

TARTU RIIKLIK ÜLIKOOL

U.PALM R.TANI

ANORGAANILISE KEEMIA
PRAKTILISTE TÖÖDE
VALIMIK

I

TARTU 1970

A-30783
TARTU RIIKLIK ÜLIKOOL

ANORGAANILISE KEEMIA KATEEDER

U.PALM R.TANI

ANORGAANILISE KEEMIA
PRAKTILISTE TÖÖDE
VALIMIK

I

Kolmas trükk

TARTU 1970

ESSONA.

Käesolev praktiliste tööde kogumik on mõeldud kasutamiseks õppevahendina anorgaanilise keemia omandamisel kõikidele Tartu Riikliku Ülikooli üliõpilastele, kelle eriala õppeplaan näeb ette anorgaanilise keemia praktikumi. Esitatud materjal on liigendatud peatükkideks, kusjuures 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.

Peatükid I-V, VII ja VIII on kirjutanud R. Tani, peatükid VI ja IX-XIII on koostatud U. Palmi poolt.

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 katsetehnikaga 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 laboratoorse tööde vinikusse.
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 korgiga ja asetada oma kohale.
10. Võetud reaktiivi liiga ei tohi tagasi valada reaktiivi pudelisse või purki, vaid anda kasutamiseks järgmisele üliõpilasele.

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

Ettevaatusabinõud.

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

1. Töötada tuleb tähelepanelikult ja täpselt!
2. Katsed mürgiste ja halvasti lõhnavate ainetega viia läbi tõmbekapis!
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 enese ega naabri suunas.
6. Vedeliku soojendamisel keeduklaasis või portselankausis mitte kummarduda vedeliku kohale, sest tekkivad aurud võivad sattuda silma või nahale.
7. Hoiduda eralduvate 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 soodalahusega või lahjendatud ammoniaagilahusega. Leelise sattumisel nahale tuleb hoolikalt pesta veega ja neutraliseerida lahjendatud äädikhappelahusega.
14. Käte põletamisel kuumas esemega tuleb põletatud kohta nii-

sutada kontsentreeritud kaaliumpermanganaadilahusega.

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 soovitakse lahus eraldada tahkest ainest või vastupidi.

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

Ümberkristalliseerimine. Seda meetodit kasutatakse kristalliliste ainete puhastamisel teistest lahustuvatest lisanditest. Ümberkristalliseerimiseks lahustatakse saastatud aine soojendamisel vees ning saadakse sel teel küllastatud lahus toatemperatuurist kõrgemal temperatuuril. Tuleb jälgida, et kogu võetud aine oleks lahustunud, vastasel korral 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 põhikomponent 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 pestakse peale nende eraldamist veel vähese hulga veega, et eemaldada 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 mitmete 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 vedelikest 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 kallutamiseega 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, jaotuslehtreid ja sifoone.

Katse 1. Ümberkristalliseerimine. a) Kasutades soolade lahustuvuse tabelit, arvutada, kuipalju tuleb võtta veevaba CuSO_4 ning vett, et saada 70°C juures küllastatud vasksulfaadilahus ja et viimase jahutamisel eralduks 20°C juures 10g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Vasksulfaati võtta 10% enam arvatud 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 kurdfiltritri, aurutada kokku kuni pinnale tekib kile ja jahutada 20°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) Väikeesse keeduklaasi kaaluda saastatud sool ($20-25 \text{ g KNO}_3$, $60-65 \text{ g Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ või $15 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$). Valada sellele 25-30 ml vett ning lahustada soola algul toatemperatuuril ja seejärel tõsta 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 elavhõbeda anum asuks äravoolutoru kohal. Ühendada defleg-

maatori äravoolutoru jahutiga ja see allonzi abil vastuvõtjaga. Jahuti ühendada kummivoolikute abil veekraani ja valamuga nii, et jahutusvesi voolaks sisse jahuti alumisest külgtorust ning väljuks ülemisest. Destillatsioonikolbi soojendada kas asbestvõrgul, vee- 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.

Iga ainet tuntakse tema omaduste järgi. Võtame näiteks tüki metallilist kaaliumi. Uurides seda, märkame, et ta on pehme, hõbevalge värvusega metall, reageerib tormiliselt vee-ga. Määrates kaaliumi tiheduse, leiame, et see on 0,86. Ta sulab 62,3° C ja keeb 760° C juures jne. Kõik need kaaliumile iseloomulikud tunnused on tema füüsikalised omadused.

Arve, mis iseloomustavad aine füüsikalisi omadusi, nagu tihedust, 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 pimsskivi- 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 pinna peal. Vedelikku soojendatakse nõrgal tulel või keeduklaasis olevas vees. Kui termomeetri elavhõbedaanumalt hakkab voolama kondenseeruv vedelik või kui elavhõbedasammast termomeetris saayutab 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 impudeliga, klaaslehter, asbestvõrk, filterpaber, destillatsioonikolb, deflegmaator, jahuti koos voolikutega, allonž, vastuvõtja, statiiv klambrite ja rõngastega, klaasiviil, kapillaartoru, kummirõngad, pimsskivi- või kapillaari tükikesed, kõrk katseklaasi jaoks, 2 keeduklaasi à 100 ml, kolb à 100 ml, keeduklaas à 200 ml.

2. Reaktiivid. Tahked ained: tehniline veevaba CuSO_4 , KNO_3 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, Na_2SO_4 , KI, jood, 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, mille ekvivalent on teada. Seda meetodit tuntakse kaudse meetodi nime all.

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

Paljud metallid reageerivad lämmastikhappega, moodustades nitraate. Enamik nitraate lagunevad kuumutamisel, andes metallioksiidi, lämmastikoksiidi 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. Tiiglisse kaalutakse 0,2-0,3 g määratava metalli laaste, täpsusega 0,01 g. Algul valatakse tiiglisse umbes 3 ml destilleeritud vett ja seejärel lisatakse pipetist tilgakaupa kontsentreeritud HNO_3 . Hapet lisatakse metalli täieliku lahustumiseni. Töö teostada tömbekapis! Tiigel tekkinud nitraadilahusega 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. Aeg-ajalt 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 tiigli kaal on jäänud konstantseks, võib lugeda katse lõppenuks, vastasel korral aga tuleb kuumutamist korrata konstantse kaalu saavutamiseni.

Saadud andmeist arvutatakse metalli ekvivalent. Kui võetud metalli kaalutis tähistada g_1 , saadud oksidi kaalutis g_2 , siis metalliga ühinenud hapniku kaaluline hulk oleks $g_2 - g_1$. Kuna hapniku ekvivalent on 8, võime järgmisest võrdest arvutada metalli ekvivalenti:

g_1 kaaluosa metalli ühines $g_2 - g_1$ kaaluosa hapnikuga
 $E_{\text{met.}}$ " " " 8 " " ,

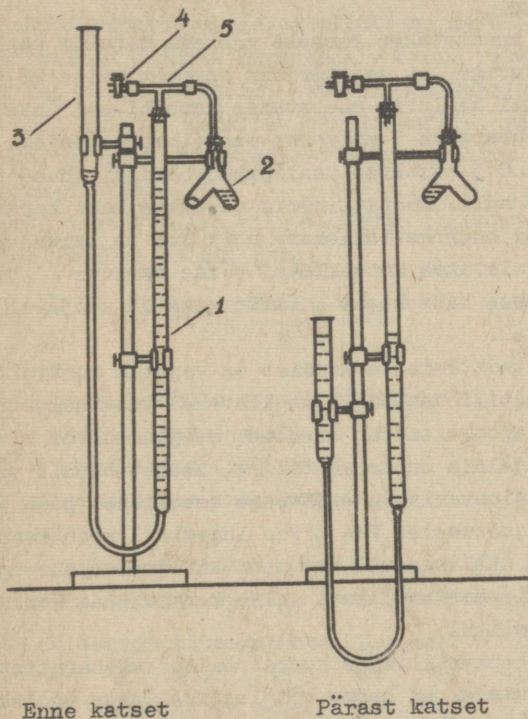
siit

$$E_{\text{met.}} = \frac{8 \cdot g_1}{g_2 - g_1}$$

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

Metalli ekvivalendi määramiseks antud meetodil kasutatakse metalli reageerimist tavaliselt sool- või väävelhappega, mõningate metallide korral ka leelistega. Katsel määratakse kindla hulga metalli poolt väljatõrjutud vesiniku ruumala, fikseeritakse katse temperatuur ja rõhk ning andmeist arvutatakse metalli ekvivalent.

Töö läbiviimiseks koostatakse alljärgnev katseseadeldis



Joonis 1.

Seadeldis koosneb: 1) 50-milliliitrisest büretist, 2) kaheharulisest katseklaasist (Ostwaldi katseklaas), 3) lahtisest klaastorust, mis on vajalik vee nivoo de tasa-kaalustamiseks, 4) klaaskraanist või kummivoolikust näpitsaga ja 5) kolmikust.

Seadeldise osad kinnitatakse metallstatiivi külge vastavate klambritega ja ühendatakse kummikorkide ja -voolikute abil.

Edasi valatakse tasakaalustamisnõusse vesi, avatakse kraan või näpits õhu väljalaskmiseks ja viiakse nivoo büretis nullkriipsule.

