

TARTU RIIKLIK ÜLIKOOL

R.TANI JA U.PALM

PRAKTILISTE TÖÖDE  
VALIMIK  
ANORGAANILISES  
KEEMIAS

TARTU 1961

2/51208

A-23537 II

TARTU RIIKLIK ÜLIKOO  
ANORGAANILISE KEEMIA KATEEDER

R.TANI JA U.PALM  
PRAKTILISTE TÖÖDE  
VALIMIK  
ANORGAANILISES  
KEEMIAS

TARTU 1961

Тартуский государственный университет  
г. Тарту, ул. Юликооли, 18  
Р. Тани и У. Палм  
СБОРНИК ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ ПО НЕОР-  
ГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ  
На эстонском языке

2

Tartu Riikliku Ülikooli  
Raamatukogu  
51208

Vastutav toimetaja H. Laanpere  
Korrektor E. Vöhandu

-----  
TRÜ Rotaprint 1961. Trükipoognaid 4,2.  
Tir. 600 eks. MB 08467. Tell. nr. 438.

Hind rbl. 0.13

## EESÖNA.

Käesolev praktiliste tööde kogumik on mõeldud kasutamiseks õppevahendina anorgaanilise keemia omandamisel kõiki-  
dele üliõpilastele, kelle eriala õppeplaan näeb ette anorgaanilise keemia praktikumi teostamise. Eritatud materjal on liigendatud peatükkideks ja iga peatükk sisaldab peale eksperimentaalse osa sellisel määral teoreetilisi aluseid, nagu on tarvilik praktiliste tööde teostamisel. Antud küsimusteringi süvendatud omandamiseks on iga peatükk varustatud vastavasisuliste ülesannete ja harjutustega.

## I. JUHISED LABORATOORSEKS TÖÖKS.

1. Laboratoorsele tööle ettevalmistamisel tuleb üliõpilastel tutvuda vastava teemaga õpikus, loengumaterjali ja töö juhendiga.
2. Mitte alustada katset enne eeskirja ja katsetechnikaga põhjalikku tutvumist.
3. Õppejõu loata on keelatud läbi viia katseid, mis pole ette nähtud vastavas juhendis.
4. Hoida töö ajal puhas oma töökoht!
5. Peale töö lõppu korrastada katsevahendid, kontrollida, kas on suletud gaasikraanid ja lülitatud välja elektriseadmed.
6. Töö ajal teha vajalikud sissekanded ja märkmed laboratoorsete tööde vihikusse.
7. Laboratooriumis kinni pidada kõigist ohutustehnika reeglitest, millega tutvustatakse üliõpilasi esimese praktikumi vältel.
8. Kui juhendis pole määratud kindlat aine hulka, võtta katse teostamiseks võimalikult väike kogus reaktiivi.
9. Peale reaktiivi pudeli või purgi kasutamist tuleb see kohe sulgeda korkiga ja asetada oma kohale.
10. Võetud reaktiivi liiga ei tohi tagasi valada reaktiivi pudelisse või purki, vaid anda kasutamiseks järgmisele üliõpilasele.

11. Kontsentreeritud happed ja aluseid mitte valada valamusse, vaid selleks määratud nõudesse.
12. Enne katse alustamist lasta juhendajal kontrollida katseseadist.

#### Ettevaatusabinõud.

Keemia laboratooriumis tuleb silmas pidada rida ettevaatusabinõusid, millest tähtsamad on:

1. Töötada tuleb tähelepanelikult ja täpselt!
2. Katsete mürgiste ja halvasti lõhnavate ainetega viia läbi tömbekapis!
3. Kõik kasutatavad katsevahendid peavad olema puhtad!
4. Kontsentreeritud hapete lahjendamisel, eriti väävelhappe puhul, valada hapet vette, mitte vastupidi!
5. Vedeliku kuumutamisel katseklaasis mitte hoida ava enesega naabri suunas.
6. Vedeliku soojendamisel keeduklaasis või portselankaasis mitte kummarduda vedeliku kohale, sest tekkivad aurud võivad sattuda silma või nahale.
7. Hoiduda eraldavate gaaside kuumutamisel kummardamast katsevahendi kohale! Nuusutada tuleb eemalt, juhtides käega lehvitamisega õhku anumast enese suunas.
8. Hoiduda igasuguste reaktiivide maitsmisest!
9. Mitte süüdata gaase enne nende puhtust proovimata!
10. Kergesti süttivate ainetega töötada eemal lahtisest tulest ja küttekehadest!
11. Mitte visata valamusse naatriumi, fosforit ja teisi aineid, mis võivad süttida!
12. Kuumutamisel hoida katseklaasi vastava klambri või kokkumurtud pabeririba abil.
13. Kui nahale satub kontsentreeritud hape, tuleb seda kohta pesta suure hulga veega ja seejärel neutraliseerida 5-protsendilise sooda lahusega või lahjendatud ammoniaagi lahusega. Leelise sattumisel nahale tuleb hoolikalt pesta veega ja neutraliseerida lahjendatud äädikhappe lahusega.
14. Käte põletamisel kuuma esemega tuleb põletatud kohta nii-

• sutada kontsentreeritud kaaliumpermanganaadi lahusega.

## II. AINETE PUHASTAMINE JA PUHTUSE KONTROLL.

Looduslikud ained, samuti ka tööstuslikud produktid pole kunagi täiesti puhtad, vaid sisaldavad suuremal või vähe- mal määral lisandeid. Tihti osutub vajalikuks niisuguseid ai- neid puhastada. Selleks kasutatavad lihtsamad laboratoorsed meetodid on: filtreerimine, ümberkristalliseerimine, subli- meerimine, destilleerimine ja dekanteerimine.

Filtreerimine. Nimetatud meetod leiab kasutamist juhul, kui lahus on saastatud lahustumatu tahke ainega või soovitak- se lahus eraldada tahkest ainest või vastupidi.

Laboratooriumis kasutatakse filtreerimisel peamiselt vastavast paberist filtreid. Tarvitatakse nii sile- kui ka kurdfiltreid. Silefiltrit kasutatakse, kui meid huvitab la- huses oleva sademe kogumine. Keerdfiltrit aga juhul, kui soo- vine sademega lahusest eraldada meid huvitava filtraadi. Kurdfiltrit kasutamisel kiireneb tunduvalt filtreerimine, sest kurdfiltri pind võrreldes silefiltriga on tunduvalt suurem.

Ümberkristalliseerimine. Seda meetodit kasutatakse kristalliliste ainete puhastamisel teistest lahustuvatest lisanditest. Ümberkristalliseerimiseks lahustatakse saasta- tud aine soojendamisel vees ning saadakse sel teel küllasta- tud lahus toatemperatuurist kõrgemal temperatuuril. Tuleb jälgida, et kogu võetud aine oleks lahustunud, vastasel kor- ral lisada juurde vähe vett ja uuesti tõsta temperatuuri. Kui saadud lahus on hägune, tuleb see kuumalt filtreerida läbi paberfiltrit. Edasi jahutatakse küllastatud lahus ja saadakse põhikomponendi suhtes üleküllastatud lahus, millest põhikom- ponent kristalliseerub välja. Lisandid, mida puhastatavas aines on põhikomponendi suhtes vähe, jäävad lahusesse, kuna lahus nende suhtes ei ole üleküllastatud. Saadud kristallid eraldatakse emalahusest filtreerimise teel. Kristalle pestak- se peale nende eraldamist veel vähese hulga veega, et eemal- dada osaliselt adsorbeeritud ja mehaaniliselt kaasahaaratud

lisandid. Saadud kristallid on tunduvalt puhtamad esialgsetest. Puhtuse astme tõstmiseks võib teostada veelkordset ümberkristalliseerimist.

Sublimeerimine. Meetod leiab kasutamist niisuguste tahkete ainete, nagu jood, naftaliin jne. puhastamisel, mis muutuvad soojendamisel auruks, jättes vahele vedela faasi. Temperatuuri saavutamisel, mille juures aine aururõhk saab võrdses atmosfääri rõhuga, tahke aine läheb sulamata üle auruks, mis kergesti kondenseerub kristallideks jahedamatel pindadel. Saadakse tunduvalt puhtamad kristallid kui lähteainel, sest põhiaine muutus auruks, lisandid aga mitte.

Destilleerimine. Destillatsioon põhineb sellel vedeliku omadusel, et keemisel muutub auruks ainult vedelik, mitte aga vedelikus lahustunud ained. Tekkinud aur moodustab jahutamisel vedeliku, mis ei sisalda lahustunud tahkeid aineid. Destillatsiooni võib kasutada ka mitme teineteises lahustunud vedelike eraldamiseks, kui vedelikel on erinevad keemistemperatuurid. Laboratoorses tingimustes kasutatakse destillatsioonil erilist aparati, mis koosneb destillatsioonikolvist, deflegmaatorist, jahutist, vastuvõtjast, termomeetrist ja allonžist.

Dekanteerimine. Meetod leiab kasutamist tahkete lahustumatute ainete eraldamisel vedelikelt või 2 mitteseguneva vedeliku eraldamisel teineteisest. Dekanteerimist kasutatakse ka vedeliku eraldamisel amorfsete raskesti filtreeritavate, kuid kergesti settivate sademete korral, samuti sademete pesemisel või lahustuvate ainete eraldamisel tahkest peenestatud toorainest. Kõige lihtsam viis on vedeliku pealt ära valamine, kus anuma kallutamisega valatakse ettevaatlikult vedelik tahke aine pealt, lastes vedelikku rahulikult voolata, nii et see enesega tahket ainet kaasa ei haara. Dekanteerimiseks kasutatakse tavaliselt spetsiaalseid nõusid, koonilisi kolbe, jaotuslahtreid ja sifoone.

## Eksperimentaalne osa.

Katse 1. Ümberkristalliseerimine. a) Kasutades soolade lahustuvuse tabelit, arvutada, kuipalju tuleb võtta veevaba  $\text{CuSO}_4$  ning vett, et saada  $70^\circ\text{C}$  juures küllastatud vasksulfaadi lahuse ja et viimase jahutamisel eralduks  $20^\circ\text{C}$  juures  $10\text{g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Vasksulfaati võtta 10% enam arvutatud hulgast, kuna puhastatav aine sisaldab lisandeid ja tekib osaline kadu. Kaalutud kogus puistata keeduklaasi, millele lisada vajalik kogus destilleeritud vett ja kuumutada klaaspulgaga segades kuni täieliku lahustumiseni. Saadud lahus filtreerida kuumalt läbi varem valmistatud kurdfiltrit, aurutada kokku kuni pinnale tekib kile ja jahutada  $20^\circ\text{C}$ -ni. Väljalangenud soola kristallid eraldada Büchneri leetri abil ja pesta 10–15 ml destilleeritud veega. Kristallid eemaldada letrilt koos filtriga ja kuivatada filterpaberi tükikeste vahel seni, kuni kristallid ei kleepu enam klaaspulga külge. Kaaluda saadud sool tehnilistel kaaludel ja arvutada saagise protsent.

b) Väiksesse keeduklaasi kaaluda saastatud sool ( $20\text{--}25\text{ g KNO}_3$ ,  $60\text{--}65\text{ g Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  või  $15\text{ g Na}_2\text{SO}_4$ ). Valada sellele 25–30 ml vett ning lahustada soola algul toatemperatuuril ja seejärel töota temperatuuri, kuni sool on lahustunud. Kui saadakse hägune lahus, filtrida see kuumalt ja saadud filtraat jahutada toatemperatuurini. Tekivad värvitud kristallid, mis eraldada emalahusest eespool kirjeldatud viisil, kuivatada ja kaaluda ning arvutada saagise protsent.

Katse 2. Sublimatsioon. Keeduklaasi põhja kaaluda 0,3 g kristalset joodi ja segada see 0,1 g kaaliumjodiidiga. Keeduklaas sulgeda kolviga, mis on täidetud külma veega. Keeduklaasi kuumutada ettevaatlikult asbestvõrgul. Joodi kristallid koguda kolvi põhjalt ja kaaluda. Arvutada saagise protsent.

Katse 3. Destillatsioon. Mõõta juhendaja poolt määratud hulk vedelikku destillatsioonikolbi. Sulgeda kolb korgiga, mida läbib deflegmaator. Asetada viimasele termomeeter nii, et elavhõbedaanum asuks äravoolutoru kohal. Ühendada defleg-

maatori äravoolutoru jahutiga ja see allonzi abil vastuvõtjaga. Jahuti ühendada kummivoolikute abil veekreani ja valamuga nii, et jahutusvesi voolaks sisse jahuti alumisest külgtorust ning väljuks ülemisest. Destillatsioonikolbi soojendada kas asbestvõrgul, vesi- või õlivannil vastavalt vajadusele ja destilleerimisel jälgida pidevalt vedeliku temperatuuri. Kogutud destillaat anda üle juhendajale.

Katse 4. Dekanteerimine. Võtta keeduklaasi või kolbi liiva ja lisada paar kristallikest kaaliumpermanganaati. Valada segule vett, loksutada tugevasti ja lasta seejärel seista. Liiv settib põhja, kaaliumpermanganaat aga lahustub vees. Peale seismist valada värvunud vesi ettevaatlikult ära, et ei haarataks kaasa liiva osakesi. Valada uuesti peale vett, loksutada, lasta seista ja valada vesi ära. Seda operatsiooni korrata kuni saadakse värvusetu vesi.

#### Aine puhtuse kontroll.

Igat ainet tuntakse tema omaduste järgi. Võtame näiteks tüki metallilist kaaliumi. Uurides seda, märkame, et ta on pehme, hõbevalge värvusega metall, reageerib tormiliselt veega. Määrates kaaliumi erikaalu, leiame, et see on 0,86. Ta sulab  $62,3^{\circ}\text{C}$  ja keeb  $760^{\circ}\text{C}$  juures jne. Kõik need kaaliumile iseloomulikud tunnused on tema füüsikalised omadused.

Arve, mis iseloomustavad aine füüsikalisi omadusi, nagu erikaalu, sulamistemperatuuri, keemistemperatuuri, lahustuvust jne., millel on teatud tingimustel jäävad väärtused, nimetatakse füüsikalisteks konstantideks.

Omaduste kindlakstegemiseks tuleb võtta võimalikult puhas aine, sest isegi tühised lisandid võivad muuta uuritava aine konstantide arvulisi väärtusi. Kuna ainult puhtal ainel on kindlad, jäävad omadused, siis võib aine füüsikaliste konstantide määramise teel kontrollida ka aine puhtust. Tavaliselt määratakse ainete sulamis- ja keemistemperatuur ning otsustatakse siis tulemuste alusel aine puhtuse üle.

Katse 5. Sulamistemperatuuri määramine. Paljude tahke-

te kristalsete ainete puhtust kontrollitakse nende ainete sulamistemperatuuride määramisega. Võetakse väike kogus uuritavat ainet, pulbristatakse uhmris ja asetatakse ühest otsast kinnijoodetud peeneseinalisse klaasist kapillaartorusse. Siinjuures tuleb jälgida, et uuritav aine satuks kapillaari põhja ning tihedalt täidaks kapillaari. Aine kiht kapillaaris peab olema paksem kui 3 mm. Uuritava ainega tuleb täita 2 kapillaari. Üks kapillaaridest kinnitada kummirõngaste abil termomeetri külge nii, et kapillaar oleks tihedalt elavhõbedaanuma küljes. Termomeeter koos kapillaariga viiakse veega täidetud keeduklaasi ja asetatakse asbestvõrgule. Tuleb silmas pidada, et kapillaar oleks vees umbes 3/4 oma pikkusest ja ei puutuks kokku keeduklaasi põhjaga. Seejärel alustatakse ettevaatlikku soojendamist. Enne sulamist tõmbub aine kapillaari seinte küljest eemale. Lõpuks tekib kapillaari põhja vedeliku tilk. Sel momendil tuleb fikseerida termomeetri näit. Kuna esimesel määramisel võib tekkida ebatäpsus, korratakse sama katset teise kapillaariga. Vajaliku täpsuse saavutamiseks tuleb alustada soojendamist umbes 10° madalamal temperatuuril kui orienteeruv sulamistemperatuur ja tõsta temperatuuri kiirusega 1° ühe minuti vältel. Sulamise algul määrata temperatuur juba täpselt ja jälgida seda aine täieliku sulamiseni kapillaaris. Mida puhtam on aine, seda väiksem on temperatuuri intervall sulamise alguse ja lõpu vahel. Katset korrata ka saastatud ainega ja võrrelda puhta ning puhastamata preparaadi sulamistemperatuure.

Katse 6. Keemistemperatuuri määramine. Kui va katseklaasi valada 3-4 ml uuritavat vedelikku, millesse asetada pimsekivi- või kapillaartoru tükikesi ühtlase keemise saavutamiseks. Katseklaas sulgeda korgiga, mida läbib termomeeter. Korgi küljele tuleb teha varem väike sisselõige. Termomeetri elavhõbedaanum peab asuma 2-3 cm kõrgusel vedeliku pinnast. Vedelikku soojendatakse nõrgal tulel või keeduklaasis olevas vees. Kui termomeetri elavhõbedaanumalt hakkab voolama kondenseeruv vedelik või kui elavhõbedasammast termomeetris saavutab kindla suuruse, märgitakse temperatuur. Edasi

jahutatakse katseklaas ja korratakse sama operatsiooni.

#### Töövahendid.

1. Laboratoorsed nõud: katseklaasid, klaaspulk, tehnilised kaalud ja vihid, mõõtsilinder, termomeeter, veejoapump, Büchneri lehter koos imipudeliga, klaaslehter, asbestvõrk, filterpaber, destillatsioonikolb, deflegmaator, jahuti koos voolikutega, allonž, vastuvõtja, statiiv klambrite ja rõngas- tega, klaasiviil, kapillaartoru, kummirõngad, pimeskivi- või kapillaari tükikesed, kork katseklaasi jaoks, 2 keeduklaasi & 100 ml, kolb & 100 ml, keeduklaas & 200 ml.

2. Reaktiivid. Tahked ained: tehniline veevaba  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , KJ, jood,  $\text{KMnO}_4$ , liiv.

