumi

Laboratorijas darbs ŠĶĪDUMA ATŠĶAIDĪŠANA

Uzdevums

Pagatavot ml M šķīduma, ja dots M šķīdums.

Darba piederumi, vielas

Mora pipete, mērkolba ar aizbāzni, ierīce pipetes uzpildīšanai, pilināmā pipete, aizsargbrilles, strūklene ar destilētu ūdeni, šķīdums ar noteiktu molāro koncentrāciju.

Darba gaita

1. Veic nepieciešamos aprēķinus.
2. Mora pipetē iesūc tik daudz šķīduma, lai tā līmenis būtu virs pipetes atzīmes.

Uzmanību! Nedrīkst šķīdumu iesūkt ar muti!

3. Pipeti tur vertikāli un noregulē šķīduma līmeni līdz atzīmei.
4. Piepildīto pipeti pārnes uz mērkolbu un ļauj šķīdumam iztecēt mērkolbā, turot Mora pipetes galu pie mērkolbas kakliņa sienas.
5. Mērkolbu uzpilda ar destilētu ūdeni līdz atzīmei un noslēdz ar aizbāzni.
6. Kolbu ar pagatavoto šķīdumu 10 līdz 15 reizes apvērš, lai izlīdzinātu šķīduma koncentrāciju.

Iegūto datu reģistrēšana un apstrāde

Atšķaidītā šķīduma koncentrācijas vai tilpuma aprēķināšanai izmanto formulu:

$$C_{\text{dota šķīdums}} \cdot V_{\text{dota šķīdums}} = C_{\text{atšķaidītais šķīdums}} \cdot V_{\text{atšķaidītais šķīdums}}$$

Dota šķīduma tilpums:

$$V_{\text{dota šķīdums}} = \frac{C_{\text{atšķaidītais šķīdums}} \cdot V_{\text{atšķaidītais šķīdums}}}{C_{\text{dota šķīdums}}}$$

Aprēķini $V_{\text{dota šķīdums}}$, kas būs nepieciešams $V_{\text{atšķaidītais šķīdums}}$ pagatavošanai!

Šķīduma atšķaidīšana

6. tabula

$C_{\text{atšķaidītais šķīdums, mol/l}}$	$V_{\text{atšķaidītais šķīdums, ml}}$	$C_{\text{dota šķīdums, mol/l}}$	$V_{\text{dota šķīdums, ml}}$

Rezultātu analīze, darba izvērtēšana un secinājumi

Laboratorijas darbs PAGATAVOŠANA ŠĶĪDUMU AR NOTEIKTU NORMĀLO KONCENTRĀCIJU

Uzdevums

1. Pagatavot no CaCl_2 – 200 ml 0,05N šķīduma
2. Pagatavot no Na_2CO_3 – 100 ml 0,8N šķīduma
3. Pagatavot no $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – 250 ml 1,2N šķīduma
4. Pagatavot no $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – 100 ml 1,1N šķīduma
5. Pagatavot no ZnSO_4 – 200 ml 0,06N šķīduma
6. Pagatavot no 96% H_2SO_4 – 500 ml 0,1N šķīduma

Darba piederumu, vielas

Darba gaita

Iegūto datu reģistrēšana un apstrāde

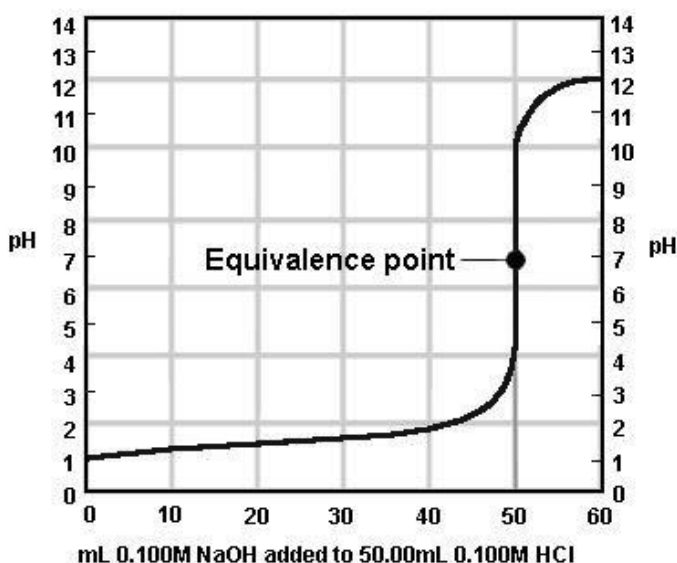
Aprēķini šķīduma pagatavošanai nepieciešamo vielas masu!

$$m = C_n \cdot M_e \cdot V$$

Rezultātu izvērtēšana un secinājumi

NEITRALIZĀCIJAS METODE

Neitralizācijas metodi lieto skābju koncentrācijas noteikšanai ar zināmas koncentrācijas sārmu (acidimetrija), vai otrādi (alkalimetrija). Abos gadījumos skābju ūdeņraža joni reaģē ar sārmu hidroksīdjoniem un reakcijā rodas ūdens – neitrāla, praktiski nedisociēta viela.