Järgnevalt arvutatakse katseks võetava metalli kaalutis niisuguse arvestusega, et see tõrjuks hapest välja 25-50 ml vesiniku. Metalli kaalutis asetatakse katseklaasi ühte harusse. Edasi arvutatakse 1-molaarse väävelhappe (tsingi, raua korral) või 0,5-molaarse kaaliumhüdroksiidilahuse (alumiiniumi korral) hulk. Mõõtsilindris võetakse kaks korda suurem happe- või hüdroksiidilahuse hulk kui on leitud teoreetiliselt ja valatakse katseklaasi teise harusse.

Siis suletakse katseklaas kummikorgiga ja seejärel näpits kummivoolikul.

Enne katse teostamisele asumist on vajalik kontrollida seadeldise hermeetilisust. Selleks lastakse tasakaalustamisnõu 15-20 cm allapoole endist asendit, seejuures vee nivoo büretis, kui seadeldis on hermeetiline, alaneb ainult vähe. Kui tõsta tasakaalustamisnõu endisesse asendisse, peab vee nivoo jääma nulljaotusele. Vee nivoo lugemisel peab katsetaja silm asetsema ühel tasemel vee meniski alumise servaga. Kui seadeldis pole hermeetiline, tuleb kontrollida korke ja näpitsat kummivoolikul.

Seadeldise hermeetilisuse korral tuleb kaheharulist katseklaasi kallutada, et happe või leelise lahus voolaks harusse, kus asub metall.

Vesinik, mis tekib metalli reageerimisel happe või leelisega, tõrjub büretist välja vastava ruumala vett. Tasakaalustamisnõu tuleb katse vältel kogu aeg lasta allapoole,

et vee nivoo nõus ja büretis oleks ühel tasemel. See on vajalik katseseadeldises tekkiva rõhu võrdsustamiseks atmosfäärse rõhuga.

Reaktsiooni kulgemisel joonistada katseseadeldis ja märkida baromeetri ja termomeetri näidud vihikusse.

Kui kogu metalli hulk on reageerinud, lõpeb vee nivoo langus büretis. Täpse tulemuse saamiseks lastakse katseklaas jahtuda toatemperatuurini, viiakse vee nivoo tasakaalustamisnõus ja büretis samale tasemele ning loetakse väljatõrjutud vee ruumala, mis on võrdne eraldunud vesiniku ruumalaga.

Saadud andmete alusel arvutatakse metalli ekvivalent. Arvutamisel on vajalik arvestada veeauru rõhku, kuna gaas koguti vee kohale. Metalli 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 normaaltingimustesse vastava valemi järgi¹

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

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 katsetemperatuuril.

h suurus mitmesugustel temperatuuridel: (mm Hg)

t° ...	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

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

Saadud vesiniku ruumalast normaalingimustes võime arvutada väljatõrjutud vesiniku kaalu, kuna 1 liiter vesiniku normaalingimustes kaalub 0,0899 g. Edasi koostame võrde nagu otsese määramise korral ning arvutame metalli ekvivalendi.

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

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

Töövahendid.

1. Laboratoorsed vahendid: kaanega portselantiigel, kolmnurk, pipett, eksikaator, tiiglitangid, klaaslehter, 50-milliliitrine bürett, kaheharuline katseklaas, kummivoolik, kummikorgid katseklaasile ja büretile, näpits, tehnilised kaalud ja vihid.

2. Reaktiivid. a) lahused: kontsentreeritud HCl, H₂SO₄ ja HNO₃.
b) tahke KOH või NaOH.

Ülesanded.

- 3,5 grammis metallijodiidis on 1,9 g joodi. Leida metalli ekvivalent, teades, et joodi ekvivalent on 126,9.
- Lämmastikoksiid sisaldab 25,93 % lämmastikku. Leida lämmastiku ekvivalent.
- 0,225 g metalli tõrjus välja 311,2 ml vesiniku 20°C ja 740 mm Hg-samba rõhu juures. Leida metalli ekvivalent.
- Metalli oksiid sisaldab 47,06 % hapnikku, sama metalli ühend broomiga sisaldab aga 89,88 % broomi. Arvutada broomi ekvivalent.
- 0,09 g metalli tõrjus happest välja 48 ml vesiniku rõhul 770 mm Hg ja temperatuuril 17°C. Arvestada, et vesinik koguti vee peale. Arvutada metalli ekvivalent.
- Liiter hapnikku kaalub 1,4 g. Mitu liitrit hapnikku kuulub 21 g magneesiumi põlemiseks, kui magneesiumi ekvivalent on 12?

IV. GAASI MOLEKULMASSI MÄÄRAMINE.

Molekulmassiks nimetatakse arvu, mis näitab, mitu korda on antud liht- või liitaine molekul raskem $\frac{1}{12}$ süsiniku aatomi kaalust.

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

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.

Avaldisel $\frac{p_0 \cdot v_0}{273}$ valemis (I) on gaasi gramm-molekuli puhul kindel suurus, mis tähistatakse R ja nimetatakse gaasi universaalkonstandiks. R arvuline väärtus oleneb ühikutest, milledes väljendatakse rõhku ja ruumala. Kui p_0 on atmosfäärides ja v_0 liitrites, siis

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

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

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

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

$$pv = RT \quad (II).$$

Kui gaasilist ainet on 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

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

siit

$$M = \frac{m RT}{pv} .$$

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

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

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

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

Ekspperimentaalne osa.

Töö 1. Määrata süsinikdioksiidi molekulmass.

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

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

Kolvi ruumala tähistame - v. Andmetest on vajalikud veel katse temperatuur - t° ja rõhk p.

Katseks vajaliku CO_2 saame Kippi aparaadist, kus reageerib soolhape marmori tükikestega. Süsinikdioksiidi puhastamiseks juhitakse tekkinud gaas esiteks läbi veega täidetud pesupudeli ja seejärel läbi kontsentreeritud väävelhappega täidetud pesupudeli. Mispärast? Et veenduda, kas kolb on täielikult täitunud süsinikdioksiidiga, tuleb peale esimest kaalumist kolbi uuesti juhtida süsinikdioksiidi ja seejärel uuesti kaaluda. Kui esimene ja teine kaalutis ühtivad, on kolb täielikult täidetud.

Molekulmassi 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 liiter vesinikku kaalub norm. tingimustes 0,09 g;
 - 4) määrata tühja kolvi kaal (a-c), lahutades õhuga täidetud kolvi kaalust õhu kaalu;
 - 5) arvutada süsinikdioksiidi kaal (g) kolvis
- 6) arvutada süsinikdioksiidi tihedus vesiniku suhtes

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

- 7) arvutada süsinikdioksiidi molekulmass

$$M = 2 D_H .$$

Töövahendid.

1. Laboratoorsed vahendid: Kippi aparaat süsinikdioksiidi saamiseks koos pesupudelitega, termomeeter, tehnilised kaalud ja vihid, liitrine kolb koos kummikorgiga, kummi-voolikud, näpitsad.

Töö 2. Süsinikdioksiidi molekulmassi määramine.

Töö teostamisel kasutatakse sama seadeldist nagu on kirjeldatud metalli ekvivalendi määramisel (joonis 1).

Katseklaasi ühte harusse valatakse mikrobüreti abil (täpsusega kuni 0,05 ml) 2-3 ml soodalahust (Na_2CO_3), mille kontsentratsioon on varem kindlaks määratud.

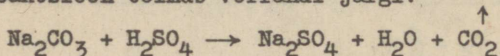
Praktikum juhendaja teatab üliõpilastele süsinikdioksiidi hulga grammides, mis tekib ühe milliliitri soodalahuse reageerimisel väävelhappega. Soodalahuse hulk peab olema selline, et reageerimisel väävelhappega eralduks mitte vähem kui 25 ml ja mitte enam kui 50 ml süsinikdioksiidi.

Katseklaasi teise harusse valatakse 2-3 ml 30 %-list väävelhappelahust, mida mõõdetakse väikese mõõtsilindriga.

Vedelikuna kasutatakse seadeldises küllastatud naatriumvesinikkarbonaadilahust (NaHCO_3), et vältida süsinikdioksiidi lahustumist.

Edasi reguleeritakse vedelik büretis nulljaotusele ja kontrollitakse seadeldise hermeetilisust. Seejärel kallutatakse kaheharulist katseklaasi nii, et soodalahus järk-järgult ja ettevaatlikult valatakse väävelhappesse.

Reaktsioon toimub võrrandi järgi:



Reaktsioon kulgeb algul tormiliselt, katse lõpul aga tuleb süsinikdioksiidi jälgede eemaldamiseks reaktsioonisegust asetada katseklaas väheseks ajaks kuuma veega täidetud keeduklaasi.

Kui katseklaas on uuesti jahtunud toatemperatuurini, loetakse eraldunud süsinikdioksiidi ruumala büretilt ja märgitakse temperatuur ning õhurõhk. Edasi viiakse gaasi ruumala normaaltingimustele valemi järgi, mis on antud metalli ekvivalendi määramisel (väljatõrjumismeetod), arvestades üntlasi veeaururõhku. Veeaururõhu lahuse kohal võtame võrdseks aururõhuga vee kohal.