### III. KEEMILINE EKVIVALENT JA SELLE MÄÄRAMINE.

Elemendi ekvivalendiks nimetatakse elemendi sellist kaalulist hulka, mis ühineb 1,008 kaaluosa vesiniku või 8 kaaluosa hapnikuga või asendab neid ühendeis.

Elemendi hulka grammides, mis on arvuliselt võrdne ekvivalendiga, nimetatakse gramm-ekvivalendiks.

Ekvivalendi mõiste kasutuselevõtmine võimaldas formuleerida ühe tähtsa seaduse, mida tuntakse ekvivalentide seaduse all ja sõnastatakse järgmiselt: elemendid ühinevad üksteisega oma ekvivalentidega võrdelistes kaalulistest hulkades.

Kui element moodustab ühendi vesiniku või hapnikuga, võib määrata tema ekvivalenti sellest ühendist nn. otsese meetodi järgi.

Kui element tõrjub välja vesiniku tema ühendeist, võib selle elemendi ekvivalenti määrata väljatõrjutud vesiniku hulga järgi nn. väljatõrjumismeetodiga (asendusmeetod).

Paljudel juhtudel elemendi ekvivalenti määratakse tema ühendeist teiste elementidega, kui element pole hapnik ega vesinik, mille ekvivalent on teada. Seda meetodit tuntakse kaudse meetodi nime all.

1. Metallid ekvivalendi määramine tema ühendeist  
hapnikuga (otsene meetod).

Paljud metallid reageerivad lämmastikhappegaga, moodustades nitraate. Enamik nitraate lagunevad kuumutamisel, andes metallioksüüdi, lämmastikoksüüdi ja hapniku. Kasutades toodud asjaolu, on kerge määrata metalli ekvivalenti.

Võetakse kuiv kaanega portselantiigel, mahuga üle 10 ml, viiakse kuumutamisel konstantse kaaluni ja kaalutakse see täpsusega 0,01 g. Tiiglissee kaalutakse 0,2-0,3 g määratava metalli laaste, täpsusega 0,01 g. Algul valatakse tiiglissee umbes 3 ml destilleeritud vett ja seejärel lisatakse pipetist tilgakausa kontsentreeritud  $\text{HNO}_3$ . Hapet lisatakse metalli täieliku lahustumiseni. Töö teostada tõmbekapis! Tiigel tekkinud nitraadi lahusega asetada asbestvõrgule ja ettevaatlikult aurustada lahust, vältides lahuse keemist. Kui vedelik on aurustunud, kuumutada tiiglit niiskuse täieliku eemaldamiseni. Seejärel asetada tiigel kolmurgale, sulgeda kaanega ja kuumutada põleti leegis. Aegajalt kergitada kaant, et eraldunud gaasid võiksid väljuda. Hiljem kui gaaside eraldumine nõrgeneb, kuumutada tiiglit tugeval tulel gaaside eraldumise täieliku lõppemiseni. Kuumutamise lõppedes eemaldada kaas ja lasta tiiglit eksikaatoris jahtuda. Peale jahtumist kaaluda tiigel koos kaanega ning veelkordselt kuumutada tiiglit, lasta uuesti jahtuda ning kaaluda. Kui tiiglit kaal on jäänud konstantseks, võib lugeda katse lõppenuks, vastasel korral aga tuleb kuumutamist korrata konstantse kaalu saavutamiseni.

Saadud andmeid arvutatakse metalli ekvivalent. Kui võetud metalli kaalutis tähistada  $E_1$ , saadud oksüüdi kaalutis  $E_2$ , siis metalliga ühinenud hapniku kaaluline hulk oleks  $E_2 - E_1$ . Kuna hapniku ekvivalent on 8, võime järgmisest võrdest arvutada metalli ekvivalenti:

$E_1$  kaaluosa metalli ühines  $E_2 - E_1$  kaaluosa hapnikuga  
 $E_{\text{met.}}$  " " " " 8 " " "

siit

$$E_{\text{met.}} = \frac{8 \cdot E_1}{E_2 - E_1}$$

## 2. Metalli ekvivalendi määramine väljatõrjutud vesiniku hulga järgi (väljatõrjumismeetod).

Metalli ekvivalendi määramiseks antud meetodil kasutatakse metalli reageerimist tavaliselt soolhappega. Katsel määratakse metalli poolt väljatõrjutud vesiniku ruumala, fikseeritakse katse temperatuur ja rõhk ning neist andmeist arvutatakse metalli ekvivalent.

Katseseadeldis koosneb kahest pikast torust, mis on omavahel ühendatud kummivoolikuga. Üks torudest on kalibreeritud milliliitrites ja ta on korgi ning vooliku abil ühendatud laiendiga katseklaasiga. Torud on täidetud veega.

Enne katse algust kontrollitakse seadeldise hermeetilisust. Peale kontrolli viiakse vee tasapind mõlemas torus ühele kõrgusele ja kinnitatakse torud statiivi külge. Seejärel märgitakse vee tasapind kalibreeritud torus täpsusega 0,05 ml.

Katseklaasi valatakse lehtri abil 3-4 ml soolhapet lahjenduses 1:3 nii, et katseklaasi ülemine osa jääks täiesti kuivaks.

Edasi kaalutakse juhendaja poolt määratud hulk metalli ja viiakse see ettevaatlikult katseklaasi laiendisse nii, et metalli tükikesed ei satuks happesse. Katseklaas suletakse tihedalt korgiga ja kallutatakse katseklaasi, kuni kõik metalli tükikesed langevad happesse. Reaktsiooni tulemusena tekivad vesinik tõrjub büretist välja vee.

Peale reaktsiooni lõppu lastakse katseklaasil jahtuda ja viiakse vesi mõlemas torus samale tasemele, lastes avatud otsaga toru allapoole. Märgitakse vedeliku tase kalibreeritud torus.

Saadud andmete alustel arvutatakse metalli ekvivalent. Arvutamisel on vajalik arvestada veeauru rõhku, kuna gaas koguti vee kohale. Metallide ekvivalendi määramisel võib tekkida viga, kui: 1) metallis oli lisandeid, mis happes ei lahustunud, 2) ei võeta arvesse veeauru rõhku, 3) seadeldis pole hermeetiline.

Arvutamisel tuleb viia vesiniku ruumala normaaltingimus-

tesse vastava valemi järgi<sup>1</sup>

$$v_0 = \frac{v \cdot (p-h) \cdot T_0}{p_0 \cdot T},$$

kus  $v_0$  = gaasi ruumala normaaltingimustes,

$v$  = katsel saadud gaasi ruumala,

$p_0$  = normaalrõhk (760 mm Hg),

$p$  = atmosfäärne rõhk katse ajal,

$T_0$  = 273°,

$T$  = katsetemperatuur absoluutse skaala järgi,

$h$  = küllastatud veeauru rõhk katsetemperatuuris.

$h$  suurus mitmesugustel temperatuuridel: (mm Hg)

$t^\circ$ ...	10°	12°	14°	16°	18°	19°	20°	21°	22°
$h$ ...	9,2	10,5	12,0	13,6	15,5	16,5	17,5	18,6	19,8

Saadud vesiniku ruumalast normaaltingimustes võime arvutada väljatõrjutud vesiniku kaalu, kuna 1 liiter vesinikku normaaltingimustes kaalub 0,899 g. Edasi koostame võrde nagu otsese määramise korral ning arvutame metalli ekvivalendi.

Saadud tulemust võrrelda teoreetilise ekvivalendi suurusega ning arvutada vee protsent valemi järgi:

$$\text{vea \%} = \frac{E_{\text{teor.}} - E_{\text{eksp.}}}{E_{\text{teor.}}} \cdot 100.$$

Töövahendid.

1. Laboratoorsed nõud: kaanega portselantiigel, kolmnurk, pipett, eksikaator, tiiglitangid, pipett, klaaslehter, 2 büretti, katseklaas laiendiga, kummivoolik, kummikork katseklaasile, tehnilised kaalud ja vihid.

2. Reaktiivid. a) lahused: kontsentreeritud HCl ja HNO<sub>3</sub>.

Ülesanded.

1. 3,5 grammis metallijodiidid on 1,9 g joodi. Leida metalli ekvivalent, teades, et joodi ekvivalent on 126,9.

<sup>1</sup> Tingimused on normaalsed, kui gaasi rõhk on 760 mm Hg-sammast ja temperatuur 0°C.

2. Lämmastikoksüüd sisaldab 25,93% lämmastikku. Leida lämmastiku ekvivalent.
3. 0,225 g metalli tõrjus välja 311,2 ml vesinikku 20°C ja 740 mm Hg-samba rõhu juures. Leida metalli ekvivalent.
4. Metall oksüüd sisaldab 47,06% hapnikku, sama metalli ühend broomiga sisaldab aga 89,88% broomi. Arvutada broomi ekvivalent.
5. 0,09 g metalli tõrjus hapest välja 48 ml vesinikku rõhul 770 mm Hg ja temperatuuril 17°C. Arvestada, et vesinik koguti vee peale. Arvutada metalli ekvivalent.
6. Liiter hapnikku kaalub 1,4 g. Mitu liitrit hapnikku kuulub 21 g magneesiumi põlemiseks, kui magneesiumi ekvivalent on 12.

#### IV. GAASI MOLEKULKAALU MÄÄRAMINE.

Molekulkaaluks nimetatakse arvu, mis näitab, mitu korda on antud liht- või liitaine molekul raskem  $\frac{1}{16}$  hapniku aatomi kaalust.

Gramm-molekuliks ehk mooliks nimetatakse aine hulka grammides, mis on arvuliselt võrdne molekulkaaluga.

Iga gaasilise aine või auru gramm-molekul võtab normaaltingimustes oma alla 22,4-liitrise ruumala, mida nimetatakse ka gaasi gramm-molekuli ruumalaks.

Gaasi ruumala viimiseks normaaltingimustesse kasutatakse Clapeyroni võrrandit

$$pv = \frac{p_0 v_0 \cdot T}{273} \quad (I) \quad \text{ehk} \quad v_0 = \frac{v \cdot p \cdot 273}{p_0 \cdot T},$$

kus  $p$  ja  $v$  on vastavalt gaasi rõhk ja ruumala katsetingimustes,  $p_0$  - normaalne rõhk,  $v_0$  - gaasi ruumala norm. tingimustes ja  $T$  - gaasi absoluutne temperatuur.

Valemi (I)  $\frac{p_0 \cdot v_0}{273}$  on gaasi gramm-molekuli puhul kindel suurus, mis tähistatakse  $R$  ja nimetatakse gaasi univertsalkonstandiks.  $R$  arvuline väärtus oleneb ühikutest, mil-

ledes väljendatakse rõhku ja ruumalat. Kui  $p_0$  on atmosfäärides ja  $v_0$  liitrites, siis

$$R = 0,082 \frac{\text{liiter.at.}}{\text{kraad}} .$$

Kui aga rõhk väljendatakse millimeetrites Hg-sammast ja ruumala milliliitrites, siis

$$R \approx 62400 \frac{\text{ml.mm Hg}}{\text{kraad}} .$$

Asetades  $R$  võrrandisse (I), saame Mendelejevi võrrandi, mis kehtib ühe mooli gaasi kohta

$$pv = RT \quad (\text{II}).$$

Kui on gaasilist ainet võetud  $n$  mooli, siis

$$pv = nRT \quad (\text{III}).$$

Gaasi moolide arv  $n$  võrdub aga gaasi kaal grammides  $m$  jagatud gramm-molekuli kaaluga  $M$ .

$$n = \frac{m}{M} .$$

Asetades  $n$  uue väärtuse valemisse (III), saame

$$pv = \frac{m}{M} \cdot RT,$$

siit

$$M = \frac{mRT}{pv} .$$

See valem võimaldab määrata molekulkaalu, kui on teada mingi gaasi ruumala  $v$ , kaal  $m$ , tema rõhk  $p$  ja temperatuur  $T$ .

Tavaliselt kasutatakse gaasilise aine molekulkaalu määramiseks tema suhtelist tihedust. Suhteline tihedus määratakse kas vesiniku või õhu suhtes. Molekulkaalu määramiseks kasutatavad valemid, mis on tuletatud Avogadro seaduse põhjal, on järgmised:

$$M = 2,016 D_H \approx 2 D_H ,$$

$$M = 28,99 D_{\text{õhk}} \approx 29 D_{\text{õhk}} .$$

## Ekspriimentaalne osa.

### Töö 1. Määrata süsihappegaasi molekulkhaal.

Katse käik: Kautsukkorgi ja kahe torukesega varustatud kuiv kolb koos kummitorude ja näpitsatega kaalutakse täpselt enne katsed. Kolvi kaalu koos õhuga märgime (a). Nüüd täidetakse kolb süsihappegaasiga ja kaalutakse jällegi täpselt (b). Edasi tuleb määrata kolvi ruumala, milleks täidetakse kolb veega kuni kummitorudel asuvate näpitsateni ja kaalutakse (k).

$$k - a = \text{vee kaal (= kolvi ruumala)}.$$

Kolvi ruumala tähistame - v. Andmetest on vajalikud veel katse temperatuur -  $t^{\circ}$  ja rõhk p.

Katseks vajaliku  $\text{CO}_2$  saame Kippi aparaadist, kus reageerib soolhape marmoril tükikestega. Süsihappegaasi puhastamiseks juhitakse tekkinud gaas esiteks läbi veega täidetud pesupudeli ja seejärel läbi kontsentreeritud väävelhappega täidetud pesupudeli. Mispärast? Et veenduda, kas kolb täielikult täitunud süsihappegaasiga, tuleb peale esimest kaalumist kolbi uuesti juhtida süsihappe gaasi ja seejärel uuesti kaaluda. Kui esimene ja teine kaalutis ühtuvad, on kolb täielikult täidetud.

Molekulkaalu arvutamiseks tuleb:

- 1) õhu ruumala kolvis (v) viia norm. tingimustesse;
- 2) arvutada kolvis oleva õhu kaal (c), teades, et 1 liiter õhku kaalub norm. tingimustes 1,29 g;
- 3) arvutada vesiniku kaal (d) kolvis, arvestades, et 1 l vesinikku kaalub norm. tingimustes 0,09 g;
- 4) määrata tühja kolvi kaal (a-c), lahutades õhuga täidetud kolvi kaalust õhu kaalu;
- 5) arvutada süsihappegaasi kaal (g) kolvis

$$g = b - (a-c);$$

- 6) arvutada süsihappegaasi tihedus vesiniku suhtes

$$D_H = \frac{g}{d};$$

7) arvutada süsihappegaasi molekulkaal

$$M = 2 D_H ;$$

Töövahendid.

1. Laboratoorsed nõud: Kippi aparaat süsihappegaasi saamiseks koos pesupudelitega, termomeeter, tehnilised kaalud ja vihid, liitrine kolb koos kummikorgiga, kummivoolikud, näpitsad.

Ülesanded.

1. 1 liiter gaasi normaaltingimustes kaalub 1,43 g. Kui suur on selle gaasi molekulkaal?
2. 1 liitri gaasi kaal 21°C ja 722 mm Hg rõhu korral on 2,52g. Kui suur on selle gaasi tihedus vesiniku suhtes ja tema molekulkaal?
3. Palju kaalub 300 liitrit süsihappegaasi -9°C ja 1,64 at rõhu korral?
4. Missugune rõhk on 10 liitril gaasil 30°C juures, kui selle gaasi rõhk 5-liitrisel ruumalal 27°C juures oli 740 mm Hg-sammast.
5. Arvutada 1 m<sup>3</sup> lämmastiku kaal 30°C ja 5 at rõhu juures.
6. Määrata gaasi molekulkaal, kui 6 g seda gaasi 27°C juures ja rõhul 3 at võtab oma alla ruumala 1,025 liitrit.

#### V. KEEMILISE REAKTSIOONI KIIRUS. KEEMILINE TASAKAAL.

Keemilise reaktsiooni kiirus.

Reaktsiooni kiiruse all mõistetakse reageerivate ainete kontsentratsioonide muutust ajaühikus.

Keemiliste reaktsioonide uurimisel selgus, et reaktsiooni kiirus sõltub reageerivate ainete iseloomust, kontsentratsioonist, temperatuurist ja katalüsaatori juuresolekust.

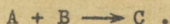
Kontsentratsiooniks nimetatakse aine hulka ruumalaühi-

kus ning tavaliselt väljendatakse kontsentratsiooni reaktsiooni kiiruse mõttmisel aine moolide arvuga 1 liitris.

Kõna ühesugustel tingimustel isesuguste reaktsioonide kiirused on erinevad, siis sõltub reaktsiooni kiirus reageerivate ainete keemilisest iseloomust. Selle näiteks võib tuua fluori reaktsiooni vesinikuga, mis toimub plahvatuslega juba pimedas, kuid kloori reageerimine vesinikuga kulgeb pimedas niivõrd aeglaselt, et seda reaktsiooni peaaegu ei märka.

Reageerivate ainete kontsentratsiooni mõju reaktsiooni kiirusele väljendab nn. massitoime seadus, mis sõnastatakse järgmiselt: keemilise reaktsiooni kiirus on võrdeline reageerivate ainete kontsentratsioonide korrutisega.

Kui aine A, reageerides ainega B, annab aine C, väljendame reaktsiooni võrrandiga



Antud juhul aine A ja B reageerimisel võib reaktsiooni kiirust väljendada võrrandiga:

$$v = k [A] \cdot [B],$$

kus k on reaktsiooni kiiruse konstant ja oleneb reageerivate ainete iseloomust ja reaktsiooni tingimustest. [A] ja [B] on ainete molaarsed kontsentratsioonid. Kui [A] = [B] = 1, siis k on arvuliselt võrdne reaktsiooni kiirusega.

Temperatuuri mõju reaktsiooni kiirusele iseloomustab seaduspärasus, et temperatuuri tõstmisel 10°C võrra, suureneb reaktsiooni kiirus 2-4 korda. Näitena võiks siin tuua hapniku- ja vesinikuvahelise reaktsiooni, mille tagajärjel tekib vesi märgatavas koguses hariliku toatemperatuuri juures miljardi aasta pärast. 400°C juures aga kulgeb sama reaktsioon 80 päeva, 500°C juures 2 tundi. 600-700°C juures toimub silmapilkne plahvatus vee tekkega.