Neitralizējot, piemēram, skābi ar sārmu, pakāpeniski palielinās pH, kamēr šķīdums kļuvis neitrāls un nākamais sārmu piliens jau dod sārmainu reakciju. Tas nozīmē, ka reaģējošie šķīdumi satur ekvivalentus vielu daudzumus un indikators maina krāsu. Titrējot stipru sārmu ar stipru skābi vai stipru skābi ar stipru sārmu, pH mainās nevienmērīgi. Titrēšanas sākumā pH maiņa ir niecīga. Visstraujākā koncentrācijas maiņa notiek neitrālā punkta tuvumā.

5. att. Šķīduma pH maiņa 0,1M HCl titrējot ar 0,1M NaOH

Laboratorijas darbs

BĀZES NORMĀLO KONCENTRĀCIJU NOTEIKŠANA TITRĒJOT AR SKĀBI

Uzdevums

1. Noteikt nātrija hidroksīda (kālija hidroksīda) normālo koncentrāciju dotajā šķīdumā.
2. Noteikt nātrija hidroksīda (kālija hidroksīda) masas koncentrāciju dotajā šķīdumā.

Darba piederumu, vielas

Darba gaita

1. Izmantojot pipeti, paņem noteiktu nātrija hidroksīda (kālija hidroksīda) šķīduma tilpumu un ielej koniskajā kolbā.
2. Pievieno 2 pilienus fenolftaleina šķīduma.
3. Titrē ar sālsskābes šķīdumu. Sālsskābes šķīdumu no biretes izlaiž pa pilienam. Šķīdumu kolbā enerģiski maisa!
4. Kad šķīdums atkrāsojas, no biretes skalas nolasa izlietotas sālsskābes tilpumu. Rezultātu ieraksta tabulā.
5. Titrēšanu atkārtoti veic divas reizes.
6. Aprēķina vidējo aritmētisko titrēšanai patērēto sālsskābes tilpumu.
7. Aprēķina nātrija hidroksīda (kālija hidroksīda) normālo koncentrāciju.
8. Aprēķina nātrija hidroksīda (kālija hidroksīda) masas koncentrāciju.

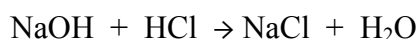
Iegūto datu reģistrēšana un apstrāde

Titrēšanas dati

7. tabula

Cn _{HCl} , mol/l	
V _{NaOH} , ml	
V ₁ (HCl), ml (1. eksperiments)	
V ₂ (HCl), ml (2. eksperiments)	
V ₃ (HCl), ml (3. eksperiments)	
V _{vidējais} (HCl)	
Cn _{NaOH} , mol/l	
γ _{NaOH} , g/l	

Ķīmiskās reakcijas vienādojums:



Aprēķinu formulas:

$$C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = C_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}$$

$$C_{\text{NaOH}} = \frac{C_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}}{V_{\text{NaOH}}}$$

$$m_{\text{NaOH}} = M_{\text{NaOH}} \cdot C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$$

$$\gamma_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{V_{\text{NaOH}}}$$

Rezultātu analīze, darba izvērtēšana un secinājumi

Laboratorijas darbs

SĀLSSKĀBES ŠĶĪDUMA NORMĀLO KONCENTRĀCIJU NOTEIKŠANA AR NĀTRIJU KARBONĀTU

Uzdevums

Noteikt nātrija hidroksīda normālo koncentrāciju dotajā šķīdumā.

Darba piederumu, vielas

Darba gaita

1. Izmantojot pipeti, paņem noteiktu nātrija karbonāta šķīduma tilpumu un ielej koniskajā kolbā.
2. Pievieno 2 pilienus metiloranža šķīduma.
3. Titrē ar sālsskābes šķīdumu. Sālsskābes šķīdumu no bīretes izlaiž pa pilienam. Šķīdumu kolbā enerģiski maisa!
4. Kad šķīdums maina krāsu, no bīretes skalas nolasa izlietotas sālsskābes tilpumu. Rezultātu ieraksta tabulā.
5. Titrēšanu atkārtoti veic divas reizes.
6. Aprēķina vidējo aritmētisko titrēšanai patērēto sālsskābes tilpumu.
7. Aprēķina sālsskābes normālo koncentrāciju.
8. Aprēķina sālsskābes masas koncentrāciju.