Teades süsinikdioksiidi kaalu g ja normaaltingimuste-

le viidud ruumala v_0 , mis on väljendatud liitrites, arvutame

$$d = \frac{g}{v_0}, \text{ kust } M_{\text{CO}_2} = d \cdot 22,4.$$

Katset korrata ja süsinikdioksiidi molekulmass arvutada kahe katse keskmisest tulemusest. Arvutada vea protsent!

Töövahendid.

1. Laboratoorsed vahendid: 5- või 10-milliliitrine mõõtsilinder, asbestvõrk, metallstatiiv rõngaga, keeduklaas 200-500 ml, mikrobürett, termomeeter.

2. Reaktiivid: 30 %-line H_2SO_4 , antud kontsentratsiooniga Na_2CO_3 -lahus, küllastatud NaHCO_3 -lahus.

Ülesanded.

1. 1 liiter gaasi normaaltingimustes kaalub 1,43 g. Kui suur on selle gaasi molekulmass?
2. 1 liitri gaasi kaal 21°C ja 722 mm Hg rõhu korral on 2,52 g. Kui suur on selle gaasi tihedus vesiniku suhtes ja tema molekulmass?
3. Kui palju kaalub 300 liitrit süsinikdioksiidi -9°C ja 1,64 atm 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 m³ lämmastiku kaal 30°C ja 5 atm rõhu juures.
6. Määrata gaasi molekulmass, kui 6 g seda gaasi 27°C juures ja rõhul 3 atm 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.

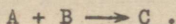
Kontsentratsiooniks nimetatakse aine hulka ruumalaühi-

kus ning tavaliselt väljendatakse kontsentratsioonide reaktsiooni kiiruse mõõtmisel aine moolide arvuga 1 liitris.

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

Reageerivate ainete kontsentratsioonide 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 on 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, pöördumatud, 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 nihumise 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 H_2SO_4 -lahust. Mõne aja möödudes muutub lahus häguseks, mis on tingitud vaba väevli eraldumisest. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse läbiviimiseks võtta 6 puhas katseklaasi, kolme neist mõõta pipetiga 3 ml 2-%-list H_2SO_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 H_2O ; teise 6 ml $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ -lahust + 3 ml H_2O 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 igäühesse 5 ml $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ lahust, teise kolme katseklaasi igäühesse 5 ml H_2SO_4 . Võtta katseklaas H_2SO_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° 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° kõrgema temperatuurini kui esimesel katsel.

Koostada vastav tabel ja teha katsest järeldused.

Töö 3. Katalüsaatori mõju reaktsiooni kiirusele.

Valada kahte katseklaasi indigokarmiini lahjendatud la-

hust. Ühte neist katseklaasidest lisada mõni tilk FeCl_3 -lahust. Seejärel lisada mõlemasse katseklaasi vesinikperoksiidilahust. Jälgida mõlemas katseklaasis värvuse kadumise momenti. Teha katsest järeldused.

Töö 4. Keemilise tasakaalu nihkumine.

5 ml-le 0,01 M FeCl_3 -lahusele lisada 5 ml 0,01 M KSCN-(kaaliumrodaniidi-) lahust. Moodustunud $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ tõttu tekib intensiivse punase värvusega lahus. Kirjutada selle pöörduva reaktsiooni võrrand. Jagada saadud lahus võrdselt 4 katseklaasi. Esimene katseklaas jätta võrdluseks. Teise lisada veidi kontsentreeritud FeCl_3 -lahust, kolmandasse kontsentreeritud KSCN-lahust ja neljandasse vähe kristalset KCl.

Võrrelda katseklaasides lahuste värvusi ja teha järeldused.

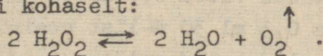
Töövahendid.

1. Laboratoorsed vahendid: katseklaasid statiiviga, asbestvõrk, termomeeter, metallstatiiv rõngaga, keeduklaas 300-500 ml, stopper, 2 pipetti á 10 ml.

2. Reaktiivid a) lahused: 2 %-line H_2SO_4 , 2 %-line $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, lahj. FeCl_3 , lahj. H_2O_2 , lahj. indigokarmiin, 0,01 M FeCl_3 , 0,01 M KSCN, konts. FeCl_3 , konts. KSCN;
b) tahked ained: KCl.

Töö 5. Vesinikperoksiidi lagunemise kiiruse määramine gasomeetrilisel meetodil.

Vesinikperoksiid laguneb aeglaselt iseenesest järgmise reaktsioonivõrrandi kohaselt:



Katalüsaatori lisamine kiirendab tunduvalt vesinikperoksiidi lagunemist. Katalüsaatorina võib kasutada mangaandioksiidi või 3 %-list kaaliumdikromaadilahust.

Töö läbiviimiseks koostatakse sama katseseadeldis, nagu on kirjeldatud metalli ekvivalendi määramisel (joonis 1). Katseseadme erinevus seisab selles, et kaheharuline katse-

klaas on asetatud termostaati, milleks kasutatakse suuremat veega täidetud nõu või kristallisaatorit.

Kaheharulise katseklaasi ühte harusse viiakse ettevaatlikult 0,1 g mangaandioksiidi, teise 50 ml värskelt valmistatud vesinikperoksiidilahust. Viimase valmistamiseks võetakse 0,5 ml 30 %-list vesinikperoksiidi ja lahjendatakse see destilleeritud veega mõõtkolvis 50 milliliitriini.

Katseklaas suletakse korgiga ja viiakse 17°-sesse vette termostaadis, kus lastakse seista 15-20 minutit.

Peale termostateerimist valada katseklaasis olev vesinikperoksiidilahus mangaandioksiidile ja loksutada mitmekordse kallutamisega segi. Algab energiline lagunemisreaktsioon. Õhu väljatõrjumiseks süsteemist hoida näpits avatult 0,5 minuti vältel.

Näpitsa sulgemisel märkida vihikusse täpne aeg. Esimese 6-7 minuti vältel jälgida iga minuti möödumisel vee niivood büretis, kanda tabelisse aeg ja väljatõrjutud vee ruumala milliliitrites. Hiljem võib vaatluste vaheaega pikendada 2 minutile ja reaktsiooni aeglustumisel 5 minutile, kuni reaktsiooni lakkamiseni.

Saadud andmete alusel joonistada vihikusse graafik teljestikus: horisontaalteljel (abstsissteljel) aeg minutites ja püstteljel (ordinaatteljel) väljatõrjutud vee ruumala milliliitrites.

Katse järeldused kanda vihikusse!

Kontsentratsiooni mõju selgitamiseks reaktsiooni kiirusele korrata katset analoogilisel viisil, varieerides vesinikperoksiidilahuse kontsentratsiooni.

Teiseks katseks võtta 0,7 ml 30 %-list vesinikperoksiidi ja kolmandaks 0,3 ml 30 %-list vesinikperoksiidi ning lahjendada mõlemal juhul destilleeritud veega mõõtkolvis 50 milliliitriini.

Temperatuuri mõju selgitamiseks reaktsiooni kiirusele teostada vesinikperoksiidilahusega (0,5 ml 30 %-list vesinikperoksiidi lahjendada destilleeritud veega 50 milliliitriini) järgmised katsed. Esimesel juhul asetada katseklaas

termostateerimiseks 27°-sesse vette, teisel juhul 37°-sesse vette ning peale termostateerimist viia läbi katse analoogiliselt eespool antud juhistele. Võrrelda saadud andmeid esialgsel katsel saadud tulemustega.

Katalüsaatori mõju selgitamiseks reaktsiooni kiirusele teostada analoogilised katsed vesinikperoksiidiga (0,5 ml vesinikperoksiidi lahjendada 50 milliliitri). Ühel juhul kaaluda katalüsaatorit 0,1 g, teisel juhul 0,05 g. Saadud andmeid võrrelda omavahel.

Kõigi katsete puhul koostada saadud andmete alusel graafikud.

Töövahendid.

1. Laboratoorsed vahendid: termomeeter, tehnilised kaalud ja vihid, pipett ä 1 või 2 ml, 50-milliliitrine mõõtkolb, kristallisaator.

2. Reaktiivid: MnO_2 ja 30 %-line H_2O_2 .

Töö 6. Keemilise tasakaalu nihkumine.

Mikrokatseklaasis valmistada lahus 4 tilga $FeCl_3$ - ja 4 tilga NH_4CNS -või $KCNS$ lahjendatud lahuse segamisel. Mikropipeti abil kanda neli tilka saadud lahust kahhelplaadile, nii et tilgad asetseksid üksteisest 7-10 mm kaugusel.

Samale plaadile kanda esimese tilga kõrvale üks tilk kontsentreeritud $FeCl_3$ -lahust, teise tilga kõrvale üks tilk kontsentreeritud NH_4CNS - või $KCNS$ -lahust, kolmanda juurde üks tilk küllastatud NH_4Cl - või KCl -lahust ja neljanda tilga juurde üks tilk lähtelahust. Nimetatud lahuste tilgad viia plaadile mikropipeti abil, kusjuures tilgad ei tohi omavahel kokku pnutuda ja peavad olema tunduvalt väiksemad kui esialgsed tilgad.