Teguriks, mis avaldab suurt mõju reaktsiooni kiirusele on katalüsaatori juuresolek. Tavaliselt avaldub katalüsaatori mõju reaktsiooni kiirendamises. Mõningatel juhtudel võivad katalüsaatorid suurendada reaktsiooni kiirust 1000 ja enam kordi.

## Keemiline tasakaal.

Pöörduvad on reaktsioonid, mis kulgevad samaaegselt kahes vastupidises suunas, pöörduvad, mis kulgevad praktiliselt lõpuni ühes suunas. Enamik reaktsioone on pöörduvad ja üldine võrrand oleks



Kui tähistada otsesuunalise reaktsiooni kiirus  $v_1$  ja vastassuunalise reaktsiooni kiirus  $v_2$ , võime kirjutada reaktsioonide kiiruste võrrandid:

$$v_1 = k_1 [A] \cdot [B]$$

$$v_2 = k_2 [C] \cdot [D],$$

kus  $[A]$ ,  $[B]$ ,  $[C]$ , ja  $[D]$  on ainete molaarsed kontsentratsioonid.

Tasakaalu puhul on otse- ja vastassuunalise reaktsiooni kiirused võrdsed  $v_1 = v_2$ , seega ka

$$k_1 [A] \cdot [B] = k_2 [C] \cdot [D].$$

Kui jagame esimese kiiruse konstandi teisega, saame

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}.$$

Kahe konstandi suhe on aga samuti konstant, järelikult

$$K = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}.$$

Saame keemilise tasakaalu konstandi  $K$ , mis väljendab reaktsiooni tasakaalu kontsentratsioonide korrutiste suhet.

Keemilist tasakaalu võib nihutada meile soovitavas suunas, kui muuta süsteemi tasakaalu tingimusi: rõhku, temperatuuri või ainete kontsentratsiooni. Keemilise tasakaalu nihkumise määrab Le Chatelier printsiip.

Kui muuta ühte neist tingimustest, millel süsteem on keemilises tasakaalus, näiteks temperatuuri, rõhku või kontsentratsiooni, siis nihkub tasakaal selle reaktsiooni suunas, mis toimub vastu tekitatud muutusele.

## Eksperimentaalne osa.

Töö 1. Kontsentratsiooni mõju reaktsiooni kiirusele.

Katseklaasi valada  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  lahust ja lisada sellele vähe  $\text{H}_2\text{SO}_4$  lahust. Mõne aja möödudes muutub lahus häguseks, mis on tingitud vaba väävlil eraldumisest. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse läbiviimiseks võtta 6 puhast katseklaasi, kolme neist mõõta pipetiga 3 ml 2-%list  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , ülejäänud kolme aga mõõta puhta pipetiga järgmistes vahekordades 2-%list  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  lahust ja destilleeritud vett: esimesse 3 ml  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  lahust + 6 ml  $\text{H}_2\text{O}$ ; teise 6 ml  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  lahust + 3 ml  $\text{H}_2\text{O}$  ja kolmandasse 9 ml  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  lahust.

Edasi valada üks happelahus esimesse  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  lahusesse, loksutada segi ja käivitada stopper. Jälgida tähelepanelikult häo teket ja fikseerida aeg sekundites. Sama operatsiooni korrata ka teise ja kolmanda katseklaaside paariga.

Saadud andmete alusel koostada tabel ja teha katsest järeldused.

Töö 2. Reaktsiooni kiiruse sõltuvus temperatuurist.

Esimesse kolme katseklaasi valada igaühesse 10 ml  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  lahust, teise kolme katseklaasi igaühesse 10 ml  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Võtta katseklaas  $\text{H}_2\text{SO}_4$  lahusega ja valada see ühte  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  lahusesse ning loksutada. Märkida mitme sekundi pärast ilmub hägu ning fikseerida katsetemperatuur.

Edasi võtta teine paar katseklaase, asetada need veega täidetud keeduklaasi, mida soojendada põletiga asbestvõrgul. Kui temperatuur on tõusnud  $10^\circ$  võrra kõrgemale esimese katse temperatuurist, valada mõlemad lahused kokku, loksutada ning jälgida mitme sekundi pärast ilmub hägu.

Sama korrata ka kolmanda katseklaaside paariga, soojendades neid enne kokkuvalamist  $20^\circ$  kõrgema temperatuurini kui esimesel katsel.

Koostada vastav tabel ja teha katsest järeldused.

Töö 3. Katalüsaatori mõju reaktsiooni kiirusele.

Valada kahte katseklaasi indigokarmini lahjendatud la-

hust. Ühte neist katseklaasidest lisada mõni tilk  $\text{FeCl}_3$  lahust. Seejärel lisada mõlemasse katseklaasi vesinikuühlihapendi lahust. Jälgida mõlemas katseklaasis värvuse kadumise momenti. Teha katsest järeldused.

Töö 4. Keemilise tasakaalu nihkumine.

5 ml-le 0,01 M  $\text{FeCl}_3$  lahusele lisada 5 ml 0,01 M KSCN (kaaliumrodaniidi) lahust. Tekib intensiivse punase värvusega lahus moodustunud  $\text{Fe}(\text{SCN})_3$  tõttu. Kirjutada selle pöörduva reaktsiooni võrrand. Jagada saadud lahus võrdselt 4 katseklaasi. Esimene katseklaas jätta võrdluseks. Teise lisada veidi kontsentreeritud  $\text{FeCl}_3$  lahust, kolmandasse kontsentreeritud KSCN lahust ja neljandasse vähe kristalset KCl.

Võrrelda katseklaasides lahuste värvusi ja teha järeldused.

#### Töövahendid.

1. Laboratoorsed nõud: katseklaasid statiiviga, asbestvõrk, termomeeter, metallstatiiv rõngaga, keeduklaas 300-500 ml, stopper, 2 pipetti 4 40 ml.

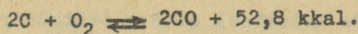
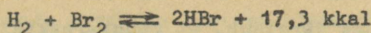
2. Reaktiivid a) lahused: 2-%-line  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 2-%-line  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , lahj.  $\text{FeCl}_3$ , lahj.  $\text{H}_2\text{O}_2$ , lahj. indigokarmiin, 0,01 M  $\text{FeCl}_3$ , 0,01 M KSCN, konts.  $\text{FeCl}_3$ , konts. KSCN;

b) tahked ained: KCl.

#### Ülesanded.

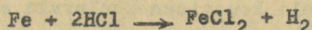
1. Millised tingimused on vajalikud, et reaktsioonil  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} - 43,06 \text{ kkal}$  oleks NO saagis maksimaalne?
2. Arvutada, mitu korda muutub keemilise reaktsiooni kiirus, kui ühe reageeriva aine kontsentratsiooni suurendada 3 korda ja teisel 4 korda.
3. Arvutada, kuidas muutub reaktsiooni kiirus, kui ühe reageeriva aine kontsentratsiooni suurendada 3 korda, kuid temperatuuri alandada  $20^\circ$  võrra.
4. Millises suunas nihkub tasakaal allpool toodud võrrandi-

tes, kui suurendada rõhku ja tõsta temperatuuri?



## VI. REDUTSEERUMIS-OKSÜDEERUMISREAKTSIOONID.

Niisuguseid reaktsioone, kus ühed molekulid, aatomid või ioonid loovutavad elektrone ja teised vastavad osakesed omastavad need elektronid, nimetatakse redutseerumis-oksüdeerumisreaktsioonideks (lühidalt tavaliselt redoksreaktsioonideks). Seega redoksreaktsioonide tunnuseks on reageerivate ühendite koostisse kuuluvate mõnede elementide valentsi muutumine. Näiteks reaktsioonis



muutus raud nullvalentsest positiivselt kahevalentseks ja vesinik positiivselt ühevalentsest nullvalentseks. Järelikult on esitatud reaktsioon redoksreaktsioon.

Oksüdeerumiseks (hapendumiseks) nimetatakse molekulide, aatomite või ioonide poolt elektronide loovutamist ja redutseerumiseks (taandumiseks) vastavalt elektronide omastamist. Oksüdeerijateks on seega need ioonid, aatomid või molekulid, mis reaktsioonis omastavad elektrone. Tüüpilised oksüdeerijad on näiteks  $\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Pb}^{4+}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{HNO}_3$  jt. Redutseerijad on vastandina oksüdeerijatele niisugused ioonid, aatomid või molekulid, mis loovutavad elektrone. Tunnumad redutseerijad on näiteks  $\text{H}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{J}^-$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{C}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CO}$ . Oksüdeerumisel väheneb negatiivne või suureneb positiivne valents, taandumisel aga suureneb negatiivne või väheneb positiivne valents.

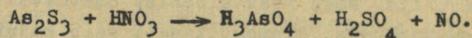
Oksüdeerumisega kaasneb ühes ja samas reaktsioonis alati redutseerumine, kuna redutseerija poolt loovutatud elektronid omastab oksüdeerija, sest reaktsioonist osavõttev elektronide üldarv jääb muutumatuks. Skemaatiliselt võib kujutada vahet vahel oksüdeerija ja redutseerija vahel järgmiselt:

redutseerija  $\rightleftharpoons$  oksüdeerija + elektron.

Eespool toodust järeldub, et redoksreaktsioonide võrrandites koefitsientide leidmisel ei saa lähtuda reageerivate elementide aatomite formaalsest arvulisest võrdsustamisest, vaid aluseks tuleb võtta oksüdeerijate poolt omastatud ja redutseerijate poolt loovutatud elektronide arvu võrdustamine.

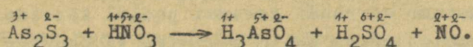
Nagu tavalistegi reaktsioonide korral peab ka redoksreaktsioonis eelkõige teadma lähte- ja lõppainete keemilisi valemeid ja siis kirjutatakse välja reaktsioonivõrrand ilma koefitsientideta. Seejärel määratakse reageerivate ühendite koostisse kuuluvate elementide valentsid ja tehakse kindlaks, millised elemendid on redutseerunud ja oksüdeerunud. Valentside määramisel lähtutakse molekuli kui terviku elektroneutraalsusest ja molekuli koostisse kuuluvaid elemente vaadeldakse elementaarsete negatiivsete või positiivsete ioonidena. Valentside määramisel tuleb silmas pidada, et metallid omavad alati positiivset valentsi, vesinik on alati positiivselt 1-valentne (välja arvatud hüdriidid, kus vesinik on negatiivselt 1-valentne, näiteks LiH, CaH<sub>2</sub>), hapnik aga negatiivselt kahevalentne (välja arvatud ühendis F<sub>2</sub>O, kus hapnik on positiivselt 1-valentne ja peroksüüdides, kus hapnik on formaalselt negatiivselt 1-valentne). Võib esineda juhtum, kus esitatud kaalutluste alusel mõnel elemendil tuleb valents suurem kui 8 (näiteks ühendis CrO<sub>5</sub> on Cr +10-valentne). Niisugused juhtumid on seletatavad asjaoluga, et valentside määramisel lähtuti ainult hapniku ja vesiniku valentsidest kui kindlatest suurustest ja ei arvestatud vastava ühendi konkreetset struktuuri. Elemendi tõeline valents on aga alati määratud ühendi struktuuriga. Seetõttu nimetatakse ka ülalkirjeldatud viisil määratud valentse formaalseteks.

Vaatleme näitena koefitsientide leidmist järgmises redoksreaktsioonis:

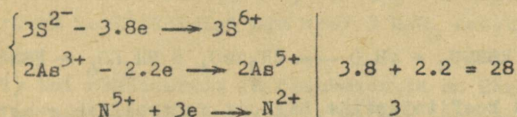


1. Määrame reageerivate ainete koostisse kuuluvate ele-

mentide valentsid enne ja pärast reaktsiooni ja valentside väärtused kirjutame arvudena vastava elemendi kohale:

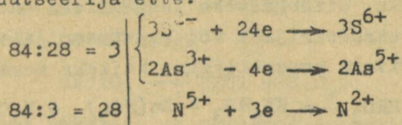


Siit nähtub, et valentse on muutnud elemendid As, S ja N. üks S aatom<sup>1</sup> on ära andnud 8, üks As aatom aga 2 elektroni, kuna üks N aatom on juurde võtnud 3 elektroni. As ja S on oksüdeerunud, N aga redutseerunud. (Tavaliselt märgitakse elemendi sümboli kohale ainult nende aatomite valentsid, mis oksüdeeruvad või redutseeruvad, ülejäänud jäetakse märkimata). Leiame loovutatud ja omastatud elektronide arvu järgmises elektronides võrrandis;

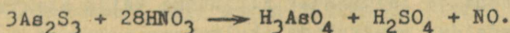


As<sub>2</sub>S<sub>3</sub> molekul tervikuna loovutab 28 elektroni, üks HNO<sub>3</sub> molekul võtab vastu 3 elektroni. Kuna redutseerijate (As<sub>2</sub>S<sub>3</sub>) poolt loovutatud elektronide arv peab võrduma oksüdeerija (HNO<sub>3</sub>) poolt omastatud elektronide arvuga, siis leiame vastavate arvude, s.o. 28 ja 3, väikseima ühiskordse, mis on 3.28 = 84.

2. Leiame väikseima ühiskordse abil koefitsiendid oksüdeerija ja redutseerija ette:



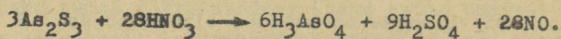
ja kirjutame need koefitsiendid lähtevõrrandisse vastavate ühendite ette



1 Lühiduse mõttes siinkohal ja edaspidi nimetame mingi ühendi koostisse kuuluvaid elemente vastavalt aatomeiks, kuigi sisuliselt pole niisugune aatomi mõiste tarvitamine õigustatud.

Oleme kindlaks määranud reaktsioonist osavõtivate redutseerijate ja oksüdeerijate aatomite arvu.

3. Võrdsustame võrrandi paremal poolel kõikide teiste elementide aatomite arvud peale vesiniku ja hapniku.



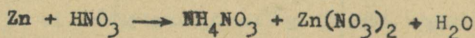
4. Et aga enamik redoksreaktsioone toimub vesilahustes, siis vesi võib redoksreaktsioonist osa võtta või moodustuda redoksreaktsioonis ja edasi määramegi reaktsioonist osavõtva vee molekulide arvu võrrandi vasakul ja paremal pool olevate vesiniku aatomite arvu järgi. Võrrandi paremal pool on  $6 \cdot 3 + 9 \cdot 2 = 36$ , vasakul pool aga 28 vesiniku aatomit. Järelikult peab reaktsionist osa võtma lähteinena veel  $(36-28):2=4$  molekuli vett



5. Leitud koefitsientide õigsust kontrollime reaktsiooni astuvate ja reaktsioonist väljuvate hapniku aatomite arvu kaudu.

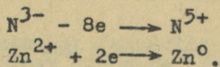
Esitatud meetodika on rakendatav enamikes redoksreaktsioonide võrrandis ja koefitsientide leidmisega alustatakse võrrandi vasakult poolelt. Alljärgnevatel juhtudel on aga sobivam alustada koefitsientide leidmist reaktsioonivõrrandi paremalt poolelt, vaadeldes mõttes reaktsiooni nagu paremalt vasakule kulgevana. Niisugusteks juhtumiteks on:

1) kui osa oksüdeerijast või redutseerijast kulutatakse ühinemiseks tekkivate produktidega. Näiteks reaktsioonis

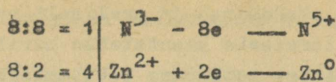


iga molekuli  $\text{HNO}_3$ -oksideerija kohta kulutatakse veel lisaks  $\text{HNO}_3$  molekulile soolade  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  ja  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  moodustamiseks.

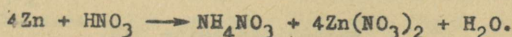
Koefitsientide leidmiseks kirjutame välja elektroonse võrrandi, vaadeldes reaktsiooni kulgevana paremalt vasakule



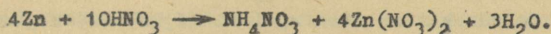
Väikseim ühiskordne on 8, vastavad koefitsiendid on seega



ja paigutades need reaktsiooni võrrandisse, saame

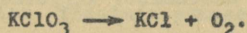


Võrdsustame nüüd N aatomite arvu võrrandi mõlemal poolel - paremal on neid 10, järelikult ka vasakul peab N aatomeid olema 10, edasi H aatomite arvude võrdlemisel ilmneb, et reaktsiooni tulemusena peab veel moodustuma 3 molekuli vett. Seega

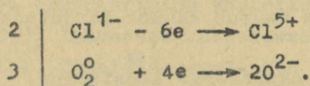


Esitatud näitest ilmneb, et peale ühe molekuli  $\text{HNO}_3$ -oksüdeerija võtab reaktsioonist osa veel 9  $\text{HNO}_3$  molekuli kui soolatekitajat.

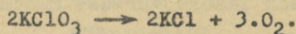
2) kui oksüdeerija ja redutseerija on ühes ja samas molekulis. Sellesse gruppi kuulub enamik lagunemisreaktsioone. Näiteks hapniku saamisel bertollee soolast esineb reaktsioon



Kirjutame välja elektroonse võrrandi ja leiame vastavad koeffitsiendid

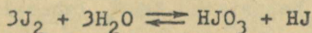


Reaktsiooni võrrand on seega



Tuleb veel märkida, et paljudel juhtumitel redoksprotsessi loomus sõltub reaktsioonikeskkonna happelisusest ning mitmed oksüdeerijad ja redutseerijad omavad neile iseloomulikke redoksomadusi vaid antud keskkonna reaktsiooni korral.