Iegūto datu reģistrēšana un apstrāde

Titrēšanas dati

8. tabula

V _{vidējais} (HCl)	
V(Na ₂ CO ₃), ml	
V ₁ (HCl), ml (1. eksperiments)	
V ₂ (HCl), ml (2. eksperiments)	
V ₃ (HCl), ml (3. eksperiments)	
C _n (Na ₂ CO ₃), mol/l	

Ķīmiskās reakcijas vienādojums:



Aprēķinu formulas:

$$C_n(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{C_n(\text{HCl}) \cdot V_{\text{vid.}}(\text{HCl})}{V(\text{Na}_2\text{CO}_3)}$$

Rezultātu analīze, darba izvērtēšana un secinājumi

Laboratorijas darbs

HCO₃⁻ KONCENTRĀCIJAS NOTEIKŠANA MINERĀLŪDENĪ

Uzdevums

Noteikt HCO₃⁻ koncentrāciju minerālūdenī.

Darba piederumu, vielas

Darba gaita

1. 50 ml minerālūdens ar Mora pipeti pārnes 250 ml koniskajā kolbā.
2. Pielej destilētu ūdeni līdz 100 ml.
3. Piepilina ~3 pilienus metiloranža.
4. Titrē ar sālsskābes šķīdumu. Sālsskābes šķīdumu no biretes izlaiž pa pilienam. Šķīdumu kolbā enerģiski maisa!
5. Titrē, kamēr šķīduma krāsa mainās no dzeltenas līdz bālāki rozā.
6. Titrē trīs reizes un aprēķinā ņem vidējo sālsskābes šķīduma tilpumu, kas patērēts titrēšanai.
7. Aprēķina HCO₃⁻ koncentrāciju minerālūdenī.

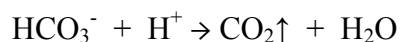
Iegūto datu reģistrēšana un apstrāde

Titrēšanas dati

8. tabula

C _{nHCl} , mol/l	
V _{analīze} , ml (minerālūdens)	
V ₁ (HCl), ml (1. eksperiments)	
V ₂ (HCl), ml (2. eksperiments)	
V ₃ (HCl), ml (3. eksperiments)	
V _{vidējais} (HCl)	
C _{HCO₃⁻} , mg/dm ³	

Ķīmiskās reakcijas vienādojums:



HCO₃⁻ koncentrāciju aprēķina pēc formulas:

$$C_{\text{HCO}_3^-} = \frac{V_{\text{vid. HCl}} \cdot C_{n\text{HCl}} \cdot M_{\text{HCO}_3^-} \cdot 1000}{V_{\text{an.}}} \text{ mg/dm}^3$$

V_{HCl} – sālsskābes šķīduma tilpums, kas patērēts minerālūdens titrēšanai, ml;

C_{nHCl} – sālsskābes šķīduma normāla koncentrācija,

M_{HCO₃⁻} - hidroģēnkarbonāta jona molmasa, g/mol;

V analīze – analīzei ņemtais minerālūdens tilpums, ml.

Rezultātu analīze, darba izvērtēšana un secinājumi

OKSIDIMETRIJA

Oksidimetrija ir tilpumanalīzes metode, kas pamatojas uz vielas oksidēšanu vai reducēšanu.

Parastākās oksidimetrijas metodes ir permanganatometrija un jodometrija.

Permanganatometrija

Permanganatometrijā par oksidētāju lieto kālija permanganāta šķīdumu. Kālija permanganāts ir spēcīgs oksidētājs gan skābā un neitrālā vidē, gan arī bāziskā vidē, tādēļ ar to var titrēt daudzus reducētājus.

Ar netiešu titrēšanu permanganatometrijā var noteikt arī daudz oksidētāju, kā arī tādas vielas, kuras titrēšanas apstākļos pašas nespēj ne oksidēties, ne reducēties.

Permanganatometrijā visbiežāk titrē stipri skābus šķīdumus.. Skābā vidē permanganāta joni reducējas par Mn^{2+} joniem:



$KMnO_4$ šķīdums ir sārti violets, bet $MnSO_4$, kas rodas reducējoties ir bezkrāsains. Reducēšanās procesā kālija permanganāta šķīdums atkrāsojas un, kad viss analizējamais šķīdums (reducētājs) oksidēts, pēdējais kālija permanganāta piliens vairs neatkrāsojas un titrējamais šķīdums kļūst sārts. Titrējot vāji skābā, neitrālā vai bāziskā vidē, rodas tumši brūnas MnO_2 nogulsnes un reakcijas beigās neliels $KMnO_4$ pārākums ir grūti novērojams.

Laboratorijas darbs

KĀLIJA PERMANGANĀTA ŠĶĪDUMA NORMĀLO KONCENTRĀCIJU NOTEIKŠANA AR SKĀBEŅSKĀBES ŠĶĪDUMU

Uzdevums

Noteikt kālija permanganāta šķīduma normālo koncentrāciju ar skābeņskābes šķīdumu.