Edasi segatakse kõrvuti olevad tilgad klaaspulgaga. Iga kord peale segamist tuleb klaaspulk loputada ja hoolikalt kuivatada filterpaberiga.

Jälgida värvuste muutumist, teha katsest vajalikud

järeldused ja kanda vihikusse.

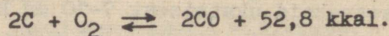
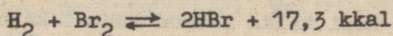
Töövahendid.

1. Laboratoorsed vahendid: mikrokatseklaasid 5 tk., mikropipetid 5 tk., kahhelplaat, klaaspulk.

2. Reaktiivid: lahj. FeCl_3 , lahj. NH_4CNS - või KCNS -lahus, konts. FeCl_3 , konts. NH_4CNS - või KCNS -lahus, küllastatud NH_4Cl - või KCl -lahus.

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 maksimumalne?
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° võrra.
4. Millises suunas nihkub tasakaal allpool toodud võrrandites, 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). Redoksreaktsioonide tunnuseks on seega reageerivate ühendite koostisse kuuluvate mõnede elementide va-

lentsi muutumine. Näiteks reaktsioonis

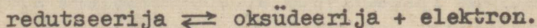


muutub raud nullvalentsest positiivselt kahevalentseks ja vesinik positiivselt ühevalentsest nullvalentseks. Järelikult on esitatud reaktsioon redoksreaktsioon.

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 O_2 , Cl_2 , KMnO_4 , KClO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, Pb^{4+} , H_2O_2 , HNO_3 jt. Redutseerijad on vastandina oksüdeerijatele niisugused ioonid, aatomid või molekulid, mis loovutavad elektrone. Tuntumad redutseerijad on näiteks H_2 , Na_2SO_3 , I^- , Pb^{2+} , Zn , C , H_2S , CO . Oksüdeerumisel väheneb negatiivne või suureneb positiivne valents, taandumisel aga suureneb negatiivne või väheneb positiivne valents.

Neutraalsete aatomite redoksomadusi iseloomustavad ionisatsioonipotentsiaal ja sugulus elektroniga. Ionisatsioonipotentsiaal (mõõdetakse elektronvoltides, eV) väljendab tööd, mida on vaja teha elektroni eemaldamiseks aatomist, ning on seega aatomite redutseerimisomaduste mõõduks. Sugulus elektroniga (mõõdetakse kilokalorites) iseloomustab energiat, mis on seotud neutraalsele aatomile elektroni juurdelisamisega.

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

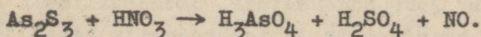


Eespool toodust järeldub, et redoksreaktsioonide võrrandites koefitsientide leidmisel ei saa lähtuda reageerivate elementide aatomite formaalsest arvulisest võrdsustamisest, vaid aluseks tuleb võtta oksüdeerijate poolt omas-

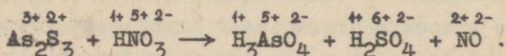
tatud ja redutseerijate poolt loovutatud elektronide arvu võrdsustamine.

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 metallidel on alati positiivne valents, vesinik on alati positiivselt 1-valentne (välja arvatud metalli hüdriidid, kus vesinik on negatiivselt 1-valentne, näiteks LiH, CaH₂), hapnik aga negatiivselt kahevalentne (välja arvatud ühend F₂O, kus hapnik on positiivselt 2-valentne ja peroksiidid, kus hapnik on formaalselt negatiivselt 1-valentne). Võib esineda juhtum, kus esitatud kaalutluste alusel mõnel elemendil tuleb valents suurem kui 8 (näiteks ühendis CrO₅ on Cr +10-valentne). Niisugused juhtumid on seletatavad asjaoluga, et valentside määramisel lähtuti ainult hapniku ja vesiniku valentsidest kui kindlatest suurustest ja ei arvestatud vasta ühendi konkreetset struktuuri. Elemendi tõeline valents on aga alati määratud ühendi struktuuriga. Seetõttu nimetatakse ka ülalkirjeldatud viisil määratud valentse formaalseteks.

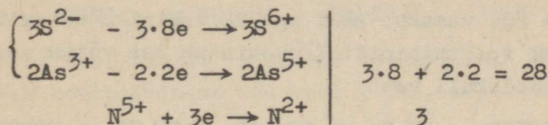
Vaatleme näitena koefitsientide leidmist järgmises redoksreaktsioonis:



1. Määrame reageerivate ainete koostisse kuuluvate elementide valentsid enne ja pärast reaktsiooni ja valentside väärtused kirjutame arvudena vastava elemendi kohale:

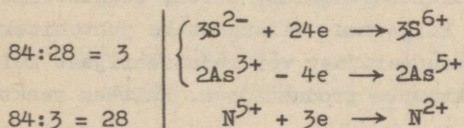


Siit nähtub, et valentse on muutnud elemendid As, S ja N. Üks S aatom¹ on ära andnud 8, üks As aatom aga 2 elektroni, kuna üks N aatom on juurde võtnud 3 elektroni. As ja S on oksüdeerunud, N aga redutseerunud. (Tavaliselt märgitakse ainult nende aatomite valentsid, mis oksüdeeruvad või redutseeruvad, ülejäänud jäetakse märkimata). Leiame loovutatud ja omastatud elektronide arvu järgmises elektroonses võrrandis:

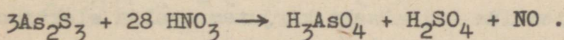


As₂S₃ molekul tervikuna loovutab 28 elektroni, üks HNO₃ molekul võtab vastu 3 elektroni. Kuna redutseerijate (As₂S₃) poolt loovutatud elektronide arv peab võrduma oksüdeerija (HNO₃) poolt omastatud elektronide arvuga, siis leiame vastavate arvude, s.o. 28 ja 3, väikseima ühiskordse, mis on 3 · 28 = 84.

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



ja kirjutame need koefitsiendid lähtevõrrandisse vastavate ühendite ette

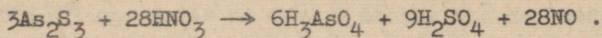


Oleme kindlaks määranud reaktsioonist osavõtivate redutseerijate ja oksüdeerijate aatomite arvu.

3. Võrdsustame võrrandi paremal poolel kõikide teiste

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

elementide aatomite arvud peale vesiniku ja hapniku.



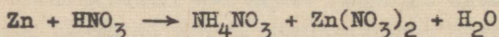
4. Et aga enamik redoksreaktsioone toimub vesilahustes, siis võib vesi redoksreaktsioonist osa võtta või moodustuda redoksreaktsioonis. Järgnevalt määramegi reaktsioonist osa võtva vee molekulide arvu võrrandi vasakul ja paremal pool olevate vesiniku aatomite arvu järgi. Võrrandi paremal pool on $6 \cdot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



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

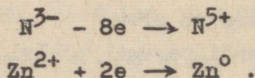
Esitatud meetodika on rakendatav enamikes redoksreaktsioonide võrrandis ja koefitsientide leidmisega alustatakse võrrandi vasakult poolelt. Alljärgnevatel juhtudel on aga sobivam alustada koefitsientide leidmist reaktsioonivõrrandi paremalt poolelt, vaadeldes mõttes reaktsiooni nagu paremalt vasakule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

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

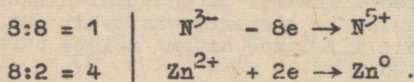


iga molekuli HNO_3 -oksideerija kohta kulutatakse veel lisaks HNO_3 molekulile soolade NH_4NO_3 ja $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ moodustamiseks.

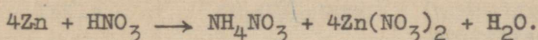
Koefitsientide leidmiseks kirjutame välja elektroonse võrrandi, vaadeldes reaktsiooni paremalt vasakule kulgevana.



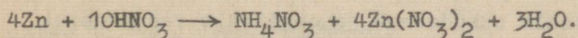
Väikseim ühiskordne on 8, vastavad koefitsiendid on seega



Paigutades need reaktsiooni võrrandisse, saame

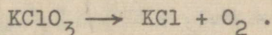


Võrdsustame nüüd N aatomite arvu võrrandi mõlemal poolel. Paremäl on neid 10, järelikult ka vasakul peab N aatomeid olema 10. H aatomite arvude võrdlemisel ilmneb, et reaktsiooni tulemusena peab veel moodustuma 3 molekuli vett. Seega

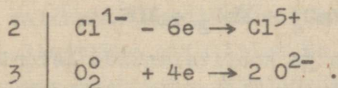


Esitatud näitest ilmneb, et peale ühe molekuli HNO_3 -oksideerija võtab reaktsioonist osa veel 9 HNO_3 molekuli kui soolatekitajat.