Näiteks reaktsioon



aluselises keskkonnas kulgeb vasakult paremale, happelises keskkonnas aga paremalt vasakule (Esitatud näide kuulub nn. autoreduktsioonide rühma, kus üks ja sama element reakt-

sioonis osaliselt oksüdeerub ja osaliselt redutseerub). Hap-  
pelise keskkonna loomiseks kasutatakse harilikult lahjendatud  
väävelhapet, aluselise keskkonna tekitamiseks aga NaOH või  
KOH lahust.

#### Eksperimentaalne osa.

Katse 1.  $\text{HNO}_2$  redoksomadused.

a. 2-3 ml väävelhappega hapustatud  $\text{KMnO}_4$  lahusele lisa-  
da mõni ml  $\text{NaNO}_2$  lahust. Kohe toimub vedeliku värvistumine.  
Kirjutada reaktsiooni võrrand.

b. Valada katseklaasi mõni ml KJ lahust, hapustada seda  
lahjendatud  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ja lisada seejärel veidi  $\text{NaNO}_2$  lahust. Tä-  
heldada vaba joodi eraldumist, mida saab tõestada mõne tilga  
tärglise lahuse lisamisega. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse 2.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  redutseerimine sulfitiga.

Katseklaasi valatakse veidi väävelhappega hapustatud  
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  lahust ja lisatakse siis liias  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  lahust. Kohe  
toimub lahuse värvuse muutumine. Kirjutada reaktsiooni võr-  
rand.

Katse 3.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  redutseerimine väävelvesinikuga.

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  lahus hapustada lahjendatud  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -ga ja lisada  
 $\text{H}_2\text{S}$  vett. Milliseks muutub lahus? Kirjutada reaktsiooni võr-  
rand.

Katse 4.  $\text{H}_2\text{O}_2$  oksüdeeriv laostumine.

a.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -ga hapustatud KJ lahusele lisada mõni tilk  
 $\text{H}_2\text{O}_2$  lahust. Tähdeldada lahuse värvuse muutust. Kirjutada  
reaktsiooni võrrand.

b. Katseklaasis 2-3 ml kroommaarjase lahusele lisada  
leelise lahust esialgu moodustuva sademe lahustumiseni. See-  
järel valada katseklaasi veidi  $\text{H}_2\text{O}_2$  lahust. Tähdeldada esine-  
vat värvi muutust. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse 5.  $\text{H}_2\text{O}_2$  redutseeriv laostumine.

Väävelhappega hapustatud  $\text{KMnO}_4$  lahusele lisada natuke  
 $\text{H}_2\text{O}_2$  lahust. Missuguseks muutub lahus? Eralduva gaasi tões-  
tamiseks kasutada hõõguvat pirdu. Kirjutada reaktsiooni võr-

rand ja vesinikülihapendi oksüdeeriva ja redutseeriva laostumise skeemid.

Katse 6. Elavhõbeda soola redutseerimine.

$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  lahusele valada veidi tina(II)kloriidi ( $\text{SnCl}_2$ ) lahust. Täheleda valge sademe - kalomeli ( $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ ) moodustumist. Kirjutada reaktsiooni võrrand! Nüüd lisada liias tina(II)kloriidi lahust. Moodustub metalse elavhõbeda must sade. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse 7.  $\text{KMnO}_4$  redutseerumise olenevus keskkonnast.

Võtta 3 katseklaasi  $\text{KMnO}_4$  lahust. Esimesse katseklaasi lisada veidi vävelhappe lahust, teise vett ja kolmandasse  $\text{NaOH}$  lahust. Lisada seejärel igasse katseklaasi  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  lahust. Täheleda, mis toimub erinevates katseklaasides. Kirjutada reaktsiooni võrrandid.

Katse 8.  $\text{FeCl}_3$  redutseerimine vävelvesinikuga.

$\text{FeCl}_3$  lahusele katseklaasis juhtida vävelvesiniku Kippi aparaadist  $\text{H}_2\text{S}$  vool. Täheleda lahuse hägustumist väljasadenäva vävli tõttu. Tõestada punase veresoola  $\text{K}_3/\text{Fe}(\text{CN})_6/$  abil  $\text{Fe}^{2+}$ -ioonide esinemist lahuses. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse 9.  $\text{PbS}$  oksüdeerimine vesinikülihapendiga.

1-2 ml  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  lahusesse katseklaasis juhtida Kippi aparaadist  $\text{H}_2\text{S}$  vool. Täheleda musta  $\text{PbS}$  teket. Seejärel liisada vedelikule katseklaasis  $\text{H}_2\text{O}_2$  lahust kuni sade muutub valgeks. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Tõõvahendid.

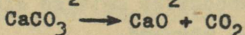
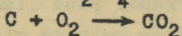
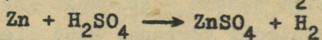
1. Laboratoorsed nõud: katseklaasid, püürud,  $\text{H}_2\text{S}$ -saamise Kippi aparaat.
2. Reaktiivid:

lahused:

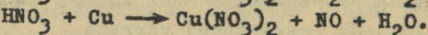
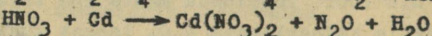
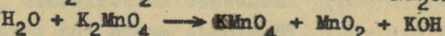
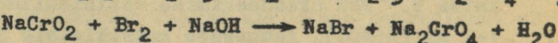
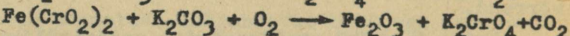
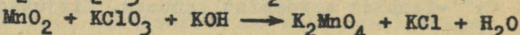
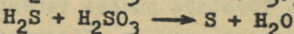
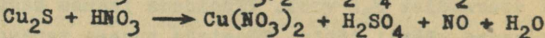
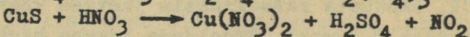
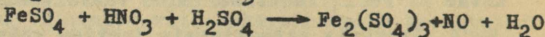
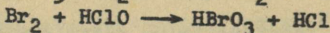
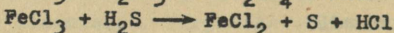
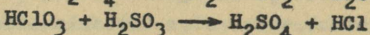
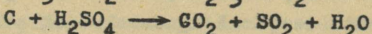
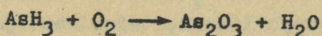
lahjendatud  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  
 $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ -vesi,  $\text{KJ}$ , 3%  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{SnCl}_2$ ,  
 $\text{NaOH}$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{K}_3/\text{Fe}(\text{CN})_6/$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$ ,  
tähtlis.

## Ülesanded.

1. Missugused allpool esitatud reaktsioonidest on redoksreaktsioonid:



2. Leida koefitsiendid järgmistes võrrandites:



## VII. LAHUSED.

Lahused on homogeenised süsteemid, mis koosnevad kahest või enamast komponendist, mille suhtelised hulgad võivad muuta üsna laiades piirides.

Iga lahus koosneb lahustatud aineist ja lahustist, milles lahustatud aine on ühtlaselt jaotatud.

Lahused, oleneades lahustatud aine kontsentratsioonist,

võivad olla küllastamata, küllastatud ja üleküllastatud.

Küllastatud lahused on niisugused lahused, milles lahustumatu aine (sade) on tasakaalus lahusega antud temperatuuril. Aine lahustumist mõõdetakse küllastatud lahuse kontsentratsiooniga antud temperatuuril. Seda kontsentratsiooni väljendatakse lahustunud aine grammide arvuga, mis sisaldub 100 grammis lahustis või lahuses.

Kui lahuse kontsentratsioon antud temperatuuril on väiksem küllastatud lahuse kontsentratsioonist, nimetatakse lahust küllastamatuks, on lahuse kontsentratsioon suurem, nimetatakse lahust üleküllastatuks.

Lahustumisel lahustuva aine aatomid, molekulid või ioonid moodustavad väga sageli lahusti molekulidega erilised, enam või vähem püsivad ühendid, mida nimetatakse solvaatideks. Kui lahustiks on vesi, kannavad need nimetust - hüdraadid.

Sageli on vee molekulid seotud lahustunud aine osakeste-ga nii tugevasti, et lahusest eraldumisel jääb vesi kristallide koostisse. Niisugust vett nimetatakse kristallisatsiooniveeks ja kristallilisi moodustisi - kristallhüdraatideks.

Ainete lahustumisega kaasub kas soojuse eraldumine (positiivne soojusefekt) või soojuse neeldumine (negatiivne soojusefekt). Tahke aine lahustumisel toimub tema kristallvõre lagunemine ja molekulide (või ioonide) jaotumine kogu lahustis, mis nõuab energiakulu. Seepärast peaks igasuguse lahustumisega kaasnema soojuse neeldumine. Mõningatel juhtudel täheldatakse aga vastupidist efekti. See näitab, et üheaegselt lahustumisega toimub mingi keemiline reaktsioon lahusti ja lahustuva aine vahel, mille puhul eraldub enam soojust, kui seda kulub kristallvõre lagundamiseks.

Paljude tahkete ainete lahustuvus suureneb temperatuuri tõusuga. Lahustuvuse näitlikuks kujutamiseks koostatakse tavaliselt graafik, mis näitab lahustuvuse sõltuvust temperatuurist.

## Eksperimentaalne osa.

Katse 1. Difusiooni osa lahustumisprotsessis.

Väike  $\text{KMnO}_4$  kristallike kleebitakse vahaga puupirru keskohta, täidetakse katseklaas ääreni veega ja asetatakse pirru küljes olev kristallike nii, et ta puutuks kokku veega. Jälgida ja kirjeldada toimuvat nähtust.

Katse 2. Lahustumissoojus.

Kahte katseklaasi valada vett umbes  $\frac{1}{3}$  katseklaasi mahust ja mõõta vee temperatuur. Esimesse katseklaasi puistata 2-3 g tahket  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , segada ettevaatlikult termomeetriga ja märkida madalaim temperatuur. Teise katseklaasi asetada mõni tükk tahket  $\text{KOH}$  või  $\text{NaOH}$ , segada ja märkida kõrgeim temperatuur. Millised soojusefektid esinevad antud katsetel ja anda põhjendus.

Katse 3. Solvaadi moodustumise olenevus lahustist.

Kuumutada katseklaasis väikest joodi kristallikest ja jälgida, milline on joodi molekulide värvus aurus.

Võtta ühte katseklaasi 1-2 ml kloroformi või bensooli ja teise 1-2 ml etanooli ning lisada kumbagi katseklaasi väike kristallike joodi. Missuguse värvusega on moodustunud lahused ja selgitada katse tulemusi.

Katse 4. Kristallhüdraatide omadused.

Kuumutada kuivas katseklaasis  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  kristalle. Selleks kinnitada katseklaas statiivile nii, et katseklaasi põhi oleks veidi kõrgemal avast. Jälgida katse kulgu. Kui kristallide värvus muutub, lõpetada kuumutamine. Lasta katseklaas täielikult jahtuda ja siis lisada 2-3 tilka vett. Pöörata tähelepanu soojusefektile ja värvuse muutumisele. Kirjutada reaktsiooni võrrand ja selgitada katset.

Katse 5. Uleküllastatud lahused.

a. 5 g tahkele  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  katseklaasis lisada 3 ml  $\text{H}_2\text{O}$  ja soojendada soola lahustumiseni. Sulgeda seejärel katseklaasi ava vatiga ja asetada katseklaas jahedasse vette. Kui lahuse on jahtunud, heita katseklaasi  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  kristallike. Jälgida

kristallide teket. Pöörata tähelepanu soojuse eraldamisele.

b. Soojendada katseklaasis vähe kristalset  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Kristallid sulavad  $48^\circ\text{C}$  juures ja moodustavad lahuse oma kristallisatsioonil vees. Saadud lahust jahutada ettevaatlikult kraaniveega ja seejärel heita lahusesse  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  kristallike. Kogu vedelik muutub kristalseks massiks ja eraldub soojus.

Seejärel sulatada tekkinud kristallid uuesti, jahutada katseklaasi veega ning hõõruda katseklaasi seinu seestpoolt klaaspulgaga. Jälgida kristallide teket.

Katse 6. Soolade lahustuvuse sõltuvuse temperatuurist.

Katseklaasi puistata 5 g tahket  $\text{KNO}_3$  ja lisada 5-6 ml vett. Veenduda, et võetud  $\text{KNO}_3$  hulk antud vee hulgas ei lahustu. Nüüd soojendada katseklaasi kogu soola lahustumiseni. Seejärel jahutada katseklaasi ja uuesti langevad välja kristallid. Katsest teha järeldused  $\text{KNO}_3$  lahustumise kohta külmas ja soojas vees.

Katse 7. Soola lahustuvuse määramine.

Kaaluda tehnilistel kaaludel 3 g pulbristatud  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  ja lahustada soojendamisel 15 ml-s vees, loksutades kolvi sisu. Nüüd jahutada lahus  $25^\circ$ -ni. Kuidas nimetame saadud lahust? Selge lahus dekanteerida sademelt ja kontrollida lahuse temperatuuri.

Kaalutud portselankaussi mõõta pipetiga 10 ml saadud lahust. Kaaluda kauss koos lahusega. Kuumutada kaussi ettevaatlikult asbestvõrgul, kuni vesi on aurustunud, lasta siis jahtuda eksikaatoris ja kaaluda.

Kerrata sama katset, kuid võtta 6 g  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  ja lahustada 15 ml-s vees soojendamisel. Jahutada kuni  $50^\circ\text{C}$ .

Katse andmete alusel arvutada:

- aurutamiseks võetud lahuse kaal,
- lahuses sisaldunud soola kaal,
- lahuses sisaldunud vee kaal,
- võetud lahuse ruumala,
- kaaliumdikromaadi lahustuvus  $25^\circ$  ja  $50^\circ$  temperatuuril grammides 100 grammis vees, grammides 100 gram-

mis lahuses ja grammides 1000 ml-s lahuses.

Tabeli andmetel joonistada  $K_2Cr_2O_7$  lahustuvuskõver, testikus kontsentratsioon-temperatuur määrata kõveral  $K_2Cr_2O_7$  lahustuvus katsetemperatuuridel ja võrrelda neid katsetel saadud suurustega.

Katse 8. Vedeliku lahustuvus vees.

a. Valada katseklaasi 2 ml glütseriini ja lisada ettevaatlikult mõnda katseklaasi seina samapalju vett. Moodustub kaks kihti. Seejärel segada vedelikud ja jälgida nende täielikku lahustumist.

b. Valada jaotuslehtrisse 4 ml vett ja samapalju eetrit. Hoiduda eemale tulest! Plahvatusoht! Sulgeda lehter korgiga, segada vedelikud loksutamise ja jätta seisma. Tekib 2 kihti: ülemine kiht on vee lahus eetris, alumine eetri lahus vees. Avada kork ja lasta alumine kiht katseklaasi. Järelejäänud eetri kiht valada lehtri ülemise ava kaudu kuiva katseklaasi.

Eetri manulust vee kihis võib tõestada, soojendades vedelikku ja süüdates põleva pürruga eralduvaid eetri aure. Teises katseklaasis olevale eetrile lisada veevaba  $CuSO_4$ . Toimub vasksulfaadi siniseks muutumine kristallhüdraadi tekke tõttu, mis viitab vee olemasolule eetris. Tähelepanu! Katsetel mitte vahetada katseklaase ja süüdata vee lahust eetris!

Teha järeldused katsest vedelike vastastikuse lahustumise kohta.

Katse 9. Vedeliku lahustuvuse sõltuvus temperatuurist.

Katseklaasis olevale vähesele hulgale fenoolile lisada samasuur ruumala vett. Katseklaasi sisu segada loksutamise ja jätta seisma. Tekib kaks kihti. Asetada katseklaas veega täidetud keeduklaasi ja soojendada aeglaselt asbestvõrgul. Katseklaasi aegajalt loksutada. Märkida temperatuur, mille juures kaob kihtide piir ja kogu vedelik muutub läbipaistvaks. Jahtumisel muutub lahus uuesti häguseks emulsiooni tekke tõttu ja hiljem toimub vedelike kihistumine. Teha järeldused fenooli lahustuvuse kohta vees olenevalt temperatuurist.

Katse 10. Ruumala muutumine lahustumisel.

a. Naatriumkloriidi lahustumine. Kaaluda 21 g NaCl. Kasutades erikaalude tabelit, arvutada, missuguse ruumala võtab oma alla antud soola hulk. Valada 90 ml vett 100-milliliitrisesse mõõtsilindrisse ja viia sellesse klaaspulk ja termomeeter. Fikseerida vee nivoo ja temperatuur silindris. Tähelepanelikult puistata soola kaalutis kuiva leetri abil silindrisse nii, et sool ei satuks seintele. Segada klaaspulgaga kuni soola täieliku lahustumiseni. Kui lahus omandab toatemperatuuri, fikseerida vedeliku ruumala.

b. Ammooniumkloriidi lahustumine vees. Kaaluda 21 g  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , arvutada tema ruumala ja lahustada 150 ml-s vees, toimides analoogiliselt eelmisele katsele. Fikseerida saadud lahuse ruumala.

#### Tõõvahendid.

1. Laboratoorsed nõud: termomeeter, pipett, klaaspulk, uhmer koos nuiaga, kolb 50-100 ml, 2 portsalankaussi, jaotuslehter 100 ml, keeduklaas 200 ml, mõõtsilinder 100 ml, mõõtsilinder 200 ml, lehter, puupirrud.
2. Reaktiivid. a) lahused: kloroform või bensool, etanool, glütseriin, eeter. b) tahked ained: parafiin,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , KOH või NaOH, jood,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaCH}_3\text{COO}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , veevaba  $\text{CuSO}_4$ , fenool, NaCl,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

#### VIII. LAHUSTE KONTSENTRATSIOONID JA NENDE MÄÄRAMINE.

Lahuse kontsentratsiooniks nimetatakse lahustatud aine kaalulist või ruumalalist hulka, mis sisaldub kindlas lahuse või lahusti kaalulises või ruumalalises hulgas.

Kui lahustatud aine hulk arvutatakse lahuse või lahusti kindla kaalulise hulga kohta, siis nimetatakse kontsentratsiooni kaaluliseks, arvutatakse aga lahuse või lahusti ruumala kohta, siis ruumalaliseks.