Darba piederumu, vielas

Darba gaita

1. Noteiktu daudzumu (20 ml) 0,1N skābeņskābes šķīduma ar Mora pipeti pārnēs 250 ml koniskajā kolbā.
2. Ar mērcilindri pielej 20 – 30 ml 2N sērskābes šķīduma.
3. Reakcijas paātrināšanai kolbas saturu uzsilda līdz 60 – 70°C temperatūrai. Nedrīkst šķīdumu karsēt līdz vārīšanai, tas izsauc daļēju skābeņskābes sadalīšanos.
4. Karstu šķīdumu titrē ar kālija permanganāta šķīdumu līdz bāli rozā krāsojumam.. Sākumā kālija permanganāta šķīduma atkrāsošanās notiek lēni.

- Katru nākošo pilienu drīkst pieliet tikai pēc tam, kad izzudusi krāsa no iepriekšējā. Līdz bāli rozā krāsojumam. Šķīdumu kolbā enerģiski maisa!
- Kad šķīduma uzkrājas zināms daudzums mangāna(II) jonu, tālāka atkrāsošanas notiek praktiski momentāni. Titrē tik ilgi, kamēr pēdējais kālija permanganāta šķīduma pilienš dod bāli rozā krāsu, kura neizzūd minūtes laikā.
- Titrē trīs reizes un aprēķinā ņem vidējo skābeņskābes šķīduma tilpumu, kas patērēts titrēšanai.
- Aprēķina kālija permanganāta normālo koncentrāciju.

Iegūto datu reģistrēšana un apstrāde

Titrešanas dati

10. tabula

$C_n(H_2C_2O_4)$, mol/l	
$V(H_2C_2O_4)$, ml	
$V_1(KMnO_4)$, ml (1. eksperiments)	
$V_2(KMnO_4)$, ml (2. eksperiments)	
$V_3(KMnO_4)$, ml (3. eksperiments)	
$V_{vidējais}(KMnO_4)$	
$C_n(KMnO_4)$	

Ķīmiskās reakcijas vienādojums:



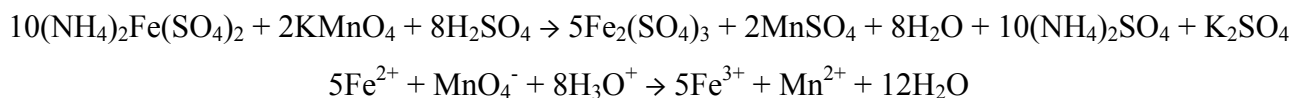
Aprēķinu formulas:

$$C_n(KMnO_4) = \frac{V(H_2C_2O_4) \cdot C_n(H_2C_2O_4)}{V_{vid.}(KMnO_4)}$$

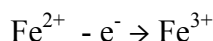
Rezultātu analīze, darba izvērtēšana un secinājumi

Laboratorijas darbs **DZELZS(II) JONU MASAS NOTEIKŠANA** **ANALIZĒJAMĀ ŠĶĪDUMĀ**

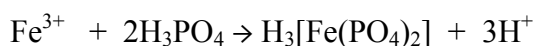
Praktiski permanganometrijā liela nozīme ir dzelzs(II) jonu noteikšanai. Darbā analizē Mora sāls šķīdumu - $10(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Titrē sērskābes vidē.



Skābā vidē dzelzs joni oksidējas:



Titrešanas gaitā šķīdumā uzkrājas dzelzs(III) joni, kuri apgrūtina ekvivalences punkta konstatēšanu. Lai to novērstu pievieno nedaudz ortofosforskābes, kura ar dzelzs(II) joniem veido stabilu bezkrāsainu komplekso savienojumu.



Ekvivalences punktā šķīduma krāsa mainās no dzeltenas uz rozā.

Uzdevums

I. Noteikt kālija permanganāta šķīduma molāro koncentrāciju ar skābeņskābes šķīdumu.

II. Aprēķināt dzelzs jonu masu analizējamā šķīdumā

Darba piederumu, vielas

Darba gaita

I. daļa KMnO_4 molārā koncentrācija

1. Noteiktu daudzumu (20 ml) 0,05M skābeņskābes šķīduma ar Mora pipeti pārnes 250 ml koniskajā kolbā.
2. Ar mērcilindri pielej 20 – 30 ml 2N sērskābes šķīduma.
3. Reakcijas paātrināšanai kolbas saturu uzsilda līdz 60 – 70°C temperatūrai. Nedrīkst šķīdumu karsēt līdz vārīšanai, tas izsauc daļēju skābeņskābes sadalīšanos.
4. Karstu šķīdumu titrē ar kālija permanganāta šķīdumu līdz bāli rozā krāsojumam. Sākumā kālija permanganāta šķīduma atkrāsošanās notiek lēni.
5. Katru nākošo pilienu drīkst pieliet tikai pēc tam, kad izzudusi krāsa no iepriekšējā. līdz bāli rozā krāsojumam. Šķīdumu kolbā enerģiski maisa!
6. Kad šķīduma uzkrājas zināms daudzums mangāna(II) jonu, tālāka atkrāsošanas notiek praktiski momentāni. Titrē tik ilgi, kamēr pēdējais kālija permanganāta šķīduma pilienš dod bāli rozā krāsu, kura neizzūd minūtes laikā.
7. Titrē trīs reizes un aprēķinā ņem vidējo skābeņskābes šķīduma tilpumu, kas patērēts titrēšanai.
8. Aprēķina kālija permanganāta molāro koncentrāciju.