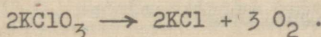
2) kui oksüdeerija ja redutseerija on ühes ja samas molekulis. Sellesse gruppi kuulub enamik lagunemisreaktsioone. Näiteks hapniku saamisel Berthollet' soolast esineb reaktsioon



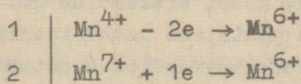
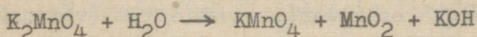
Kirjutame välja elektroonse võrrandi ja leiame vastavad koefitsiendid



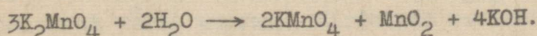
Reaktsiooni võrrand on seega



3) disproportsioneerimisreaktsioonid, kus üks osa mingist elemendist oksüdeerub, teine osa sama elementi redutseerub. Näiteks K_2MnO_4 lagunemisreaktsioonis Mn(VI) muutub Mn(IV) ja Mn(VII)



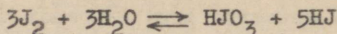
Reaktsiooni võrrand on seega



Tuleb veel märkida, et paljudel juhtumitel redoksprotsessi loomus sõltub reaktsioonikeskkonna happelisusest ning

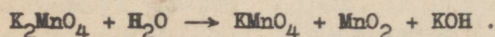
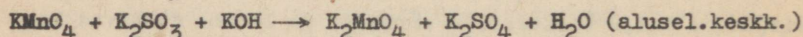
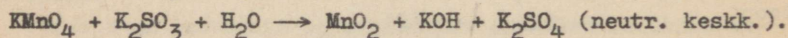
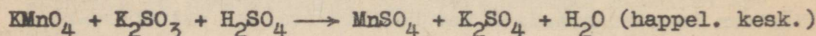
mitmetel oksüdeerijatel ja redutseerijatel on neile iseloomlikud redoksomadused vaid keskkonna antud reaktsiooni korral.

Näiteks reaktsioon



aluselises keskkonnas kulgeb vasakult paremale, happelises keskkonnas aga paremalt vasakule. (Esitatud näide kuulub nn. autoreduktsioonide rühma, kus üks ja sama element reaktsioonis osaliselt oksüdeerub ja osaliselt redutseerub).

Heaks näiteks ühendite redoksomaduste sõltuvuse kohta keskkonna pH-st on $KMnO_4$ oksüdeerimisvõime järsk muutus üleminekul happelisest keskkonnast aluselisse. See avaldub ilmekalt reaktsioonis K_2SO_3 -ga, mis sõltuvalt keskkonnast kulgeb järgnevalt:



(Võrrandite analüüs ja koefitsientide leidmine teostada iseisvalt). Happelise keskkonna loomiseks kasutatakse harilikult lahjendatud väävelhapet, aluselise keskkonna tekitamiseks aga NaOH- või KOH-lahust.

Ekspimentaalne osa.

Alljärgnevate katsete teostamisel pöörata tähelepanu reaktsiooni käigus esinevatele muutustele (värvuse muutumine, sademe tekkimine, gaasi eraldumine jm.) ning nende alusel määrata kindlaks põhilised reaktsiooniproduktid, mis on vajalikud reaktsioonivõrrandite koostamiseks. Sealjuures pidada silmas, et elemente mangaani ja kroomi sisaldavate ühendite värvused on määratud nende valentsolekutega järgnevalt:

MnO_4^- - lilla	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ - oranž (happeline keskkond)
MnO_4^{2-} - roheline	CrO_4^{2-} - kollane (aluseline keskkond)
Mn^{4+} - pruun	Cr^{3+} - roheline.
Mn^{2+} - värvitu	

Katse 1. HNO_2 redoksomadused.

a. 2-3 ml KMnO_4 -lahusele, mis on hapustatud väävelhappes, lisada mõni ml NaNO_2 -lahust. Kohe muutub vedelik värvi- tuks. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

b. Valada katseklaasi mõni ml KI -lahust, hapustada seda lahjendatud H_2SO_4 -ga ja lisada seejärel veidi NaNO_2 -lahust. Täheleda vaba joodi eraldumist, mida saab tõestada mõne til- ga tärkliiselahuse lisamisega. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

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

Katseklaasi valatakse veidi väävelhappes hapustatud $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ -lahust ja lisatakse siis liias Na_2SO_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 H_2SO_4 -ga ja lisada H_2S -vett. Milliseks muutub lahus? Kirjutada reaktsiooni võr- rand.

Katse 4. H_2O_2 oksüdeeriv laostumine.

a. H_2SO_4 -ga hapustatud KI -lahusele lisada mõni tilk H_2O_2 -lahust. Täheleda lahuse värvuse muutust. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

b. Katseklaasis 2-3 ml kroomaarjaselahusele lisada vähehaaval leeliselahust esialgu moodustuva sademe lahustu- miseni. Seejärel valada katseklaasi veidi H_2O_2 -lahust. Tä- heldada esinevat värvi muutust. Kirjutada reaktsiooni võr- rand.

Katse 5. H_2O_2 redutseeriv laostumine.

Väavelhappega hapustatud $KMnO_4$ -lahusele lisada natuke H_2O_2 -lahust. Missuguseks muutub lahuse? Eralduva gaasi tõestamiseks kasutada hõõguvat pirdu. Kirjutada reaktsiooni võrrand ja vesinikperoksiidi oksüdeeriva ja redutseeriva laostumise skeemid.

Katse 6. Elavhõbeda soola redutseerimine.

$Hg(NO_3)_2$ -lahusele valada veidi tina(II)kloriidi- ($SnCl_2$) lahust. Täheleda valge sademe (kalomeli, Hg_2Cl_2) moodustumist. Kirjutada reaktsiooni võrrand. Nüüd lisada liias tina(II)kloriidilahust. Moodustub metalse elavhõbeda must sade. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse 7. $KMnO_4$ redutseerumise olenevus keskkonnast.

Võtta 3 katseklaasi $KMnO_4$ -lahust. Esimesse katseklaasi lisada veidi väavelhappelahust, teise vett ja kolmandasse $NaOH$ -lahust. Lisada seejärel igasse katseklaasi Na_2SO_3 -lahust. Täheleda, mis toimub erinevates katseklaasides. Kirjutada reaktsiooni võrrandid.

Katse 8. $FeCl_3$ redutseerimine väavelvesinikuga.

$FeCl_3$ -lahusele katseklaasis juhtida väavelvesiniku Kippi aparaadist H_2S vool. Täheleda lahuse hägustumist väljasadeneva väavli tõttu. Tõestada punase veresoola $K_3[Fe(CN)_6]$ abil Fe^{2+} -ioonide esinemist lahuses. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse 9. PbS oksüdeerimine vesinikperoksiidiga.

1-2 ml $Pb(NO_3)_2$ -lahusesse katseklaasis juhtida Kippi aparaadist H_2S vool. Täheleda musta PbS teket. Seejärel lisada vedelikule katseklaasis H_2O_2 -lahust, kuni sade muutub valgeks. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse 10. $MnCl_2$ oksüdeerimine broomveega.

$MnCl_2$ -lahusele lisada leeliselahust ja seejärel broom-

vett. Pöörata tähelepanu esinevatele muutustele ning koosta-
da reaktsioonivõrrand.

Töövahendid.

1. Laboratoorsed vahendid: katseklaasid, püürid, H₂S
saamise Kippi aparaat.

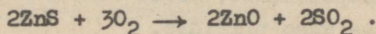
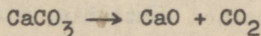
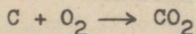
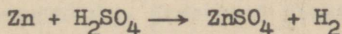
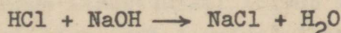
2. Reaktiivid:

lahused:

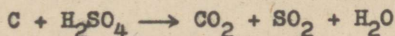
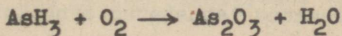
lahjendatud H₂SO₄, KMnO₄, NaNO₂, K₂Cr₂O₇,
Na₂SO₃, H₂S-vesi, KI, 3 %-line H₂O₂, HgCl₂,
SnCl₂, NaOH, FeCl₃, K₃[Fe(CN)₆], Pb(NO₃)₂,
KCr(SO₄)₂, tärklis, MnCl₂, broomvesi.

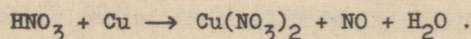
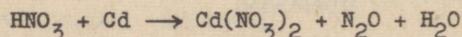
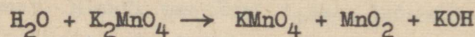
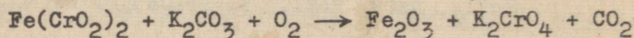
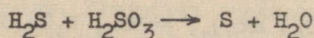
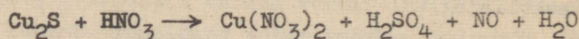
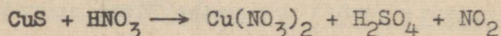
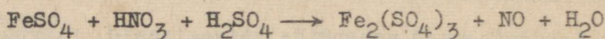
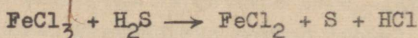
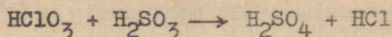
Ülesanded.

1. Missugused allpool esitatud reaktsioonidest on redoks-
reaktsioonid:



2. Leida koefitsiendid järgmistes võrrandites:





VII. LAHUSED.

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

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

Lahused, olenedes lahustatud aine kontsentratsioonist,

võivad olla küllastamata, küllastatud ja üleküllastatud.