Lahuste kontsentratsioone väljendatakse tavaliselt protsentides, molaarsuses, normaalsuses ja molaalsuses, kuid ka-

utatakse tihti ka tiitrit ja erikaalu.

Protsentuaalne kontsentratsioon väljendab lahustatud aine hulka grammides 100-s grammis lahuses.

Molaarne kontsentratsioon (c) väljendab lahustatud aine moolide arvu 1000 ml-s lahuses.

Normaalne kontsentratsioon (n) väljendab lahustatud aine gramm-ekvivalentide arvu 1000 ml-s lahuses.

Häpete, aluste ja soolade ekvivalente arvutatakse järgnevalt:

$$\text{happe ekvivalent} = \frac{\text{happe molekulkaal}}{\text{happe aluselisus}},$$

$$\text{aluse ekvivalent} = \frac{\text{aluse molekulkaal}}{\text{aluse metalli valents}},$$

$$\text{soola ekvivalent} = \frac{\text{soola molekulkaal}}{\text{metalli aatomite arv} \times \text{metalli valents}}$$

Molaalne kontsentratsioon (m) väljendab lahustatud aine moolide arvu 1000 g lahustis.

Tiiter näitab 1 ml-s lahuses sisalduvat lahustatud aine hulka grammides.

Eespool toodu illustreerimiseks anname rea näiteid.

#### 1. Protsentuaalne kontsentratsioon.

Näide: 2 g suhkrut lahustati 30 g-s vees. Arvutada, mitme protsendiline on suhkrulahus.

Lahendus: Leiame saadud lahuse kaalu. See on  $30 + 2 = 32$  g.

Selles lahuses sisaldub 2 g suhkrut. 100 g lahuses sisalduva suhkru hulga leiame võrdest

$$\begin{array}{r} 32 - 2 \\ 100 - x \end{array} \quad x = \frac{2 \cdot 100}{32} = 6,25 \%$$

#### 2. Protsentuaalse kontsentratsiooniga lahuse valmistamine.

Näide: Mitu g  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  ja vett on vajalik 40 g 10%-lise lahuse valmistamiseks, arvestades veevabale soolale?

Lahendus: 100 g lahuse valmistamiseks on vajalik 10 g veevaba soola. 40 g lahuse valmistamiseks vajaliku soola hulga leiame

$$\begin{array}{r} 100 - 10 \\ 40 - x \end{array} \quad x = \frac{10 \cdot 40}{100} = 4 \text{ g (veevaba soola).}$$

$\text{Na}_2\text{SO}_4$  molekulkaal on 142.  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  molekulkaal 322. 322 grammis glaubrisoolas on seega 142 g veevaba  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , 4 g veevaba soola sisaldub x grammis glaubrisoolas.

$$\begin{array}{r} 142 - 322 \\ 4 - x \end{array} \quad x = \frac{322 \cdot 4}{142} = 9,07 \text{ g.}$$

Järelikult 40 g 10-protsendilise lahuse valmistamiseks on vaja võtta 9,07 g  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  ja  $40 - 9,07 = 30,93$  g vett.

3. Molaarne kontsentratsioon.

Näide: Lahus sisaldab 250 ml-s 2,5 g NaOH. Määrata lahuse molaarsus.

Lahendus: Arvutame NaOH grammide arvu, mis sisaldub 1000 ml-s lahuses.

$$\begin{array}{r} 250 - 2,5 \\ 1000 - x \end{array} \quad x = \frac{2,5 \cdot 1000}{250} = 10 \text{ g.}$$

NaOH molekulkaal on 40. Järelikult 1 molaarne NaOH lahus peab sisaldama 40 g ühes liitris lahuses. Antud juhul aga sisaldub 10 g, seega leiame molaarsuse

$$\begin{array}{r} 40 - 1 \\ 10 - x \end{array} \quad x = \frac{1 \cdot 10}{40} = 0,25 \text{ M.}$$

Lahuse molaarsuse leidmiseks on vajalik lahustatud aine grammide arv 1 liitris lahuses jagada lahustatud aine molekulkaaluga.

4. Molaarse kontsentratsiooniga lahuse valmistamine.

Näide: Valmistada 500 ml 0,1 M  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  lahust.

Lahendus:  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  molekulkaal on 294. Ühe liitri 0,1 M lahuse valmistamiseks on vaja võtta 0,1 gramm-molekuli, s.o.  $294 \cdot 0,1 = 29,4$  g  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . 500 ml 0,1 M lahuse valmistamiseks vajaliku  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  hulga leiame

$$\begin{array}{r} 1000 - 29,4 \\ 500 - x \end{array} \quad x = \frac{29,4 \cdot 500}{1000} = 14,7 \text{ g.}$$

Seega tuleb kaaluda 14,7 g  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , asetada kaalutis 500-milliliitrisesse mõõtkolbi ja täita kolb veega mõõtkriipsuni.

### 5. Normaalne kontsentratsioon.

Näide: Lahus sisaldab 1,96 g  $H_2SO_4$  200 ml-s lahuses. Määrata lahuse normaalsus.

Lahendus: Leiame  $H_2SO_4$  grammide arvu, mis sisaldub 1000 ml-s lahuses

$$\begin{array}{l} 200 - 1,96 \\ 1000 - x \end{array} \quad x = \frac{1,96 \cdot 1000}{200} = 9,8 \text{ g.}$$

$H_2SO_4$  ekvivalent on  $98:2 = 49$ . Lahuse normaalsuse leiame, jagades 1 liitris lahuses oleva happe grammide arvu tema ekvivalendiga

$$N = 9,8:49 = 0,2$$

Normaalsete lahuste valmistamisel toimitakse analoogiliselt molaarsetele lahustele ainult selle erinevusega, et lahustunud aine kaalutise arvutamisel tuleb võtta aluseks mitte molekulkaal, vaid ekvivalent.

### 6. Normaalse kontsentratsiooniga lahuse valmistamine.

Näide: Valmistada 250 ml 0,1 N  $H_2SO_4$  lahust hapest, mille erikaal on 1,84.

Lahendus:  $H_2SO_4$  ekvivalent on 49. Seega 1 liitri 0,1 N  $H_2SO_4$  lahuse valmistamiseks on vaja võtta  $49 \cdot 0,1 = 4,9$  g  $H_2SO_4$ . 250 ml 0,1 N lahuse jaoks on vajalik  $4,9:4 = 1,225$  g  $H_2SO_4$ .

Tabelist leiame, et hape erikaaluga 1,84 on 96-protsendiline. Seega tuleb meil antud hapet võtta enam eespool leitud kaalulisest hulgast.

$$\begin{array}{l} 100 - 96 \\ x - 1,225 \end{array} \quad x = \frac{1,225 \cdot 100}{96} = 1,276 \text{ g.}$$

Minnes üle happe kaalult ruumalale, saame

$$v = \frac{1,276}{1,84} = 0,69 \text{ ml ehk } 0,7 \text{ ml.}$$

Seega on antud lahuse valmistamiseks vajalik võtta 0,7ml 96-protsendilist  $H_2SO_4$  lahust ja valada see 250 ml-lises

mõõtkolvis olevale vähesele veele ning siis täita veega määrgini.

Lahuste kontsentratsioonide väljendamiseks kasutatakse ka tiitrit, mille arvutamisel lähtutakse valemist

$$T = \frac{E \cdot N}{1000},$$

kus  $E$  on lahustatud aine ekvivalent ja  $N$  - lahuse normaalsus.

Kindla tiitriga lahuseid nimetatakse tiitritud lahusteks ja neid kasutatakse tavaliselt lahuste kontsentratsioonide määramisel.

Hapete ja aluste tiitrimine põhineb nende neutralisatsioonireaktsioonil, mille lõpp määratakse indikaatorite abil.

Kui tiitritakse hapet alusega või vastupidi, võib happe või aluse normaalsust arvutada alljärgneva valemi järgi, kui on teada happe ja aluse ruumala ning neist ühe normaalsus.

$$V_1 \cdot N_1 = V_2 \cdot N_2 \quad \text{ehk} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{N_2}{N_1},$$

kus  $V_1$  - võetud happe milliliitrite arv,  $N_1$  - määratava happe normaalsus,  $V_2$  - kulunud leelise milliliitrite arv ja  $N_2$  - leelise normaalsus.

#### Eksperimentaalne osa.

**Töö 1.** Valmistada antud kontsentreeritud hapest kindel hulk juhendaja poolt määratud normaalsusega lahust ja kontrollida saadud lahuse kontsentratsiooni tiitrimise teel.

Töö teostamiseks võtta antud kontsentreeritud hape ja määrata mõõtsilindris areomeetriga tema erikaal. Tabelist leida erikaalule vastav protsentuaalne kontsentratsioon. Arvutada vajalik happe hulk grammides. Viia vajalik happe grammide hulk üle milliliitriteks. Võtta arvutatud milliliitrite hulk kontsentreeritud hapet, viia vastavasse mõõtkolbi, täita veega mõõtkriipsuni, sulgeda kolb korgiga ja loksutada hästi segi.

Happe normaalsuse määramiseks kasutatakse tiitritud lee-

lise lahust. Selleks võetakse puhas bürett, mis loputatakse 3-4 ml tiitritud leelise lahusega. Bürett kinnitatakse klambri-ga statiivi külge ja täidetakse sama lahusega, millega toimus büreti loputamine. Büreti täitmisel jälgida, et büreti alumisse ossa ei jääks ühtki õhumulli.

Võtta pipetiga täpselt 10 ml valmistatud happelahust ja viia see puhtasse keeduklaasi või kolbi. Lisada 2 tilka indikaatorit, — fenoolftaleiini. Paigutada keeduklaas valgele paberile büreti alla ja märkida vihikusse leelise niveo büretis. Seejärel näkata lisama büretist leelist tilkhaaval happele, loksutades pidevalt keeduklaasi. Leelist lisada seni, kuni keeduklaasis tekib püsiv nõrk roosa värvus. Lugada täpselt leelise niveo büretis ja märkida vihikusse. Lahuse niveo büretis peale tiitrimist minna lahuse niveo büretis enne tiitrimist annab happe neutraliseerimiseks kulunud leelise ml arvu.

Katset korrata vähemalt kolm või enam korda, kuni saadakse reprodutseeritavad tulemused. Seejärel võtta keskmine kulunud leelise milliliitrite arvust ja arvutada happe normaalsus vastava valemi järgi.

#### Tõõvahendid.

1. Laboratoorsed nõud: mõõtsilinder 200 ml, areomeetrite komplekt, bürett, statiiv koos klambri-ga, pipett 10 ml, keeduklaas või kolb 100 ml.
2. Reaktiivid: a) lahused: konts. HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ja HNO<sub>3</sub>, fenoolftaleiin, tiitritud NaOH.

#### Ülesanded.

1. 10 g KNO<sub>3</sub> lahustati 80 g-s vees. Arvutada KNO<sub>3</sub> protsentuaalne sisaldus lahuses.
2. Mitu g CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O ja vett on vajalik võtta 200 g 5-protsendilise vasksulfaadi lahuse valmistamiseks, arvestatult veevabale soolale?

3. Lahus sisaldab 30 g  $\text{AlCl}_3$  500 ml-s lahuses. Määrata lahuse normaalsus.
4. Mitu g  $\text{H}_3\text{PO}_4$  on vajalik võtta 100 ml 0,02 N lahuse valmistamiseks?
5. Mitu g  $\text{HNO}_3$  sisaldab 2 liitrit 0,1 N lahust?
6. Määrata 20-protsendilise  $\text{H}_2\text{SO}_4$  lahuse normaalsus, kui selle lahuse erikaal on 1,14.
7. 66,8 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$  lahustati 13,2 g-s vees. Saadud lahuse erikaal on 1,25. Määrata lahuse protsentuaalne, molaarne ja normaalne kontsentratsioon.
8. Mitu g 96-protsendilist  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ja vett on vajalik võtta 200 g 5-protsendilise lahuse valmistamiseks.
9. Mitu milliliitrit 68-protsendilist  $\text{HNO}_3$  lahust (erikaal 1,4) on vajalik võtta 50 ml 2 N lahuse valmistamiseks?
10. Missuguses vahekorras tuleb segada 96-protsendiline  $\text{H}_2\text{SO}_4$  veega, et saada 20-protsendiline lahus?
11. 25 ml  $\text{H}_2\text{SO}_4$  neutraliseerimiseks kulus 40 ml 0,1 N NaOH lahust. Määrata happe normaalsus.
12. 60 g NaOH on lahustatud 300 grammis vees. Mitme molaalne on lahus?

#### IX. ELEKTROLÜÜTILINE DISSOTSIATSIOON.

Aineid, mis sulamisel või kõrge dielektrilise konstandiga lahusteis lahustumisel jagunevad ioonideks, nimetatakse elektrolüütideks. Ainete ioonideks jagunemise protsessi nimetatakse elektrolüütiliseks dissotsiatsiooniks. Elektrolüütilise dissotsiatsiooni protsess on pöörduv, seega tasakaalu seisundis esinevad nii dissotsieerumata molekulid kui ka ioonid. Ioonideks jagunenud molekulide arvu suhet lahustunud elektrolüüdi üldisesse molekulide arvusse nimetatakse elektrolüütilise dissotsiatsiooni astmeks ja teda tähistatakse tavaliselt  $\alpha$ -ga.  $\alpha$  väljendatakse kas osades või protsentides ja  $\alpha$  arvuline väärtus iseloomustab elektrolüütide tugevust. Ku-  
na elektrolüüdi dissotsiatsiooni aste sõltub tema kontsent-

ratsioonist lahuses, siin erinevate elektrolütide tugevuse võrdlemiseks tuleb võrrelda nende dissotsiatsiooni astmeid ühesuguse kontsentratsiooniga lahustes. Vastavalt väärtustele jagatakse elektrolüüdid 3 rühma:

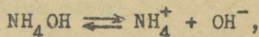
1) tugevad elektrolüüdid<sup>1</sup> -  $\alpha > 30\%$ . Sellesse rühma kuuluvad soolad, enamik anorgaanilisi happeid ja aluseid, nagu näiteks ühendid KCl, NaOH, Ba(OH)<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HCl, HNO<sub>3</sub> jt;

2) keskmise tugevusega elektrolüüdid -  $30\% > \alpha > 2\%$ . Keskmise tugevusega elektrolüüdid on mõningad happed, näiteks H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, HF jt;

3) nõrgad elektrolüüdid -  $\alpha < 2\%$ . Nõrkade elektrolütide tüüpilisteks esindajateks on ühendid NH<sub>4</sub>OH, CH<sub>3</sub>COOH, KCN, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, HgCl<sub>2</sub>.

Väga lahjades lahustes dissotsieeruvad kõik elektrolüüdid, sealhulgas ka nõrgad, täielikult, s.t.  $\alpha = 100\%$ .

Nõrkade elektrolütide lahuste kohta on rakendatav massitoime seadus, mille järgi dissotsiatsiooniprotsessi tasakaaluseisundit võib iseloomustada tasakaalukonstandiga. Näiteks, NH<sub>4</sub>OH dissotsiatsioonil tekib tasakaal



rakendades nüüd massitoime seadust esitatud reaktsiooni kohta, saame

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

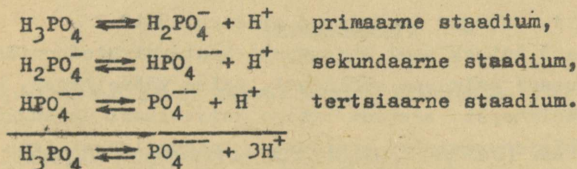
kus K - NH<sub>4</sub>OH dissotsiatsiooni reaktsiooni tasakaalukonstant ja nurksulud vastava valemi ümber tähistavad kontsentratsiooni.

<sup>1</sup> Tänapäeval on katseliselt tõestatud, et kõik tugevad elektrolüüdid on täielikult dissotsieerunud, s.t.  $\alpha = 100\%$ . Laetud osakeste - ionide - kontsentratsioon tugevate elektrolütide lahuses on aga niivõrd suur, et muutub märgatavaks ionidevaheline elektrostaatiline mõjustamine, mis avaldub dissotsiatsiooni astme näilises vähenemises. Seetõttu võib tugevate elektrolütide lahustes rääkida vaid "näilisest" dissotsiatsiooni astmest, kuna aga tõeline dissotsiatsiooni aste on alati võrdne 100%-ga.

Erinevalt dissotsiatsioonist astmest  $\alpha$  dissotsiatsioonitase tasakaalukonstant  $K$  ei muutu lahuse lahjendamisel. Vastavalt tasakaalukonstandi avaldisele saab tasakaalu seisundit lahuses nihutada dissotsiatsiooniproductide kontsentratsiooniga muutmisega. Ülaltoodud näite korral  $\text{NH}_4^+$  või  $\text{OH}^-$  ionide lisamine nihutab tasakaalu  $\text{NH}_4\text{OH}$  tekkimise suunas, kuna aga nimetatud ionide kontsentratsiooni vähendamine nihutab protsessi tasakaalu  $\text{NH}_4\text{OH}$  dissotsieerumise suunas.

Mitmealuselised happed ja mitmehappelised alused ei eralda dissotsiatsioonil korraga kõiki molekulis sisalduvaid  $\text{H}^+$ -või  $\text{OH}^-$ -ioone. Sellisel juhtumil elektrolüütiline dissotsiatsioon toimub astmeliselt, kusjuures eristatakse primaarset, sekundaarset jne. staadiumit.

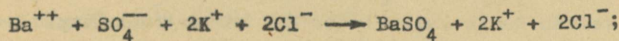
Näiteks:



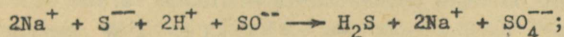
Iga dissotsiatsiooniprotsessi vaheastet iseloomustab vastava reaktsiooni tasakaalukonstant.