II. daļa

1. Analizējamo šķīdumu ~15 – 25 ml $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ saņem 100 ml mērkolbā. Analizējamo šķīdumu atšķaida ar destilēto ūdeni līdz zīmei un labi sajauc.
2. Titrēšanai ar pipeti ņem 20 ml analizējamā šķīduma un pārlej koniskajā kolbā.
3. Ar mērcilindru pielej 20 ml 2N H_2SO_4 . Saskalo.
4. Ar mērcilindru pielej 30 ml 1N H_3PO_4 . Saskalo.
5. Titrē ar 0,1N KMnO_4 šķīdumu līdz vāji rozā krāsai, kura neizzūd minūtes laikā! Šķīdumu kolbā enerģiski maisa!
6. Titrē trīs reizes un aprēķinā ņem vidējo kālija permanganāta šķīduma tilpumu, kas patērēts titrēšanai.
7. Aprēķina dzelzs jonu masu analizējamā šķīduma.

Iegūto datu reģistrēšana un apstrāde

Titrēšanas dati

11. tabula

$\text{C}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$, mol/l	
$\text{V}(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$, ml	
$\text{V}_1(\text{KMnO}_4)$, ml (1. eksperiments)	
$\text{V}_2(\text{KMnO}_4)$, ml (2. eksperiments)	
$\text{V}_3(\text{KMnO}_4)$, ml (3. eksperiments)	
V_1 vidējais(KMnO_4)	
$\text{C}(\text{KMnO}_4)$	

Titrēšanas dati

12. tabula

Vkolb., ml	
Van., ml	
C_{KMnO_4} , g/mol	
$\text{V}_1 \text{ KMnO}_4$ (1. eksperiments), ml	
$\text{V}_2 \text{ KMnO}_4$ (2. eksperiments), ml	
$\text{V}_3 \text{ KMnO}_4$ (3. eksperiments), ml	
V_2 vid. KMnO_4 , ml	

Ķīmiskās reakcijas vienādojums:



Aprēķinu formulas:

Kālija permanganāta molāras koncentrācijas aprēķināšana

$$C_{KMnO_4} = \frac{2/5 \cdot C(H_2C_2O_4) \cdot V(H_2C_2O_4)}{V_{vid.}(KMnO_4)}$$

Dzelzs jonu masas(mg) aprēķināšana:

$$m_{Fe^{2+}} = \frac{5 \cdot C(KMnO_4) \cdot V_{2vid.}(KMnO_4) \cdot M \cdot V_{kolb.}}{V_{an.}}$$

V_1 vid. $KMnO_4$ – kālija permanganāta šķīduma vidējais tilpums, kurš patērēts skābeņskābes šķīduma titrēšanai, ml

V_2 vid. $KMnO_4$ – kālija permanganāta šķīduma vidējais tilpums, kurš patērēts analizējamā šķīduma titrēšanai, ml;

$V_{H_2C_2O_4}$ – skābeņskābes tilpums, ml;

$C_{H_2C_2O_4}$ – skābeņskābes molārā koncentrācija, mol/l;

C_{KMnO_4} – kālija permanganāta šķīduma molārā koncentrācija mol/l;

$V_{an.}$ – titrēšanai ņemta analizējamā šķīduma tilpums, ml;

$V_{kolb.}$ – mērkolbas tilpums ar analizējamo šķīdumu, ml;

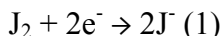
M_{Fe} – dzelzs molmasa, g/mol;

$m_{Fe^{2+}}$ – dzelzs jonu masa, mg;

Rezultātu analīze, darba izvērtēšana un secinājumi

JODOMETRIJA

Jodometrija ir tilpuma analīzes metode, kuras pamatā ir sekojoša apgriezeniska oksidēšanas – reducēšanas reakcija:

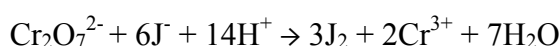
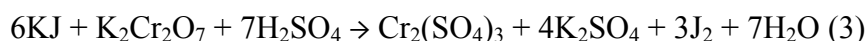
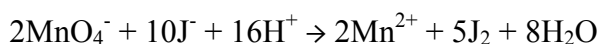


Jodometrijas metodē nosaka paterētā vai izdalīta joda daudzumu saskaņā ar reakcijas vienādojumu(1).

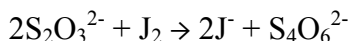
Jodometriski var noteikt kā oksidētājus, tā reducētājus.