Küllastatud lahused on niisugused lahused, milles lahustumatu aine (sade) on tasakaalus lahusega antud temperatuuril. Aine lahustuvust 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 osaketega 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.

Ekspérimentaalne osa.

Katse 1. Difusiooni osa lahustumisprotsessis.

Väike 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 $\sqrt[3]{3}$ katseklaasi mahust ja mõõta vee temperatuur. Esimesse katseklaasi puistata 2-3 g tahket NH_4NO_3 , segada ettevaatlikult termomeetriga ja märkida madalaim temperatuur. Teise katseklaasi asetada mõni tükk tahket KOH või 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 benseeni 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. Üleküllastatud lahused.

a. 5 g tahkele NaCH_3COO katseklaasis lisada 3 ml H_2O ja soojendada soola lahustumiseni. Sulgeda seejärel katseklaasi ava vatiga ja asetada katseklaas jahedasse vette. Kui lahus on jahtunud, heita katseklaasi NaCH_3COO 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°C juures ja moodustavad lahuse oma kristallisatsiooniväes. Saadud lahust jahutada ettevaatlikult kraaniveega ja seejärel heita lahusesse $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ kristallide. 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 sõltuvus temperatuurist.

Katseklaasi puistata 5 g tahket KNO_3 ja lisada 5-6 ml vett. Veenduda, et võetud 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 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° -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.

Korrata 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°C .

Katse andmete alusel arvutada:

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

mis lahuses ja grammides 1000 ml-s lahuses.

Tabeli andmetel joonistada $K_2Cr_2O_7$ lahustuvuskõver, teljestikus 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 eetriaure. Teises katseklaasis olevale eetrile lisada veevaba $CuSO_4$. Toimub vasksulfaadi siniseks muutumine kristallhüdraadi tekke tõttu, mis viitab vee olemasolule eetris. Tähelepanu! Katset 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 NH_4Cl , arvutada tema ruumala ja lahustada 150 ml-s vees, toimides analoogiliselt eelmisele katsele. Fikseerida saadud lahuse ruumala.

Tõevahendid.

1. Laboratoorsed nõud: termomeeter, pipett, klaaspulk, uhmer koos nuiaga, kolb 50-100 ml, 2 portselankaussi, 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, KMnO_4 , NH_4NO_3 , KOH või NaOH, joed, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, NaCH_3COO , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, KNO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, veevaba CuSO_4 , fenool, NaCl, NH_4Cl .

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-

sutatakse 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.

Hapete, aluste ja soolade ekvivalente arvutatakse järgnevalt:

$$\text{happe ekvivalent} = \frac{\text{happe molekulumass}}{\text{happe aluselisis}},$$

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

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

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

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

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

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

Na_2SO_4 molekulmass on 142. $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ molekulmass 322. 322 grammis glaubrisoolas on seega 142 g veevaba Na_2SO_4 , 4 g veevaba soola sisaldub x grammis glaubrisoolas.

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

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.

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

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

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

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

4. Molaarse kontsentratsiooniga lahuse valmistamine.

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

Lahendus: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ molekulmass 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

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

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

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

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 molekulmass, vaid ekvivalent.

6. Normaalse kontsentratsiooniga lahuse valmistamine.

Näide: Valmistada 250 ml 0,1 N H_2SO_4 -lahust hapest, mille tihedus 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 tihedusega 1,84 on 96-protsendiline. Seega tuleb meil antud hapet võtta enam eespool leitud kaalulisest hulgast.

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

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 maringi.

7. Molaalne kontsentratsioon.

Näide: Lahus sisaldab 6 g H_2SO_4 44 grammis vees. Määrata lahuse molaalsus.

Lahendus: Leiame H_2SO_4 grammide arvu 1000 grammi vee kohta

$$\begin{array}{r} 44 - 6 \\ 1000 - x \end{array} \quad x = \frac{6 \cdot 1000}{44} = 136,3 \text{ g.}$$

H_2SO_4 molekulmass on 98. Lahuse molaalsuse leiame, jagades 1000 grammis vees oleva happe grammide arvu tema molekulmassiga

$$m = 136,3 : 98 = 1,39 .$$

Lahus on 1,39 molaalne.

8. Molaalse kontsentratsiooniga lahuse valmistamine.

Näide: Valmistada väävelhapest (tihedus 1,150) 0,5 liitrit 0,2 molaalset lahust.

Lahendus: 1. Leiame lähtehappe protsentuaalse kontsentratsiooni.

Tabelist leiame H_2SO_4 tiheduse ja protsentuaalse kontsentratsiooni võrdlemisel, et happele tihedusega

1,155	vastab	22 %-line	H_2SO_4
1,147	"	21 %-line	"
tiheduste vahele	0,008	"	1 %

Antud tihedus erineb tabelis antud tihedusest

$$1,150 - 1,147 = 0,003.$$

Arvutame paranduse protsentuaalse kontsentratsiooni jaoks

$$\begin{array}{r} 0,008 - 1 \\ 0,003 - x \end{array} \quad x = \frac{0,003 \cdot 1}{0,008} = 0,38$$

Lähtehappe kontsentratsioon on $21 + 0,38 = 21,38 \%$.

2. Leiame 0,2 molaalse lahuse valmistamiseks H_2SO_4 hulga 1000 g lahusti kohta.

21,38 %-list väävelhapet ja täita veega märgini.

Lahuste kontsentratsioonile 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 happest 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 leeliselahusega. 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 nivoo büretis. Seejärel hakata lisama büretist leelist tilkhaaval happele, loksutades pidevalt keeduklaasi. Leelist lisada seni, kuni keeduklaasis tekib püsiv nõrk roosa värvus. Lugeda täpselt leelise nivoo büretis ja märkida vihikusse. Lahuse nivoo büretis peale tiitrimist miinus lahuse nivoo 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.

Töövahendid.

1. Laboratoorsed nõud: mõõtsilinder 200 ml, areomeetrite komplekt, bürett, statiiv koos klambri- ja pipett 10 ml, keeduklaas või kolb 100 ml.
2. Reaktiivid: a) lahused: konts. HCl, H₂SO₄ ja HNO₃, fenoolftaleiin, tiitritud NaOH.

Ülesanded.

1. 10 g KNO₃ lahustati 80 g-s vees. Arvutada KNO₃ protsentuaalne sisaldus lahuses.
2. Mitu g CuSO₄·5H₂O ja vett on vajalik võtta 200 g 5-protsendilise vasksulfaadi lahuse valmistamiseks, arvestatult veevabale soolale?

3. Lahus sisaldab 30 g AlCl_3 500 ml-s lahuses. Määrata lahuse normaalsus.
4. Mitu g H_3PO_4 on vajalik võtta 100 ml 0,02 N lahuse valmistamiseks?
5. Mitu g HNO_3 sisaldab 2 liitrit 0,1 N lahust?
6. Määrata 20-protsendilise H_2SO_4 lahuse normaalsus, kui selle lahuse erikaal on 1,14.
7. 66,8 g H_2SO_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 H_2SO_4 ja vett on vajalik võtta 200 g 5-protsendilise lahuse valmistamiseks.
9. Mitu milliliitrit 68-protsendilist HNO_3 -lahust (erikaal 1,4) on vajalik võtta 50 ml 2 N lahuse valmistamiseks?
10. Missuguses vahekorras tuleb segada 96-protsendiline H_2SO_4 veega, et saada 20-protsendiline lahus?
11. 25 ml H_2SO_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 DISSOTSIATSIIOON.

Aineid, mis sulamisel või kõrge dielektrilise konstandiga lahusteis lahustumisel jagunevad ionideks, nimetatakse elektrolüütideks. Ainete ionideks jagunemise protsessi nimetatakse elektrolüütaliseks dissotsiatsiooniks. Elektrolüütalise dissotsiatsiooni protsess on pöörduv, seega tasakaalu seisundis esinevad nii dissotsieerumata molekulid kui ka ioonid. Ionideks jagunenud molekulide arvu suhet lahustunud elektrolüüdi üldisesse molekulide arvasse nimetatakse elektrolüütalise dissotsiatsiooni astmeks ja teda tähistatakse tavaliselt α -ga. α väljendatakse kas osades või protsentides ja α arvuline väärtus iseloomustab elektrolüütide tugevust. Ku-na elektrolüüdi dissotsiatsiooni aste sõltub tema kontsent-

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

1) tugevad elektrolüüdid¹ - $\alpha > 30\%$. Sellesse rühma kuuluvad soolad, paljud anorgaanilised happed ja alused, nagu näiteks ühendid KCl, NaOH, Ba(OH)₂, H₂SO₄, HCl, HNO₃ jt;

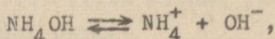
2) keskmise tugevusega elektrolüüdid - $30\% > \alpha > 2\%$.

Keskmise tugevusega elektrolüüdid on mõningad happed, näiteks H₃PO₄, H₂SO₃, HF jt;

3) nõrgad elektrolüüdid - $\alpha < 2\%$. Nõrkade elektrolüütide tüüpilisteks esindajateks on ühendid NH₄OH, CH₃COOH, HCN, H₂CO₃, H₂S, HgCl₂.