Keemiliste reaktsioonide korral elektrolüütide lahustes reageerivad ainult ioonid ning vastavad reaktsioonivõrrandid on kirjutatavad ioonsetena. Ioonidevahelised reaktsioonid toimuvad vaid siis, kui tekib reaktsiooni tulemusena:

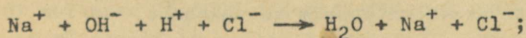
1) raskesti lahustuv aine, näiteks



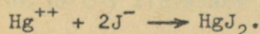
2) gaas, näiteks



3) nõrk elektrolüüt



4) kompleksühend



Temperatuuri mõju dissotsiatsiooniprotsessile on erinevatel juhtudel erinev, kuid enamasti dissotsiatsiooniprotsessi soojusefekt on väike. Erandi moodustab selles suhtes ainult vesi, mille dissotsiatsioon on seotud suure soojuse neeldumisega.

Paljudel juhtudel astuvad dissotsiatsioonil tekkinud ioonid reaktsiooni lahustiga, moodustades nn. solvatiseerunud ioone. Vesilahuses nimetatakse sellist protsessi hüdratiseerumiseks. Hüdratiseerunud ioonide eristamiseks märgitakse tavaliselt positiivsete ioonide laengud punktidega, näit.  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ba}^{++}$  ja negatiivsete ioonide laengud komadega, näit.  $\text{Cl}'$ ,  $\text{SO}_4''$ . Vesilahustes on harilikult kõik ioonid hüdratiseerunud.

#### Eksperimentaalne osa.

Katse 1. Nõrgad ja tugevad elektrolüüdid.

Valada 3 katseklaasi ühesuguste kontsentratsioonidega hapete lahused: esimesse soolhapet, teise väävelhapet, kolmandasse äädikhapet. Asetada igasse katseklaasi ühesugune tükkike Zn. Jälgida vesiniku eraldumise intensiivsust igas katseklaasis. Kirjutada reaktsioonide võrrandid.

Katse 2. Ioonse tasakaalu nihutamine.

a. Lahustada katseklaasis 1-2 ml vees mõned  $\text{CoCl}_2$  kristallid.  $\text{CoCl}_2$  molekulid on sinise,  $\text{CO}^{2+}$ -ioonid aga roosa värvusega. Lisada nüüd tilgakaupa saadud lahusele kontsentreeritud soolhapet. Milline värvus tekib? Seejärel lisada lahusele tilgakaupa vett. Milline värvus tekib? Selgitada toimunud nähtused.

b. Valada kahte katseklaasi 3-4 ml 2 N soolhapet. Asetada kummassegi katseklaasi umbes ühesuurune tükkike Zn. Kui vesinik hakkab mõlemas katseklaasis eralduma võrdse kiirusega, lisada ühte katseklaasi 3-4 ml  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  2 N lahust, teise aga 3-4 ml vett. Selgitada toimuvaid nähtusi elektrofüütilise dissotsiatsiooniteooria seisukohalt.

Katse 3. Ioonreaktsioonid.

1. Kolme eri katseklaasi valada vastavalt 2-3 ml  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,

$\text{Na}_2\text{CO}_3$  ja  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  lahust ning lisada igasse katseklaasi 2-3 ml  $\text{BaCl}_2$  lahust. Mis toimub? Kirjutada toimuvate reaktsioonide ioonsed võrrandid.

b. Valada nelja eri katseklaasi vastavalt 2-3 ml soolhappe,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{FeCl}_3$  ja  $\text{KClO}_3$  lahust ning lisada igasse katseklaasi 2-3 tilka  $\text{AgNO}_3$ . Selgitada toimuvaid nähtusi. Kirjutada vastavad ioonsed reaktsiooni võrrandid.

Katse 4. Temperatuuri mõju elektrolüütilise dissotsiatsiooni reaktsiooni tasakaalule.

Kolvis 100 ml destilleeritud veele lisada 1 tilk kontsentreeritud  $\text{NH}_4\text{OH}$  lahust ja 5 tilka fenoolftaleiini lahust. Lahus värvub roosaks. Kui kolbi soojendada, siis värvus kaob täielikult, jahtumisel ilmub aga uuesti. Selgitada toimuvat nähtust. Kirjutada vajalik võrrand.

#### Töövahendid.

1. Laboratoorsed nõud: katseklaasid, klaaspulk, 100 ml kolb.

2. Reaktiivid:

a) lahused: lahjendatud  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , kontsentreeritud  $\text{HCl}$  ja  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  2 N lahus,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{NaCl}_2$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{AgNO}_3$ , fenoolftaleiin;

b) tahked ained: granuleeritud  $\text{Zn}$ ,  $\text{CoCl}_2$ .

#### Ülesanded.

1. Kirjutada  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  ja  $\text{HNO}_2$  elektrolüütilise dissotsiatsiooni reaktsiooni võrrandid.
2. Kirjutada  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  ja  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  elektrolüütilise dissotsiatsiooni reaktsiooni võrrandid astmete kaupa.
3. Kirjutada  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dissotsiatsiooni reaktsiooni tasakaalukonstandi avaldis.
4. 0,01 molaarse  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dissotsiatsiooni aste on 20%. Mitu mooli  $\text{H}^+$  -iooni on selles lahuses? Kui suur on lahuses esinevate osakeste üldkontsentratsioon?

5. Leida 1 normaalse  $\text{HNO}_2$  lahuse dissotsiatsiooniaste, teades, et 1 ml seda lahust sisaldab  $6,15 \cdot 10^{20}$  lahustatud aine osakest.
6. Leida  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dissotsiatsiooni reaktsiooni tasakaalu konstandi väärtus 0,01 normaalses lahuses, teades, et äädikhape dissotsiatsiooni aste selles lahuses on 0,02.

## X. HAPPED, ALUSED JA SOOLAD.

Anorgaaniliste ühendite levinuima grupi moodustavad happed, alused ja soolad. Alljärgnevalt vaatleme iga nimetatud ühendite klassi lähemalt.

### HAPPED.

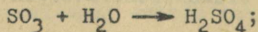
Hapete täpne määratlus tuleneb elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooriast. Selle järgi nimetatakse hapeteks elektrolüüte, mis vesilahuses dissotsieerumisel annavad positiivsetestioonidest ainult vesinikioone.

Seega kõikide hapete molekulis sisaldub alati vesinik, mis annab hapetele iseloomuliku hapu maitse ja värvib sinise lakmuse punaseks. Vesiniku aatomite arv happe molekulis määrab happe aluselisuse. Eristatakse ühe- ( $\text{HNO}_3$ ), kahe- ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), kolme- ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) ja enamaaluselisi happeid. Neid happeid, mille molekulis sisaldub hapnikku, nimetatakse hapnikuga happeiks (näiteks  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ), kuna vastupidiselt happed, mille molekulis pole hapnikku, on hapnikuta happed (näiteks  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HJ}$ ,  $\text{HF}$ ).

Happeid võib saada

1) mõningate mittemetallide ühinemisel vesinikuga ja tekkinud reaktsiooni produkti lahustumisel vees. Näiteks gaasiline kloorvesinik ( $\text{HCl}$ ) tekib  $\text{Cl}_2$  ja  $\text{H}_2$  reageerimisel, soolhape saadakse kloorvesiniku lahustamisel vees. Kirjeldatud viisil saab hapnikuta happeid;

2) happeliste oksüüdide ühinemisel veega, näiteks



3) soola reageerimisel happega, näiteks

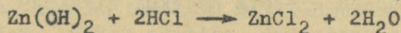


Selliselts saab kergesti lenduvaid või raskesti lahustuvaid happeid.

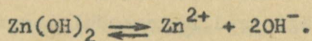
#### ALUSED.

Alused on elektrolüüdid, mis vesilahustes dissotsieerumisel annavad negatiivsetest ioonidest ainult hüdroksüüliione.

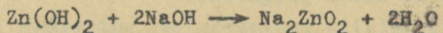
Kõikide aluste üldised omadused on seega määratud  $\text{OH}^-$  iooni esinemisega aluste molekulis. Lakmuse värvivad alused siniseks. Vesilahustes hästi dissotsieeruvaid aluseid nimetatakse sageli ka leelisteks (näiteks  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ). Hapetega reageerimisel moodustavad alused soola ja vee. Esineb aga rühm aluseid, mis reageerivad nii hapete kui ka leelistega. Niisuguseid aluseid nimetatakse amfoteerseteks. Tüüpilised amfoteersed alused on  $\text{Zn(OH)}_2$ ,  $\text{Al(OH)}_3$ ,  $\text{Cr(OH)}_3$  jt. Näiteks reaktioonis



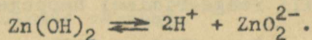
esineb  $\text{Zn(OH)}_2$  alusena, dissotsieerudes



Reaktsioonis

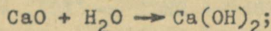


avalduvad selgelt  $\text{Zn(OH)}_2$  happelised omadused ja ta dissotsieerub nagu hape

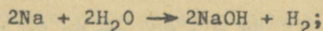


Aluseid võib saada järgmiselt:

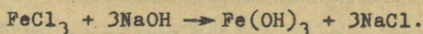
1) metalli oksüüdide ühinemisel veega



2) metallide reageerimisel veega



3) soola reageerimisel leelisega



Selle viisi praktiliseks rakendamiseks peab üks reaktsiooni-  
produktidest olema gaas, raskesti lahustuv või vähe dissot-  
sioneeruv ühend.

#### SOOLAD.

Aluse ja happe vastastikusel reageerimisel tekib vesi  
ja ühend, mida nimetatakse soolaks. Soola molekul koosneb  
seega happe- ja alusejäägi ioonidest. Kuna mitmealuselised  
happed ja mitmehappelised alused võivad dissotsieeruda ast-  
meliselt, siis võib soola molekul sisaldada ka  $\text{H}^+$ - ja  $\text{OH}^-$ -  
ioone. Vastavalt soola molekuli koostisele jagatakse kõik  
soolad 3 rühma:

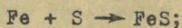
1) normaalsed soolad - soola molekulis kõik happe vesi-  
niku aatomid on asendatud metalliga, näiteks  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  
 $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ;

2) hapud soolad - soola molekul sisaldab peale metalli  
ja happejäägi ka vesiniku, näiteks  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{CaHPO}_4$ ;

3) aluselised soolad - soola molekulis esinevad peale  
metalli ja happejäägi veel hüdroksüülrühmad, näiteks  
 $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Bi(OH)}_2\text{NO}_3$ .

Sooli võib saada järgmiselt:

1) metalli reageerimisel mittemetalliga



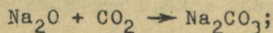
2) metalli reageerimisel happega



3) aluselise oksüüdi reageerimisel happega



4) aluselise oksüüdi reageerimisel happelise  
oksüüdiga



- 5) aluse reageerimisel happega  

$$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O};$$
- 6) aluse reageerimisel happelise oksüüdiga  

$$2\text{NaOH} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O};$$
- 7) metalli reageerimisel teise metalli soolaga  

$$\text{CuSO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu};$$
- 8) soola reageerimisel happega  

$$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{CH}_3\text{COOH};$$
- 9) soola reageerimisel alusega  

$$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{NaOH};$$
- 10) soola reageerimisel teise soolaga  

$$\text{CaCl}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{KCl}.$$

Viimati märgitud 3 võimalust on kasutatavad soolade saamiseks vaid siis, kui üks reaktsiooni produktidest on gaas, vähe dissotsieeruv või raskesti lahustuv ühend, sest ainult sel juhtumil on tasakaal reaktsioonis nihutatud lõpp-produkti moodustumise suunas.

#### Eksperimentaalne osa.

Happed, nende saamisviisid.

Katse 1. Indikaatorite värvus happelises keskkonnas.

Lahjendatud happe lahusele lisada 3 erinevas katseklaasis 1-2 tilka lakmuse, metüüloranži ja fenoolftaleiini lahust. Täheledata lahuste värvust.

Katse 2. Happelise oksüüdi ühinemine veega.

Võtta klaaspulgaga pisut fosforhappe anhütriidi ja segada väikese hulga veega. Saadud lahuse reaktsiooni uurida sinise lakmuspaberiga. Täheledata lahuse värvuse muutust. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse 3. Soolade reaktsioon hapetega.

Paigutada katseklaasi veidi kuiva naatriumatsetaati ja

valada temale lahjendatud väävelhapet. Tõestada moodustuvat hädikhapet lõhna järgi. Paigutada katseklaasi avasse (seina külge puutumata) veega niisutatud sinine lakmuspaber. Täheledata lakmuse värvuse muutust. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

#### Alused, nende saamisviisid.

Katse 1. Indikaatorite värvus aluselises keskkonnas.

Valada 3 eri katseklaasi 4-5 ml lahjendatud NaOH lahust. Lisada katseklaasidesse vastavalt 1-2 tilka lakmuse, fenoolftaleiini ja metüüloranži lahust. Täheleda lahuste värvust.

Katse 2. Metallide toime veesse.

Katseklaasis 5 milliliitris vees keeta 3-5 minutit väikest hulka Mg pulbrit. Seejärel proovida lahust punase lakmuspaberiga ja fenoolftaleiiniga. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse 3. Vee toime metalli oksüüdidesse.

Loksutada katseklaasis väike hulk magneesiumüksüüdi veega. Lisada paar tilka fenoolftaleiini. Missugune on lahuse reaktsioon? Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse 4. Soolade reaktsioon leelisega.

Valada eri katseklaasidesse  $MgSO_4$ ,  $MnSO_4$  ja  $CaCl_2$  lahustele NaOH lahust. Täheleda sademe teket ja märkida nende värvused. Kirjutada reaktsiooni võrrandid. Proovida saadud aluste lahustumist NaOH lahuse liias.

Katse 5. Amfoteersed hüdrosüüdid.

Valada 3 eri katseklaasi 4-5 ml vastavalt  $AlCl_3$ ,  $ZnCl_2$  ja  $CrCl_3$  lahuseid ning lisada tilkhaaval igasse katseklaasi NaOH lahust kuni sültja, amorfse sademe tekkeni. Seejärel valada igast katseklaasist pool sademest teise katseklaasi ja valada ühele sademe poolele lahjendatud soolhappe lahust, teisele aga NaOH lahuse liig kuni sademe lahustumiseni. Kirjutada reaktsiooni võrrandid. Võrrelda saadud aluste käitumist eelmises katses saadud  $Ca(OH)_2$ ,  $Mn(OH)_2$  ja  $Mg(OH)_2$  käitumisega.

## Soolad.

### Katse 1. Happe reaktsioon alusega.

Lisada portselankausis 5 ml 2 N HCl lahusele niipalju 2 N NaOH lahust, et saadud lahus oleks neutraalne. (Missuguse värvusega on lakmuspaber selles lahuses?). Seejärel aurutada ettevaatlikult lahus portselankausis kuivaks. Missuguse ühendi kristallid tekivad? Kirjutada reaktsiooni võrrand.

### Katse 2. Soola reaktsioon happega.

Lisada katseklaasis vähesele hulga  $\text{BaCl}_2$  lahusele mõni ml lahjendatud väävelhapet. Täheleda valge sademe teket. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

### Katse 3. Metallühinemine mittemetalliga.

Segada veidi rauapulbrit väävliga ja asetada katseklaasi. Kinnitada katseklaas kalda raudstatiivi hoidja külge. Kuumutada segu algul ettevaatlikult, hiljem tugevasti kuni reaktsiooni alguseni. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

### Katse 4. Metallühinemine teise metalli soolaga.

Katseklaasis olevale vasksulfaadi lahusele lisada 2-3 tükikest granuleeritud tsinki, kuumutada lahust keemiseni ja segada kuni värvuse kadumiseni. Täheleda metallise vase eraldumist. Filtrida ja kontsentreerida filtraat aurutamise teel portselankausis, jahutada ja täheleda värvitute  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  kristallide eraldumist. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

### Katse 5. Metallühinemine oksüüdi ja happe reaktsioon.

Valada katseklaasis olevale vähesele pliioksüüdi hulga (umb. 0,5 g) lahjendatud soolhapet. Soojendada katseklaasi sisu keemiseni ja keeta mõni minut. Eraldada vedelik lahustamata sademelt, valades vedeliku sademelt teise katseklaasi. Jälgida pliihloriidi valgete kristallide eraldumist lahusest selle jahtumisel. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

### Katse 6. Mittemetalli oksüüdi reaktsioon alusega. Neutraalse ja happelise soola tekkimine.

Valada katseklaasi veidi  $\text{Ca(OH)}_2$  lahust ja juhtida vedelikku süsihappegaasi Kippi aparaadist. Täheleda valge sa-

deme moodustumist. Jätkata  $\text{CO}_2$  juhtimist lahusesse sademe kadumiseni. Kirjutada reaktsiooni võrrandid.

Katse 7. Aluselise soola moodustumine.

Katseklaasis lisada vasksulfaadi lahusele NaOH lahust liias ja kuumutada. Täheleda sademe tumenemist, kuna  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  lagunemisel tekib must  $\text{CuO}$ .

Teises katseklaasis lisada vasksulfaadi lahusele veidi NaOH lahust. Kuumutada vedelikku koos sademega. Kas sademe värvus muutub? Vase aluse asemel tekkis nüüd vase aluseline sulfaat. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

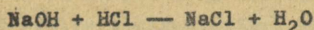
Töövahendid.

1. Laboratoorsed nõud: katseklaasid, klaasipurk, portselan-kauss, lehter, filterpaber, Kippi aparaat  $\text{CO}_2$  saamiseks.
2. Reaktiivid:

- a) lahused: lahjendatud ( $\approx 2$  N)  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ja NaOH; lakmus, fenoolftaleiin, metüüloranž,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{MnSO}_4$
- b) tahked ained:  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , Mg-pulber, Fe-pulber, MgO, S-pulber, PbO, granuleeritud Zn, sinine ja punane lakmuspaber.

Ülesanded.

1. Kirjutada järgmiste ühendite struktuurvalemid:  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .
2. Kuidas reageerib  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_2$  ja  $\text{N}_2\text{O}_5$ -ga? Kirjutada reaktsiooni võrrandid.
3. Kuidas reageerivad Zn, Sn ja Hg lahjendatud lämmastikhap-pegaga? Kirjutada reaktsiooni võrrandid.
4. Mitu g NaOH on tarvis võtta 11,7 g NaCl valmistamiseks reaktsiooni



järgi?