Brīvais jods izdalās oksidējot skābā vidē jodīdus. Kā oksidētājus var lietot kālija permanganātu KMnO_4 , kālija dihromātu $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ un citus.

Oksidētājām vispirms pieliek pārākumā kālija jodīdu, no kura izdalās oksidētājām ekvivalents joda daudzums, piemēram:

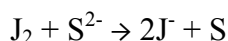
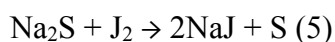


Izdalījušos jodu pēc tam titrē ar nātrija tiosulfāta šķīdumu;



Saskaņā ar reakcijas vienādojumu(4) izlietotais tiosulfāta daudzums ir ekvivalents izreaģējušam joda daudzumam, bet izdalījušais joda daudzums reakcijās (2) un (3) ir ekvivalents šķīdumā esošā oksidētāja daudzumam (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), tad tiosulfāta daudzums ir ekvivalents šķīdumā esošā oksidētāja daudzumam. Tāpēc pēc titrēšanā patērētā tiosulfāta var aprēķināt oksidētāju.

Reducētājus jodometriski nosaka tieši titrējot ar joda šķīdumu, piemēram,



Jodometriski nosakot sulfīdus, sulfītus, rodanīdus un citus reducētājus, biežāk lieto *attitrēšanas metodi*: noteiktam reducētāju daudzumam pieliek zināmu tilpumu noteiktas koncentrācijas joda šķīdumu un joda pārākumu attitrē ar nātrija tiosulfāta šķīdumu.

Jodometrijā izmanto nātrija tiosulfāta un joda standartšķīdumus.

Par indikatoru jodometrijā parasti lieto cieti, kura ar brīvu jodu veido savienojumu, kurš šķīdumu nokrāso intensīvi zilā krāsā.

Laboratorijas darbs

NĀTRIJA TIOSULFĀTA ŠĶĪDUMA NORMĀLO KONCENTRĀCIJU NOTEIKŠANA

Uzdevums

Noteikt nātrija tiosulfāta šķīduma normālo koncentrāciju ar titrējot kālija dihromātu.

Darba piederumu, vielas

Darba gaita

1. Ar mērcilindru paņem 15 ml 10% KJ šķīduma un ielej 500 ml koniskajā kolbā.
2. Ar mērcilindru pievieno 40 ml 2N H₂SO₄ šķīduma.
3. Ar pipeti pievieno 20 ml 0,1N K₂Cr₂O₇ šķīduma.
4. Kolbas saturu saskalo, nosedz ar Petri trauciņu un atstāj stāvēt 10 – 15 min. Tumšā vietā, lai jods pilnīgi izdalītos.
5. Šķīdumu atšķaida ar dest. ūdeni līdz 150 ml un izdalījušos jodu titrē ar nātrija tiosulfāta šķīdumu.
6. Tiosulfāta šķīdumu jālej klāt mazām porcijām, lai tiosulfāts nesadalītos par sērpaskābi.
7. Sākumā titrē bez indikatora, kamēr šķīdums kļūst gaiši dzeltens, kas liecina, ka joda palicis maz.
8. Pielej 2 – 3 ml cietes šķīduma.
9. Turpina titrēt līdz gaiši zilganzaļai krāsai.
10. Titrēšanu atkārto trīs reizes.
11. Pēc titrēšanas rezultātiem aprēķina nātrija tiosulfāta normālo koncentrāciju.

Iegūto datu reģistrēšana un apstrāde

Titrēšanas dati

13. tabula

C _n K ₂ Cr ₂ O ₇ ; mol/l	
V K ₂ Cr ₂ O ₇ ; ml	
V ₁ Na ₂ S ₂ O ₃ ; ml	
V ₂ Na ₂ S ₂ O ₃ ; ml	
V ₃ Na ₂ S ₂ O ₃ ; ml	
V _{vid.} Na ₂ S ₂ O ₃ ; ml	
C _n Na ₂ S ₂ O ₃ ; mol/l	

Aprēķinu formulas:

Pēc titrēšanas rezultātiem aprēķina nātrija tiosulfāta šķīduma normālo koncentrāciju:

$$C_n K_2Cr_2O_7 \cdot V_{K_2Cr_2O_7} = C_n Na_2S_2O_3 \cdot V_{vid. Na_2S_2O_3}$$

$$C_n Na_2S_2O_3 = \frac{C_n (K_2Cr_2O_7) \cdot V(K_2Cr_2O_7)}{V_{vid. (Na_2S_2O_3)}}$$

Rezultātu analīze, darba izvērtēšana un secinājumi

Laboratorijas darbs JODA DAUDZUMU NOTEIKŠANA ANALIZĒJAMĀ ŠĶĪDUMĀ

Uzdevums

1. Noteikt joda šķīduma normālo koncentrāciju.
2. Aprēķināt joda masu dotā analizējamā šķīduma tilpumā (100 ml).

Darba piederumu, vielas

Darba gaita

1. Koniskajā kolbā ar pipeti ielej 20 ml analizējama joda šķīduma.
2. Pielej 2 – 3 ml cietes šķīduma. Kolbas saturu saskalina.
3. Titrē ar nātrija tiosulfāta šķīdumu līdz izzūd zilais krāsojums. Ekvivalences punktā šķīdums kļūst bezkrāsains.
4. Titrēšanu atkārto trīs reizes.
5. Pēc titrēšanas rezultātiem aprēķina joda šķīduma normālo koncentrāciju.
6. Pēc normālitāti, aprēķina joda masu (gramos) dotā analizējamā šķīduma tilpumā.