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

Nõrkade elektrolüütide lahuste kohta on rakendatav massitoime seadus, mille järgi dissotsiatsiooniprotsessi tasakaaluseisundit võib iseloomustada tasakaalukonstandiga. Näiteks, NH₄OH 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 - NH₄OH dissotsiatsiooni reaktsiooni tasakaalukonstant ja nurksulud vastava valemi ümber tähistavad kontsentratsiooni.

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

Väljendades viimases avaldises $[\text{NH}_4^+]$ ja $[\text{OH}^-]$ dissotsiatsiooniastme α ja NH_4OH lähtekontsentratsiooni c_0 kaudu, saame $[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = \alpha c_0$ ning $[\text{NH}_4\text{OH}] = (1 - \alpha)c_0$. Peale vastavate väärtuste asendamist tasakaalukonstandi avaldises võime kirjutada

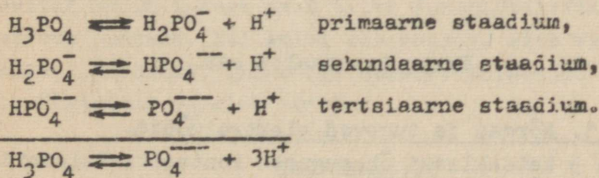
$$K = c_0 \frac{\alpha^2}{1 - \alpha}$$

Saadud võrrand kannab Ostwaldi lahjendusseaduse nime ja on rakendatav kõikidele nõrkadele elektrolüütidele. Sellest järeldub, et nõrga elektrolüüdi kontsentratsiooni vähenemisel tema dissotsiatsiooniaste α peab kasvama, kuna dissotsiatsiooni reaktsiooni tasakaalukonstant K ei sõltu elektrolüüdi kontsentratsioonist.

Vastavalt tasakaalukonstandi avaldisele saab tasakaalu seisundit lahuses nihutada dissotsiatsiooni produktide kontsentratsiooni muutmisega. Ülaltoodud näite korral NH_4^+ - või OH^- -ioonide lisandamine nihutab tasakaalu NH_4OH tekke suunas, kuna aga nimetatud ionide kontsentratsiooni vähenemine nihutab protsessi tasakaalu NH_4OH dissotsieerumise suunas.

Mitmealuselised happed ja mitmehappelised slused ei eralda dissotsiatsioonil korraga kõiki molekulis sisalduvaid H^+ - või OH^- -ioone. Sellisel juhtumil elektrolüütiline dissotsiatsioon toimub astmeliselt, kusjuures eristatakse primaarset, sekundaarset jne. staadiumi.

Näiteks:

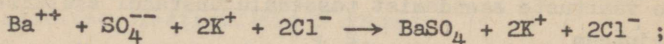


Iga dissotsiatsiooni protsessi vaheastet iseloomustab vastava reaktsiooni tasakaalukonstant.

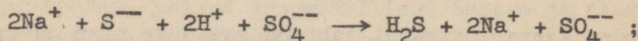
Keemiliste reaktsioonide korral elektrolüütide lahustes reageerivad ainult ioonid ning vastavad reaktsioonivõrrandid

on kirjutatavad ioonsetena. Ioonidevahelised reaktsioonid toimuvad vaid siis, kui reaktsiooni tulemusena tekib:

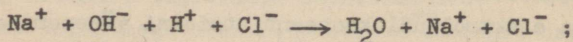
1) raskesti lahustuv aine, näiteks



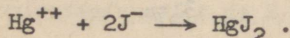
2) gaas, näiteks



3) nõrk elektrolüüt



4) kompleksühend



Temperatuuri mõju dissotsiatsiooniprotsessile on erinevatel juhtudel erinev, kuid enamasti on dissotsiatsiooniprotsessi soojusefekt väike. Brandi 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 ionide eristamiseks märgitakse mõnikord positiivsete ionide laengud punktidega, näit. Na^{\cdot} , $\text{Ba}^{\cdot\cdot}$ ja negatiivsete ionide laengud komadega, näit. Cl' , 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 tükike Zn. Jälgida vesiniku eraldumise intensiivsust igas katseklaasis. Kirjutada reaktsioonide võrrandid.

Katse 2. Ioonse tasakaalu nihutamine.

a. Lahustada katseklaasis 1-2 ml vees mõned CoCl_2 kristallid. CoCl_2 molekulid on sinise, 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 tükike Zn. Kui vesinik hakkab mõlemas katseklaasis eralduma võrdse kiirusega, lisada ühte katseklaasi 3-4 ml NaCH_3COO 2 N lahust, teise aga 3-4 ml vett. Selgitada toimuvaid nähtusi elektrofüütilise dissotsiatsiooniteooria seisukohalt.

Katse 3. Ioonreaktsioonid.

a. Kolme eri katseklaasi valada vastavalt 2-3 ml Na_2SO_4 , Na_2CO_3 - ja K_2CrO_4 -lahust ning lisada igasse katseklaasi 2-3 ml BaCl_2 -lahust. Mis toimub? Kirjutada toimuvate reaktsioonide ioonsed võrrandid.

b. Valada nelja eri katseklaasi vastavalt 2-3 ml soolhappe, NaCl , FeCl_3 ja KClO_3 -lahust ning lisada igasse katseklaasi 2-3 tilka 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 NH_4OH -lahust ja 5 tilka fenoolftaleiinilahust. 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 HCl , H_2SO_4 , CH_3COOH , kontsentreeritud HCl ja NH_4OH , CH_3COOH 2 N lahust, Na_2SO_4 ,

Na_2CO_3 , K_2CrO_4 , BaCl_2 , NiCl_2 , NaCl , FeCl_3 ,
 KClO_3 , AgNO_3 , fenoolftaleiin;

b) tahked ained: granuleeritud Zn , CoCl_2 .

Ülesanded.

1. Kirjutada AlCl_3 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ja HNO_2 elektrolüütilise dissotsiatsiooni reaktsiooni võrrandid.
2. Kirjutada H_2SO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ja $\text{Ca}(\text{OH})_2$ elektrolüütilise dissotsiatsiooni reaktsiooni võrrandid astmete kaupa.
3. Kirjutada CH_3COOH dissotsiatsiooni reaktsiooni tasakaalukonstandi avaldis.
4. 0,01 molaarse CH_3COOH dissotsiatsiooni aste on 20%. Mitu mooli H^+ -iooni on selles lahuses? Kui suur on lahuses esinevate osakeste üldkontsentratsioon?
5. Leida 1-normaalse HNO_2 -lahuse dissotsiatsiooniaste, teades, et 1 ml seda lahust sisaldab $6,15 \cdot 10^{20}$ lahustatud aine osakest.
6. Leida CH_3COOH dissotsiatsiooni reaktsiooni tasakaalukonstandi väärtus 0,01 normaalses lahuses, teades, et äädikhappe 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.

Hapete¹ täpne määratlus tuleneb elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooriast. Selle järgi nimetatakse hapeteks elekt-

¹ Hapete ja aluste üldistatud teooria seisukohalt on igasugune ühend, mis võib eraldada prootonit, hape ning prootonit siduv ühend - alus.

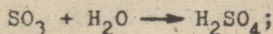
rolüüte, mis vesilahuses dissotsieerumisel annavad positiivsetest ionidest ainult vesinikioone.

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- (HNO_3), kahe- (H_2SO_4), kolme- (H_3PO_4) ja enamaaluselisi happeid. Neid happeid, mille molekulis sisaldub hapnikku, nimetatakse hapnikuga happeiks (näiteks HNO_3 , H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2SO_3), kuna vastupidiselt happed, mille molekulis pole hapnikku, on hapnikuta happed (näiteks H_2S , HCN , HCl , HJ , HF).

Happeid võib saada

1) mõningate mittemetallide ühinemisel vesinikuga ja tekkinud reaktsiooni produkti lahustumisel vees. Näiteks gaasiline kloorvesinik (HCl) tekib Cl_2 ja H_2 reageerimisel, soolhape saadakse kloorvesiniku lahustamisel vees. Kirjeldatud viisil saab hapnikuta happeid;

2) happeliste oksiidide ühinemisel veega, näiteks



3) soola reageerimisel happega, näiteks



Selliselts saab kergesti lenduvaid või raskesti lahustuvaid happeid.

ALUSED.

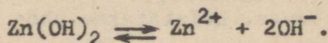
Alused on elektrolüüdid, mis vesilahustes dissotsieerumisel annavad negatiivsetest ionidest ainult hüdroksiidioone.