5. Mitu % S sisaldab  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ?

## XI. pH KOLORIMEETRILINE MÄÄRAMINE.

Sageli on tarvilik teada mitmesuguste lahuste iseloomustamiseks nende happelisust. pH ongi lahuste happelisuse väljendamise üheks viisiks. pH nimetatakse antud lahuse  $\text{H}^+$ -ioonide kontsentratsiooni<sup>1</sup> negatiivset logaritmi. Lahuse, mille  $\text{H}^+$ -ioonide kontsentratsioon on  $C_{\text{H}^+}$  g-ekvivalenti/liiter, pH avaldub

$$\text{pH} = -\log C_{\text{H}^+} .$$

Väljendades lahuses esinevate  $\text{H}^+$ -ioonide kontsentratsiooni arvu 10 astmega, saadakse selle lahuse pH mingi positiivne arv. Näiteks 0,0001 N soolhappe lahuse kontsentratsiooni võib väljendada arvuga  $10^{-4}$  N, seega selle lahuse

$$\text{pH} = -\log 10^{-4} = -(-4) = 4 .$$

Lahuse  $\text{OH}^-$ -ioonide kontsentratsiooni negatiivset logaritmi nimetatakse vastavalt pOH.

On ilmne, kui lahuses  $C_{\text{H}^+} = C_{\text{OH}^-}$ , siis vastav lahus on neutraalne. Ideaalselt neutraalne on puhas vesi. On leitud, et  $\text{H}^+$ - ja  $\text{OH}^-$ -ioonide kontsentratsiooni korrutis puhtas vees 25° juures on  $10^{-14}$ , seega neutraalses lahuses

$$C_{\text{H}^+} = C_{\text{OH}^-} = 10^{-7} \frac{\text{g-ekv}}{\text{l}}$$

ja neutraalse lahuse pH = 7 ning ka pOH = 7. Siit järeldub, et

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14; \text{pH} = 14 - \text{pOH} .$$

$\text{H}^+$ - ja  $\text{OH}^-$ -ioonide kontsentratsioonide korrutis jääb muutumatuks, s.o. võrdseks  $10^{-14}$ , ka tugevate hapete ja aluste

<sup>1</sup> Õigemini - pH on  $\text{H}^+$ -ioonide aktiivsuse negatiivne logaritmi. Aktiivsus on nn. parandatud kontsentratsioon, kus arvestatakse ioonidevahelist elektrostaatilist mõjutamist.

lahustes.

Need lahused, mille  $\text{pH} < 7$ , on happelised, sest  $\text{C}_{\text{H}^+} > \text{C}_{\text{OH}^-}$ , kuna aga lahused, kus  $\text{pH} > 7$ , on aluselised, sest  $\text{C}_{\text{OH}^-} > \text{C}_{\text{H}^+}$ . pH-ga iseloomustatakse lahuste happelisust vahemikus 0-14 pH ühikut. 1 N happe lahuses  $\text{pH} = 0$  ja 1 N leelise lahuses  $\text{pH} = 14$ . Kontsentreeritumate hapete ja aluste happelisust pH-ga väljendada pole otstarbekas.

Esitatust ilmneb, et pH sõltub ainult  $\text{H}^+$  või  $\text{OH}^-$ -ioonide kontsentratsioonist, ei sõltu aga dissotsieerumata aluse või happe kontsentratsioonist. Nõrkade hapete ja aluste lahustes on  $\text{C}_{\text{H}^+}$  või  $\text{C}_{\text{OH}^-}$  palju väiksem dissotsieerumata happe või aluse kontsentratsioonist. Seega lahuse pH määramiseks on vaja kasutada mingisuguseid reaktiive, mis on tundlikud ainult  $\text{H}^+$  või  $\text{OH}^-$ -ioonide suhtes, kuna aga dissotsieerumata molekulid neile mõju ei avalda. Harilikult kasutatakse pH määramiseks selliseid reaktiive, mille värvus sõltub  $\text{C}_{\text{H}^+}$  või  $\text{C}_{\text{OH}^-}$  ja neid nimetatakse indikaatoriteks. Indikaatorid on vaadeldavad niisuguste nõrkade hapete või alustena, mille dissotsieerunud osakesed omavad erinevat värvust võrreldes indikaatori dissotsieerumata molekulidega. Indikaatori dissotsieerumine sõltub lahuse pH-st, seega iga indikaator lahuse mingisuguses pH väärtuste vahemikus muudab oma värvust ja seda pH väärtuste vahemikku, kus toimub indikaatori üleminek ühest värvusest teise, nimetatakse indikaatori pöördealaks. Alljärgnevas tabelis on esitatud enam kasutatavamate indikaatorite pöördealad ja vastavad puhtad värvused, mida omab indikaator pöördeala äärtel ja väljaspool seda.

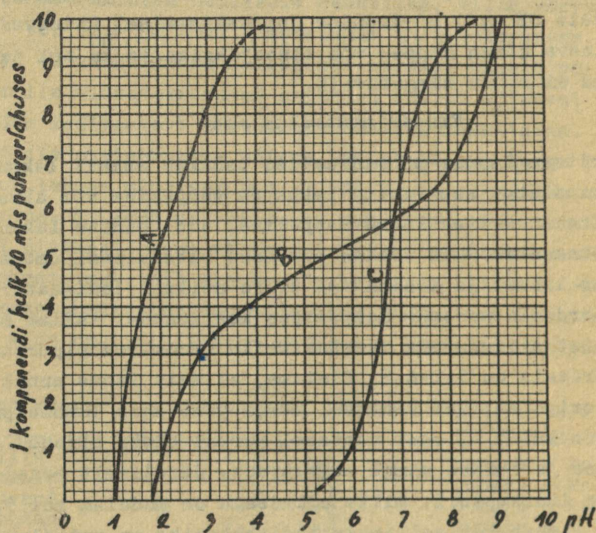
Indikaator	Indikaatori pöördeala	Indikaatori värvus pöördeala servades
Tropeoliin	1,3 - 3,0	punane - kollane
Tümoosinine	1,2 - 2,8	punane - kollane
Metüüloranž	3,1 - 4,4	punane - kollane
Metüülpunane	4,2 - 6,3	punane - kollane
Broomkresoolpurpur	5,2 - 6,8	kollane - punane
Broomtümoosinine	6,0 - 7,6	kollane - sirine
Kresoolpunane	7,2 - 8,8	kollane - punane
Fenoolftaleiin	8,2 - 10,0	värvitu - violetne

Uuritava lahuse pH määramiseks võrreldakse värvust, mille see lahus annab sobiva indikaatoriga, vastavatest puhverlahustest valmistatud kindla pH-ga standardlahuste värvusega. Puhverlahusteks nimetatakse lahuseid, millel on võime säilitada teatud hulga happe või aluse lisamisel oma pH. Puhverlahused sisaldavad harilikult mõnda nõrka hapet või alust ja tema hästi dissotsieeruvat soola, näiteks  $\text{CH}_3\text{COOH}$  ja  $\text{CH}_3\text{COONa}$  lahuste segu on puhverlahus. Soola ja happe sobiva vahekorra valik võimaldab valmistada soovitava pH-ga lahuseid. Puhverlahuse võime säilitada oma pH on tingitud nõrgas happes või aluses esinevate dissotsieerumata molekulide tagavarast. Kui siduda puhverlahuses esinevad  $\text{H}^+$  või  $\text{OH}^-$  -ioonid, siis asendatakse nad vastavate dissotsieerumata molekulide dissotsieerumisel tekkivate uute  $\text{H}^+$  või  $\text{OH}^-$  -ioonide portsjoniga ja lahuse pH jääb praktiliselt muutumatuks. Kui aga kõik happe või aluse molekulid on puhverlahuses dissotsieerunud, siis loomulikult kaotab puhverlahus oma puhverdavad omadused. Puhverlahusele  $\text{OH}^-$  või  $\text{H}^+$  -ioonide juurdelisamisel ühinevad need seal esineva nõrga happe- või alusejäägiga ja ka sel juhtumil lahuse pH ei muutu märgatavalt.

#### Eksperimentaalne osa.

Uuritava lahuse pH määramisel tehakse esmalt lakmuspaberiga kindlaks, kas vastav lahus on happeline või aluseline. Olgu näiteks uuritav lahus happeline, s.t. sinine lakmuspaber värvus punaseks. Nüüd valame puhtasse katseklaasi umbes 1 ml uuritavat lahust ja lisame 1-2 tilka sellist indikaatorit, mille pöördela asetseb happelises keskkonnas. Valime oma komplektist niisuguseks indikaatoriks kroomkresoolpurpuri, tema pöördela on 5,2-6,8. Oletame, et meie lahus annab selle indikaatoriga kollase värvuse, seega peab meie lahuse pH olema väiksem kui 5,2, sest vastasel korral oleks pidanud esineva kollase ja punase mingi segavärvus. Järelikult edasi peame valima indikaatori, mille pöördela on madalam kui 5,2. Tabelist ilmneb, et selliseks indikaatoriks on metüülpunane (pöördela 4,2-6,3). Valame jälle puhtasse katseklaasi 1 ml lahust ja lisame tilga metüülpunast. Oletame, et tekib puhas

punane värvus, järelikult on meie lahuse pH veelgi väiksem kui 4,2. Seega tuleb uuesti valada katseklaasi 1 ml uuritavat lahust ja lisada indikaatorit, mille pöördeala on madalamal kui 4,2. Selliseks indikaatoriks on meie komplektis metüül-oranž. Oletame, et uuritav lahus peale metüül-oranži lisamist muutub oranžiks. Seega oleme kindlaks teinud, et meie uuritava lahuse pH on suurem kui 3,1 (kui ta oleks väiksem, oleks lahus muutunud punaseks) ja väiksem kui 4,2 (seda näitas katse metüülpunasega), s.t. pH asub vahemikus 3,1-4,2, kus metüül-oranž annab üleminekuvärvuse punasest kollaseks - oranži. Uuritava lahuse pH täpsemaks määramiseks valmistame sobivast puhverlahusest pH väärtuste 3,1-4,2 vahemikus standardlahused. Standardlahuseid valmistame 10 ml 0,2 pH ühiku erinevusega, seega lahused pH-ga 3,1; 3,3; 3,5 jne. Vajaliku puhverlahuse, mille pH sõltub tema koostisse kuuluvate komponentide hulkadest pH väärtuste 3,1-4,2 vahemikus, valime jooniselt. Sealt



Puhverlahuse pH sõltuvus koostisest.

- A - I komponent 0,1 N glükokolli ja NaCl lahus;  
II komponent 0,1 N HCl lahus.
- B - I komponent 0,15 M  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  lahus;  
II komponent 0,15 M  $\text{KH}_2\text{PO}_4$  ja  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  lahus.
- C - I komponent 0,14 M  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  lahus;  
II komponent 0,15 M  $\text{KH}_2\text{PO}_4$  lahus.

nähtub, et sobivaks puhverlahuseks, millest saab valmistada tarvilikud standardlahused, on puhverlahus B. Lahuse B valmistamiseks kasutatakse kindla kontsentratsiooniga booraksi ja oblikhappe lahuseid. Jooniselt leiame booraksi ja oblikhappe lahuste hulgas, mis on vajalikud vastavate pH-dega standardlahuste valmistamiseks.

Peale standardlahuste valmistamist lisame igale lahusele 1-2 tilka metüüloranži ja mõdame tühja puhtasse katseklaasi ka 10 ml (niipalju valmistasime igat standardlahust) uuritavat lahust ning lisame sellele samuti 1-2 tilka metüüloranži. Edasi võrdleme, missuguse standardlahuse värvusega ühtib uuritava lahuse värvus. Ühtigu näiteks uuritava lahuse värvus selle standardlahuse värvusega, mille pH = 3,8. Seega on uuritava lahuse pH võrdne 3,8.

Keititud näite järgi talitades on võimalik kolorimeetriselt kindlaks määrata igauguse värvitu lahuse pH täpsusega  $\pm 0,1$  pH ühikut.

#### Töövahendid.

1. Nõud: katseklaasid, 10 ml pipett ja büretid puhverlahuste mõõtmiseks.
2. Reaktiivid:
  - a) lahused: indikaatorite komplekt, puhverlahused.
  - b) tahked ained: sinine ja punane lakmuspaber.

#### Ülesanded.

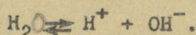
1. Kui suur on 0,002 N lämmastikhappe lahuse pH, kui  $\text{HNO}_3$  on täielikult dissotsieerunud?
2. Kui suur on 0,01 N  $\text{CH}_3\text{COOH}$  pH, kui dissotsiatsiooni aste on 4,2%?
3. Arvutada 0,1 N NaOH lahuse pH, arvestades, et NaOH on lahuses täielikult dissotsieerunud.
4. Kui suur on lahuse  $\text{H}^+$ - ja  $\text{OH}^-$ -ioonide kontsentratsioon, kui lahuse pH = 6,2?

5. Kui palju vesinikioone on 1 ml lahuses, mille pH = 13?
6. Mitu korda on vaja muuta vesinikioonide kontsentratsiooni lahuses, et pH muutuks ühe ühiku võrra?
7. Kui suur on sellise lahuse pH, kus 1 liitris sisaldub 0,0051 g-iooni  $\text{OH}^-$ -iooni?

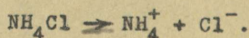
## XII. SOOLADE HÜDROLÜÜS.

Hüdrolüüsiks nimetatakse soola<sup>1</sup> reaktsiooni veega, mille tulemusena tekib hape ja alus või aluseline ja happeline sool, s.t. hüdrolüüs on neutralisatsioonile vastassuunaline reaktsioon.

Hüdrolüüsuvad ainult need soolad, mis on tekkinud kas nõrga happe või tugeva aluse, nõrga aluse ja tugeva happe või nõrga happe ja nõrga aluse reageerimisel, sest ainult loetletud juhtumel on üks hüdrolüüsiproduktidest vähe dissotsieeruv ühend ja seetõttu on rikutud ka võrdsus vee dissotsiatsioonil tekkinud  $\text{H}^+$ - ja  $\text{OH}^-$ -ioonide kontsentratsioonide vahel. Teatavasti dissotseerub vesi vähesel määral järgnevalt:



Lahustades nüüd vees näiteks  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , mis on tekkinud nõrga aluse  $\text{NH}_4\text{OH}$  ja tugeva happe  $\text{HCl}$  reageerimisel, tekivad lahusesse lisaks varem esinenud  $\text{H}^+$ - ja  $\text{OH}^-$ -ioonidele veel  $\text{NH}_4^+$ - ja  $\text{Cl}^-$ -ioonid, sest  $\text{NH}_4\text{Cl}$  kui tugev elektrolüüt dissotsieerub täielikult

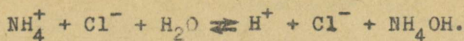


Kõikidest lahuses esinevatestioonidest reageerivad omavahel ainult  $\text{NH}_4^+$ - ja  $\text{OH}^-$ -ioonid, sest reaktsiooniproduktiks on vähe dissotsieeruv  $\text{NH}_4\text{OH}$  (vt. "Elektrolüütiline dissotsiatsioon").

---

<sup>1</sup> Peale soolade võivad hüdrolüüsuda ka teised ühendid, nagu näiteks  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{SiCl}_4$  jne.

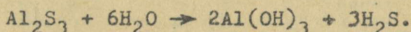
Seega



Esitatud võrrandist nähtub, et hüdrolüüsiprotsessi tulemusena  $\text{H}^+$ -ioonide liia tekke tõttu muutub lahus happeliseks.

Hüdrolüüsireaktsiooni tasakaalukonstant sõltub hüdrolüüsil tekkiva nõrga elektrolüüdi dissotsiatsioonikonstandi väärtusest.

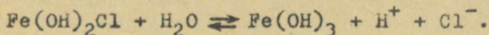
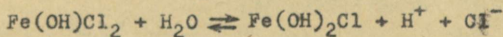
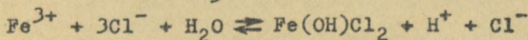
Hüdrolüüsireaktsioon on pöörduv, kuna aga vee dissotsiatsioonikonstant on tunduvalt väiksem kui hüdrolüüsil tekki-va nõrga elektrolüüdi dissotsiatsioonikonstant, siis on hüdrolüüsireaktsiooni tasakaal nihutatud tugevasti vasakule ja hüdrolüüsiproducti kogus lahuses on tühine. Juhtumil, kui hüdrolüüsiproductiks on raskesti lahustuv ühend või gaas, on hüdrolüüsireaktsiooni tasakaal nihutatud tugevasti hüdrolüüsiproductide tekke suunas ja hüdrolüüs läheb praktiliselt lõpuni. Näiteks  $\text{Al}_2\text{S}_3$  hüdrolüüsüb täielikult



Hüdrolüüsiastmeks  $\beta$  nimetatakse hüdrolüüsunud soola moolide arvu suhet üldisesse lahustatud soola moolide arvasse. Hüdrolüüsi aste suureneb temperatuuri kasvamisel ja lahuse lahjendamisel, sest mõlemal juhtumil suureneb lahuses  $\text{H}^+$ - ja  $\text{OH}^-$ -ioonide kui hüdrolüüsi lähteainete kontsentratsioon.

Tugevast happest ja tugevast alusest moodustunud soolad ei hüdrolüüsu, sest reaktsiooniproductiks on hästi dissotsieerunud ühendid ja seega  $\text{H}^+$ - ja  $\text{OH}^-$ -ioonide kontsentratsioon jääb muutumatuks.

Mitmevalentsete katioonide või anioonide esinemisel hüdrolüüsuva soola molekulis toimub vastava ühendi hüdrolüüs astmeliselt. Näiteks  $\text{FeCl}_3$  hüdrolüüsüb järgmiselt:



## Eksperimentaalne osa.

Katse 1. Soolade lahuste reaktsioon hüdrolüüsi korral.

Uurida  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaCl}$  ja  $\text{CuSO}_4$  lahuste toimet lakmuspaberisse. Selgitada soolade lahuste toimet lakmusesse. Kirjutada vajalikud reaktsiooni võrrandid ioonsel kujul.