Iegūto datu reģistrēšana un apstrāde

Titrēšanas dati

14. tabula

$C_n \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, mol/l	
$V \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, ml	
$V_1 \text{J}_2$, ml	
$V_2 \text{J}_2$, ml	
$V_3 \text{J}_2$, ml	
$V_{\text{vid.}} \text{J}_2$, ml	
$C_n \text{J}_2$, mol/l	
$m \text{J}_2$, g	

Aprēķinu formulas:

Pēc titrēšanas rezultātiem aprēķina joda šķīduma normālo koncentrāciju:

$$C_{\text{J}_2} = \frac{C_n (\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) \cdot V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}{V_{\text{vid.}} (\text{J}_2)}$$

Zinot joda šķīduma normālo koncentrāciju, aprēķina joda masu dotā analizējamā šķīduma tilpumā (100 ml).

$$m = M \cdot C_n \cdot V_{\text{šķ.}}$$

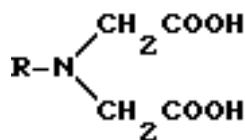
Rezultātu analīze, darba izvērtēšana un secinājumi

KOMPLEKSONOMETRIJA

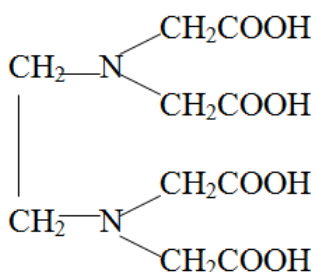
Kompleksonometrija – tilpuma analīzes metode. Tās pamatā ir reakcijas starp analizējamo katjonu un standartšķīduma vielu, kuras rezultātā rodas stabils, ūdenī šķīstošs kompleksa savienojums.

Kompleksonometrijā kā standartšķīdumus lieto kompleksonus.

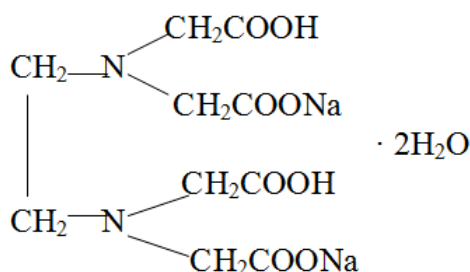
Kompleksioni ir aminopolikarbonskābes.



Svarīgākie kompleksioni ir etilēndiamīntetraetiķskābi(kompleksons II) vai tās dinātrijs sāļi(kompleksons III – trilons B).

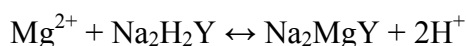


(H₄Y)



(Na₂H₂Y · 2H₂O)

Mazās šķīdības dēļ pašu etilēndiamīntetraetiķskābi praksē parasti nelieto, bet lieto tās dinātrijs sāļi(trilons B). Lai nebūtu vienmēr jāraksta pilna struktūrformula, sāls formulu apzīmē – Na₂H₂Y. Trilons B veido stabilus, ūdenī šķīstošus kompleksu savienojumus ar sārmezemju metālu, mangāna, hroma un citu metālu joniem. Metāla joni aizvieto trilona B molekulā esošos ūdeņraža jonus saskaņā ar vienādojumu:



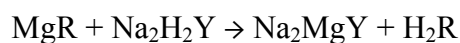
Lai līdzsvaru nobīdītu pa labi, kompleksa savienojuma rašanās virzienā, jāatbrīvojas no ūdeņraža joniem. To panāk ar amonjakāla buferšķīdumu (NH₄OH + NH₄Cl).

Ekvivalences punkta noteikšanai lieto indikatorus eriohrommelno, hromtumši zilo, mureksīdu.

Tas ir organiskas vielas, kas ar metālu joniem veido krāsainus kompleksa savienojumus. Šo komplekso savienojumu krāsa atšķiras no indikatora krāsas.



Kompleksi, ko indikatoru veido ar metāla joniem ir nestabilāki par attiecīga metāla kompleksoniem. Tāpēc titrēšanas gaitā trilons B noārda šos kompleksus un veido stabilus metāla kompleksonus.



Ekvivalences punktā notiek krāsu pāreja.