Katse 2. Temperatuuri mõju hüdrolüüsile.

a. Segada katseklaasis 5 ml  $\text{FeCl}_3$  lahust võrdse hulga sama kontsentratsiooniga  $\text{CH}_3\text{COONa}$  lahusega. Kuumutada vedelikku keemiseni. Tähele panna raua aluselise atsetaadi sademe moodustumist. Kirjutada  $\text{FeCl}_3$  ja  $\text{CH}_3\text{COONa}$  vahelise reaktsiooni võrrand raud(III)atsetaadi moodustumisega ja  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO}$  moodustumise võrrand raud(III)atsetaadi hüdrolüüsil.

b. Valada katseklaasi 4-5 ml  $\text{CH}_3\text{COONa}$  lahust ja lisada 2-3 tilka fenoolftaleiini. Soojendada lahust keemiseni. Pöörata tähelepanu lahuse värvuse muutumisele keetmisel ja hiljem lahuse jahtumisel. Selgitada nähtust. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse 3. Lahuse lahjendamise mõju hüdrolüüsile.

Valada katseklaasi 1 ml  $\text{SbCl}_3$  lahust ja lahjendada seda veega. Jälgida aluselise soola sademe tekkimist. Kirjutada võrrand, arvestades, et reaktsioon kulgeb  $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$  moodustumisega, mis eraldab vee ja muutub  $\text{SbOCl}$ . Saadud lahus sademega säilitada järgmiseks katseks.

Katse 4. Hüdrolüüsi pööravus.

Antimonkloriidi lahusele, milles on aluselise soola sademe, lisada lahjendatud soolhapet sademe lahustumiseni, siis lisada uuesti vett. Selgitada esinevat nähtust.

Katse 5. Täielik hüdrolüüs.

a.  $\text{AlCl}_3$  lahusele lisada katseklaasis  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  lahust. Tähele panna valge amorfse sademe ilmumist ja  $\text{CO}_2$ -mullikeste eraldumist. Kuumutada katseklaasi. Filtrida sade ja pesta teda filtril kuuma veega  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  jälgede täielikuks eemaldamiseks. Kuidas kontrollida sademe puhtust? Veenduda, et saa-

dud sade ei ole karbonaat, vaid  $\text{Al}(\text{OH})_3$ . Selleks jagada sade kahte ossa; ühte neist töödelda  $\text{HCl}$ -ga, teist aga  $\text{NaOH}$ -i lahusega. Mõlemal juhul täheldatakse sademe lahustumist. Kas  $\text{HCl}$ -is lahustumisel eraldub gaasi? Kirjutada võrrandid:

b.  $\text{AlCl}_3$  lahusele lisada  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  lahust. Edasi teostada katse analoogiliselt a-le. Milline gaas eraldub hüdrolüüsi puhul? Kirjutada reaktsiooni võrrandid.

Katse 6. Zn lahustumine hüdrolüüsiproductis.

Katseklaasi valada 1-2 ml  $\text{ZnCl}_2$  lahust ja soojendada seda keemiseni. Seejärel asetada kuuma lahusesse tükike Zn, mille pind on eelnevalt puhastatud liivapaberiga. Milline gaas eraldub? Kirjutada reaktsiooni võrrand.

#### Töövahendid.

1. Laboratoorsed nõud: katseklaasid, lehter, filterpaber, klaaspulk, liivapaber.

2. Reaktiivid:

a) lahused: lahjendatud  $\text{HCl}$  ja  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{SbCl}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ,  $\text{ZnCl}_2$ , fencolftaleiin;

b) tahked ained: sinine ja punane lakmuspaber, granuleeritud Zn.

#### Ülesanded.

1. Missugune on järgmiste soolade lahuste reaktsioon:  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Kirjutada nende soolade hüdrolüüsi ioonsed võrrandid.

2. Koostada  $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  ja  $\text{NaClO}$  ioonsed ja molekulaarsed hüdrolüüsi reaktsiooni võrrandid. Kumb neist sooladest on rohkem hüdrolüüsunud, teades, et  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dissotsiatsioonikonstant on  $1,8 \cdot 10^{-5}$  ja  $\text{HClO}$  dissotsiatsioonikonstant on  $4 \cdot 10^{-8}$ .

3.  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  lahus omab nõrka happelist,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  lahus aga tugevat aluseliseid reaktsiooni. Selgitada põhjused ja kirju-

tada võrrandid.

4. Kontsentreeritud  $\text{FeCl}_3$  ja  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  lahuste segamisel eralduv  $\text{CO}_2$  ja moodustub  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  sade. Põhjendada nähtust ja kirjutada ioonne reaktsiooni võrrand.

### XIII. METALLIDE AKTIIVSUS.

Kui paigutada ritta vastavalt keemilise aktiivsuse lan-gusele kõik metallid ja vesinik, mis paljudel juhtudel käi-tub sarnaselt metallidega, siis saadud järjestust nimetatak-se metallide aktiivsuse või pingereaks. Antud metalli täpne asukoht pingereas on määratud tema normaalpotentsiaaliga, s.o. potentsiaaliga, mida omab see metall oma soola 1 N lahu-ses. Tuntumad metallid on järjestatud alljärgnevas tabelis normaalpotentsiaali suuruse järgi.

Metall/Me <sup>n+</sup>	Normaalpotent-siaal v	Metall/Me <sup>n+</sup>	Normaalpotent-siaal v
Li/Li <sup>+</sup>	-3,02	Ni/Ni <sup>2+</sup>	-0,23
K/K <sup>+</sup>	-2,92	Sn/Sn <sup>2+</sup>	-0,14
Ba/Ba <sup>2+</sup>	-2,92	Pb/Pb <sup>2+</sup>	-0,126
Ca/Ca <sup>2+</sup>	-2,84	$\frac{1}{2} \text{H}_2/\text{H}^+$	±0,000
Na/Na <sup>+</sup>	-2,71	Sb/Sb <sup>3+</sup>	+0,20
Mg/Mg <sup>2+</sup>	-2,38	Cu/Cu <sup>2+</sup>	+0,34
Al/Al <sup>3+</sup>	-1,66	Ag/Ag <sup>+</sup>	+0,799
Zn/Zn <sup>2+</sup>	-0,763	Hg/Hg <sup>2+</sup>	+0,854
Fe/Fe <sup>2+</sup>	-0,441	Au/Au <sup>3+</sup>	+1,42

Metallide pingereast tuleneb rida olulisi järeldusi:

1) mida negatiivsem on antud metalli normaalpotentsiaal, seda aktiivsem on ta keemiliselt ja seda tugevamad on tema redutseerivad omadused;

2) iga metall, mille normaalpotentsiaal on positiivsem teiste metallide normaalpotentsiaalidest (s.t. metall asub pingereas teistest metallidest eespool), tõrjub välja need

metallid nende soolade lahustest;

3) kõik metallid, millede normaalpotentsiaalid on negatiivsemad vesiniku normaalpotentsiaalist, tõrjuvad vesiniku välja lahjendatud hapetest. Need metallid, mille normaalpotentsiaalid on postitiivsemad vesiniku normaalpotentsiaalidest, ei tõrju vesinikku välja lahjendatud hapetest.

#### Eksperimentaalne osa.

Katse 1. Metallide reaktsioon soolhapetega.

Valada 3 katseklaasi umbes 5 ml lahjendatud soolhapet ja paigutada erinevatesse katseklaasidesse I - tükike Mg, II - Zn ja III - Cu. Kas kõik metallid reageerivad soolhapetega? Selgitada nähtust ja kirjutada reaktsiooni võrrandid.

Katse 2. Elavhõbeda väljatõrjumine vasega.

Puhastada vaskraha, asetades ta lühikeseks ajaks 1:1 lahjendatud lämmastikhappesse portselankausis. Pesta raha veega ja paigutada mõneks minutiks  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  lahusesse. Selgitada esinevat nähtust ja kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse 3. Metallide pingerida.

5 katseklaasi valada umbes 5 ml järgmisi lahuseid: I -  $\text{ZnCl}_2$ , II -  $\text{FeCl}_3$ , III -  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ , IV -  $\text{SnCl}_2$  ja V -  $\text{CuSO}_4$ . Paigutada igasse katseklaasi 5-10 minutiks metallilise Zn tükikesed. Mis juhtub Zn pinnaga? Korrata katset, asendades nüüd Zn, Fe ja Cu tükikestega. Missugustest lahustest tõrjuvad Fe ja Cu metalle välja? Katseandmed kanda alljärgnevasse tabelisse:

Metall \ Sool	$\text{ZnCl}_2$	$\text{FeCl}_3$	$\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$	$\text{SnCl}_2$	$\text{CuSO}_4$
Zn	-				
Fe		-			
Cu					-

Reastada uuritud metallid nende aktiivsuse järgi. Kirjutada reaktsiooni võrrandid.

Katse 4. Metallide korrosioon.

a. Ühe kirjaklambri külge kinnitada õhuke tükike metallilist Zn, teise külge samasugune tükike Sn. Kahte katseklaasi valada 5-6 ml vett ja lisada mõni tilk lahjendatud  $H_2SO_4$  ning punase veresoola  $K_3/Fe(CN)_6/$  lahust. Punane veresool on tundlik reaktiiv  $Fe^{2+}$ -ioonile, andes sellega sinise värvusega ühendi. Mõlemad klambrid asetada seejärel valmistatud lahustesse ja jätta katseklaasid 5-10 minutiks seisma. Täheledata toimuvaid muutusi. Selgitada esinevaid nähtusi ja kirjutada reaktsiooni võrrandid.

b. Valida kaks Zn tükikest võimalikult ühesuguse pinnaga. Üks neist paigutada 3-4 minutiks katseklaasi  $CuSO_4$  lahusesse. Seejärel valada lahus katseklaasist ja pesta Zn tükikest ettevaatlikult paar korda veega. Valada kahte katseklaasi lahjendatud soolhappe lahust ja asetada ühte tavaline, teise aga vasetatud Zn tükike. Võrrelda Zn tükikeste reaktsiooni intensiivsust soolhappega. Anda seletus esinevatele nähtustele.

Töövahendid.

1. Laboratoorsed nõud: katseklaasid, portselankauss.

2. Reaktiivid:

- a) lahused: lahjendatud  $HCl$  ja  $H_2SO_4$ , 1:1 lahjendatud  $HNO_3$ ,  $Hg(NO_3)_2$ ,  $ZnCl_2$ ,  $FeCl_3$ ,  $Cd(NO_3)_2$ ,  $SnCl_2$ ,  $CuSO_4$ ,  $K_3/Fe(CN)_6/$ ;
- b) tahked ained:  $Mg$ ,  $Cu$ ,  $Fe$ ,  $Zn$ ,  $Sn$ , kirjaklambrid.

Ülesanded.

1. Ni-plaadikesed on paigutatud  $MgSO_4$ ,  $NaCl$ ,  $CuSO_4$ ,  $AuCl_3$ ,  $ZnCl_2$  ja  $Pb(NO_3)_2$  lahustesse. Missuguste sooladega nikkel reageerib? Kirjutada reaktsioonide võrrandid.
2. Kuidas reageerivad  $Mg$  ja  $Cu$  lahjendatud  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$  ja

HCl-ga? Kirjutada reaktsiooni võrrandid.

3.  $\text{HgCl}_2$  lahusesse asetati 50 g vaskplaat. Reaktsiooni lõppemise järel oli plaadi kaal 52,74 g. Mitu g  $\text{HgCl}_2$  oli lahuses?
4. Fe-plaat reageerib lahjendatud soolhappega aeglaselt. Kui aga puudutada lahuses Fe-plaati Zn-tükikesega, hakkab  $\text{H}_2$  raud eralduma märgatavalt kiiremini. Põhjendada toimuvat nähtust.

#### XIV. KASUTATUD KIRJANDUS.

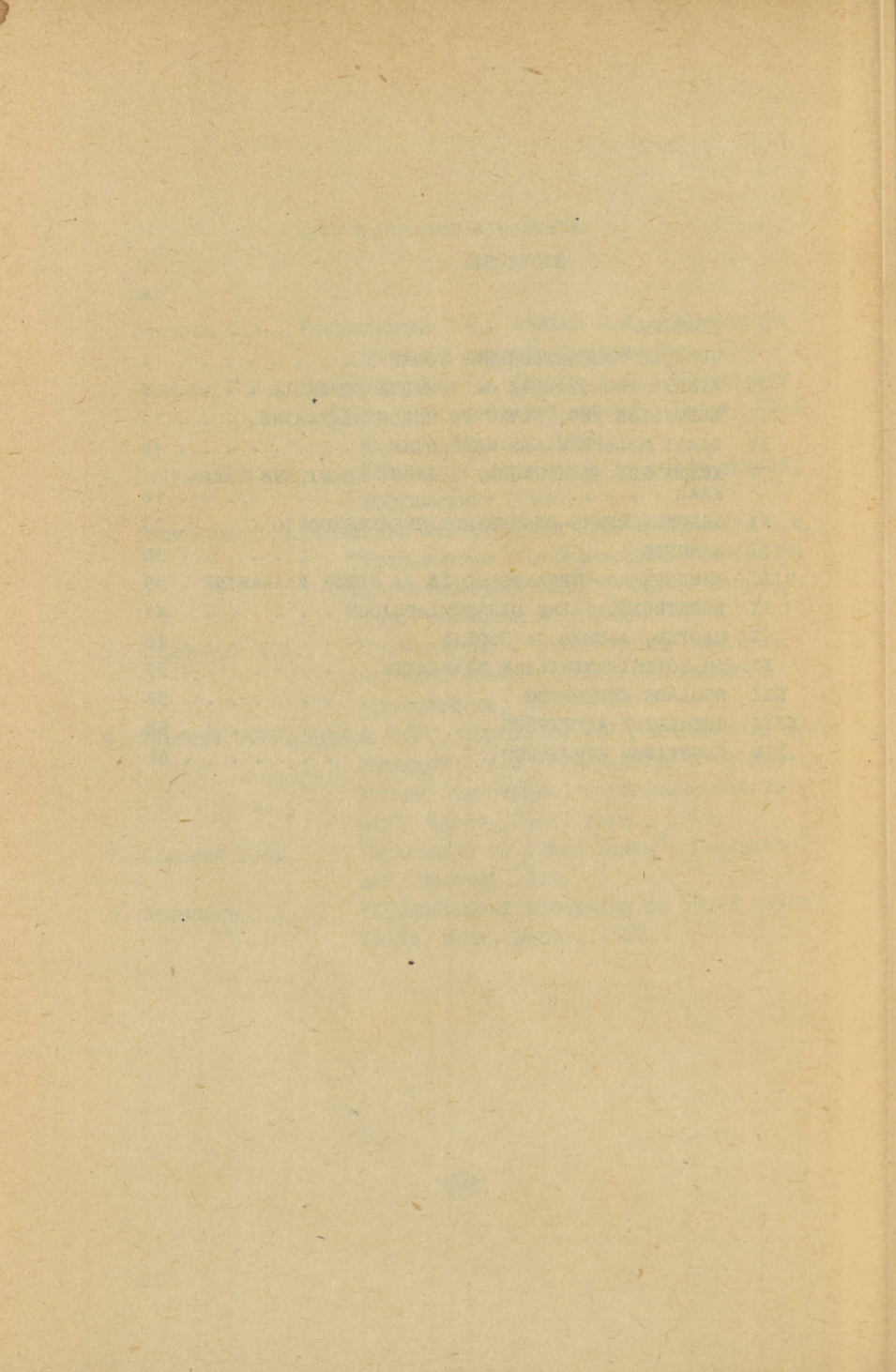
1. Балезин С.А., Разумовский Г.С., Филько А.И., "Практикум по общей химии", Госхимиздат, 1946.
2. Балезин С.А., Разумовский Г.С., Филько А.И., "Практикум по неорганической химии", Издат. "Сов. наука", Москва, 1951.
3. Глинка Н.Л., "Задачи и упражнения по общей химии", Госхимиздат, 1950.
4. Толмачева Т.А., Иванова М.В., Дурдин Я.В. и Вдовенко В.М., "Руководство к лабораторным работам по неорганической химии", Издат. Ленинград. университета, 1953.
5. Корниенко М.А., "Руководство к практическим занятиям по общей химии", Издат. Харьковского университета, 1958.
6. Немкова О.Г., Бурова Е.И., Воробьева О.И., Ипполитова Е.А., Лапицкий А.В., "Руководство к практическим занятиям по неорганической химии", Издат. Моск. унив., 1959.
7. Семишин В.И., "Практикум по общей химии", Госхимиздат, Москва, 1954.
8. Хомченко Г.П., "Лабораторный практикум по общей химии", Издат. Моск. унив., 1957.

SISUKORD.

Lk.

EESSÕNA

I	JUHISED LABORATOORSEKS TÖÖKS . . . . .	4
II	AINETE PUHASTAMINE JA PUHTUSE KONTROLL . . . . .	6
III	KEEMILINE EKVIVALENT JA SELLE MÄÄRAMINE. . . . .	11
IV	GAASI MOLEKULKAALU MÄÄRAMINE . . . . .	15
V	KEEMILISE REAKTSIOONI KIIRUS. KEEMILINE TASA- KAAL . . . . .	18
VI	REDUTSEERUMIS-OKSÜDEERUMISREAKTSIOONID . . . . .	23
VII	LAHUSED . . . . .	30
VIII	LAHUSTE KONCENTRATSIOONID JA NENDE MÄÄRAMINE . . . . .	35
IX	ELEKTROLÜÜTILINE DISSOTSIATSIOON . . . . .	41
X	HAPPED, ALUSED JA SOOLAD . . . . .	46
XI	pH KOLORIMEETRILINE MÄÄRAMINE. . . . .	53
XII	SOOLADE HÜDROLÜÜS . . . . .	58
XIII	METALLIDE AKTIIVSUS . . . . .	62
XIV	KASUTATUD KIRJANDUS . . . . .	66





Hind rbl. 0.13

A-23537

TÜ RAAMATUKOGU



1 0300 00367653 5