Eriohrommelno kā indikatoru lieto intervālā no pH~7,3 līdz pH~10,5. Biežāk titrēšanu izdara amonija buferšķīduma klātbūtnē pie pH=10.

Eriohrommelnā vietā Ca^{2+} un Mg^{2+} jonu noteikšanai var lietot indikatoru hromtumši zilo.

Laboratorijas darbs **ŪDENS CIETĪBAS NOTEIKŠANA**

Ūdens cietību ir pieņemts izteikt ar Ca^{2+} , Mg^{2+} un Fe^{2+} jonu milimolu skaitu vienā litrā ūdens (mmol/l) jeb ar molu skaitu vienā kubikmetrā ūdens (mol/m^3).

Ūdens klasifikācija pēc cietības

15. tabula

Cietība, mmol/l	Cietības novērtējums
< 2	Mīksts ūdens
2 - 10	Vidēji ciets ūdens
> 10	Ciets ūdens

Ciets ūdens ir kaitīgs veselībai. Var radīt dažādas saslimšanas (rosināt nierakmeņu veidošanos). Lai neradītu traucējumu cilvēka veselībai, dzeramā ūdens kopēja cietība nedrīkst būt > 7 mmol/l.

Ir vairāku veidu ūdens cietība.

Karbonātu cietība.

Ja ūdenī izšķīduši kalcija, magnija vai dzelzs (II) hidroģēnkarbonāti, tad tādu ūdens cietību sauc par karbonātu cietību jeb pārejošo cietību. Novērš ūdeni vārot.



Nekarbonātu cietība.

Ja ūdenī izšķīduši kalcija un magnija sulfāti un hlorīdi, tad tādu ūdens cietību sauc par nekarbonātu cietību jeb pastāvīgo cietību. Šāds ūdens vārot nepārvēršas par mīkstu ūdeni.

Kopējā cietība.

Ūdenī ir izšķīduši kalcija un magnija hidroģēnkarbonāti, un arī šo metālu sulfāti un hlorīdi, tādu ūdens cietību sauc par kopējo ūdens cietību.

Cietu ūdeni nevar izmantot ne mājāsaimniecībā, ne rūpniecībā. Cietā ūdenī ziepes slikti puto, tādēļ, ka Ca^{2+} un Mg^{2+} ar tām veido nešķīstošus savienojumus. Nedrīkst lietot centrālapkures iekārtās, ūdens sildītājos, tāpēc, ka veidojas katlakens, kas rada milzīgus zaudējumus.

Uzdevums

Noteikt ūdens parauga kopējo cietību

Darba piederumu, vielas

Darba gaita

1. Koniskajā kolbā ar Mora pipeti ielej 50 ml analizējama ūdens.
2. Pievieno 5 ml amonija buferšķīdumu un $\frac{1}{4}$ karotītes indikatora eriohrommelnā. Kolbas saturu saskalina.
3. Titrē ar trilona B šķīdumu, kamēr tumši sarkano krāsu nomaina zila krāsa.
4. Titrēšanu atkārto trīs reizes.
5. Aprēķina trilona B vidējo tilpumu.
6. Aprēķina ūdens kopējo cietību.

Iegūto datu reģistrēšana un apstrāde

Titrešanas dati

16. tabula

V, ml	
C(trilons B), mol/l	
V ₁ (trilons B), ml	
V ₂ (trilons B), ml	
V ₃ (trilons B), ml	
V _{vid.} (trilons B), ml	
C kop. , mmol/l	

Aprēķinu formulas:

$$C_{kop.} = \frac{C(trilons B) \cdot V_{vid.}(trilons B) \cdot 1000}{V}$$

C – ūdens kopēja cietība, mmol/l

C(trilons B) – trilona B koncentrācija, mol/l

V_{vid.}(trilons B) – patērētā trilona B vidējais tilpums, ml

V – ūdens parauga tilpums, ml

Rezultātu analīze, darba izvērtēšana un secinājumi

LITERATŪRAS SARAKSTS

1. A. Brangule, A. Reinholde. Pēti un eksperimentē. Lielvārde, Lielvārds, 2011, 80 lpp.
2. Ā. Kaksis. Ķīmija 10. klasei. Lielvārde, Lielvārds, 2009, 160 lpp.
3. D. Nātra, E. Nātra. Ķīmijas uzdevumi ar risinājumu piemēriem vidusskolai. Rīga, Zvaigzne ABC, 2001, 152 lpp.
4. G. Rudzītis, F. Feldmanis. Neorganiskā ķīmija vidusskolai. Rīga, Zvaigzne ABC, 2003, 233 lpp.
5. E. Jansons. Analītiskās ķīmijas teorētiskie pamati. Rīga, LU Akadēmiskais apgāds, 2006, 403 lpp.
6. E. Jansons, J. Putniņš. Analītiskās ķīmijas teorētiskie pamati. Rīga, Zvaigzne, 1973, 307 lpp.