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

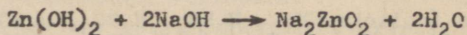
plilised amfoteersed alused on $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$ jt.
Näiteks reaktsioonis



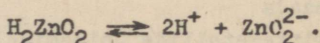
esineb $Zn(OH)_2$ alusena, dissotsieerudes



Reaktsioonis

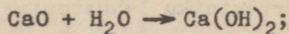


avalduvad selgelt $Zn(OH)_2$ happelised omadused ja ta dissot-
sieerub nagu hape

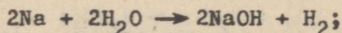


Aluseid võib saada järgmiselt:

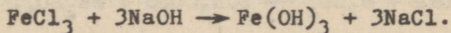
1) metalli oksiidide ühinemisel veega



2) metallide reageerimisel veega



3) soola reageerimisel leeliselega



Selle viisi praktiliseks rakendamiseks peab üks reaktsiooni-
produktidest olema gaas, raskesti lahustuv või vähe dissot-
sieeruv 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 H^+ - ja OH^- -
ioone. Vastavalt soola molekuli koostisele jagatakse kõik
soolad 3 rühma:

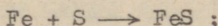
1) normaalsed soolad - soola molekulis kõik happe vesiniku aatomid on asendatud metalliga, näiteks Na_2CO_3 , K_2SO_4 , Na_3PO_4 ;

2) vesiniksoolad - soola molekul sisaldab peale metalli ja happejäägi ka vesinikku, näiteks NaHCO_3 , NaHSO_4 , CaHPO_4 ;

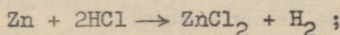
3) hüdroksiidsoolad soola molekulis esinevad peale metalli ja happejäägi veel OH -rühmad, näiteks $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$.

Sooli võib saada järgmiselt:

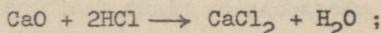
1) metalli reageerimisel mittemetalliga



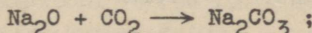
2) metalli reageerimisel happega



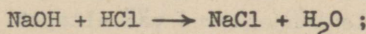
3) aluselise oksiidide reageerimisel happega



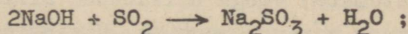
4) aluselise oksiidide reageerimisel happelise oksiidiga



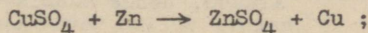
5) aluse reageerimisel happega



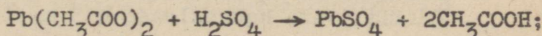
6) aluse reageerimisel happelise oksiidiga



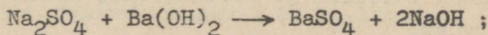
7) metalli reageerimisel vähemaktiivse metalli soolaga



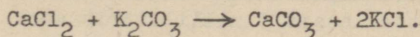
8) soola reageerimisel happega



9) soola reageerimisel alusega



10) soola reageerimisel teise soolaga



Viinati 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. Täheleda lahuste värvust.

Katse 2. Happelise oksiidi ühinemine veega.

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

Katse 3. Soolade reaktsioon hapetega.

Paigutada katseklaasi veidi kuiva naatriumatsetaati ja valada temale lahjendatud väävelhapet. Tõestada moodustuv äädikhape lõhna järgi. Paigutada katseklaasi avasse (seina külge puutumata) veega niisutatud sinine lakmuspaber. Täheleda lakmuse värvuse muutust. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Alused, nende saamisviisid.

Katse 1. Indikaatorite värvus aluselises keskkonnas.

Valada 3 eri katseklaasi ä 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 väi-

kest hulka Mg pulbrit. Seejärel proovida lahust punase lakmuspaberiga ja fenoolftaleiiniga. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse 3. Vee toime metalli oksiididesse.

Loksutada katseklaasis väike hulk magneesiumoksiidi 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 hüdrokxiidid.

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 soolhapelahust, teisele aga liias NaOH-lahust kuni sademe lahustumiseni. Kirjutada reaktsiooni võrrandid. Võrrelda saadud aluste käitumist eelmises katses $Ca(OH)_2$, $Mn(OH)_2$ 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 hulgale $BaCl_2$ -lahusele

mõni ml lahjendatud väävelhapet. Täheledada valge sademe teket. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse 3. Metalli ühinemine mittemetalliga.

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

Katse 4. Metalli reaktsioon teise metalli soolaga.

Katseklaasis olevale vasksulfaadilahusele lisada 2-3 tükikest granuleeritud tsinki, kuumutada lahust keemiseni ja segada kuni väärvuse kadumiseni. Täheledada metalse vase eraldumist. Filtrida ja kontsentreerida filtraat aurutamise teel portselankausis, jahutada ja täheledada väärvitute $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ kristallide eraldumist. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse 5. Metalli oksiidi ja happe reaktsioon.

Valada katseklaasis olevale väähesele pliioksiidi hulga le (umbes 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 oksiidi reaktsioon alusega.

Neutraalse ja happelise soola tekkimine.

Valada katseklaasi veidi $Ca(OH)_2$ -lahust ja juhtida vedelikku süsihappegaasi Kippi aparaadist. Täheledada valge sademe moodustumist. Jätkata CO_2 juhtimist lahusesse sademe kadumiseni. Kirjutada reaktsiooni võrrandid.

Katse 7. Aluselise soola moodustumine.

Katseklaasis lisada vasksulfaadilahusele NaOH-lahust liias ja kuumutada. Täheledada sademe tumenemist, kuna $Cu(OH)_2$ lagunemisel tekib must CuO .

Teises katseklaasis lisada vasksulfaadilahusele veidi NaOH-lahust. Kuumutada vedelikku koos sademega. Kas sademe väärvus muutub? Vasealuse asemel tekkis nüüd vase aluseline sulfaat. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Töövahendid.

1. Laboratoorsed nõud: katseklaasid, klaasipurk, portselan-kauss, lehter, filterpaber, Kippi aparaat CO_2 saamiseks.
2. Reaktiivid:
 - a) lahused: lahjendatud ($\sim 2 \text{ N}$) HCl , HNO_3 , H_2SO_4 ja NaOH ; lakmus, fenoolftaleiin, metüüloranž, MgSO_4 , FeCl_3 , CuSO_4 , AlCl_3 , ZnCl_2 , CrCl_3 , BaCl_2 , Ca(OH)_2 , MnSO_4 .
 - b) tahked ained: P_2O_5 , CH_3COONa , Mg-pulber, Fe-pulber, MgO, S-pulber, PbO, granuleeritud Zn, sinine ja punane lakmus-paber.

Ülesanded.

1. Kirjutada järgmiste ühendite struktuurvalemid: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, H_3PO_4 .
2. Kuidas reageerib Na_2O , SO_2 ja N_2O_5 -ga? Kirjutada reaktsiooni võrrandid.
3. Kuidas reageerivad Zn, Sn ja Hg lahjendatud lämmastik-happega? Kirjutada reaktsiooni võrrandid.
4. Mitu g NaOH on tarvis võtta 11,7 g NaCl valmistamiseks reaktsiooni
$$\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \quad \text{järgi?}$$
5. Mitu % S sisaldab Na_2SO_4 ?

XI. pH KOLORIMEETRIKILINE MÄÄRAMINE.

Sageli on mitmesuguste lahuste iseloomustamiseks vaja teada nende happelisust. pH ongi lahuste happelisuse väljendamine üheks viisiks. pH nimetatakse antud lahuse H^+ -

ioonide kontsentratsiooni¹ negatiivse märgiga logaritmi. Lahuse, mille H^+ -ioonide kontsentratsioon on C_{H^+} g-iooni liitris, pH avaldub

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

Väljendades lahuses esinevate H^+ -ioonide kontsentratsiooni arvu 10 astme kaudu, saadakse selle lahuse pH mingi positiivne arv. Näiteks 0,0001 N soolhappelahuse kontsentratsiooni võib väljendada arvuga 10^{-4} N, seega selle lahuse

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

Nõrga happe või aluse lahuse pH on määratud ainult dissotsieerumisel tekkivate H^+ -ioonide kontsentratsiooniga. pH arvutamiseks on seetõttu vaja teada kas dissotsiatsiooniastet α või dissotsiatsiooni konstanti K. Näiteks 0,1 M CH_3COOH pH on lihtsalt arvutatav tasakaalukonstandi avaldisest, võttes $[CH_3COOH] = 0,1$ M, kuna CH_3COOH on väga vähe dissotsieerunud. Teades, et $K = 1,8 \cdot 10^{-5}$, võime kirjutada

$$K = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{[H^+]^2}{0,1}$$

ja $[H^+]^2 = 1,8 \cdot 10^{-6}$,

$$pH = -\lg \sqrt{1,8 \cdot 10^{-6}} = 2,87 .$$

Lahuse OH^- -ioonide kontsentratsiooni negatiivse märgiga logaritmi nimetatakse vastavalt pOH.

Vesi kui nõrk elektrolüüt dissotsieerub vähesel määral võrrandi $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ kohaselt. Et aga dissotsieerunud vee kontsentratsioon on kaduvväike, siis võime lugeda H_2O tasakaalulist kontsentratsiooni konstantseks ja kirjutada

$$c_{H_2O} = \text{const} = \frac{1000}{18} = 55,6 \frac{\text{mooli}}{1}$$

ning kirjutada välja vee dissotsiatsiooni tasakaalukonstan-

¹ Õigemini - pH on H^+ -ioonide aktiivsuse negatiivne logaritm. Aktiivsus on nn. parandatud kontsentratsioon, kus arvestatakse ionidevahelist elektrostaatilist mõjutamist.

di avaldise kujul

$$K = \frac{c_{H^+} \cdot c_{OH^-}}{c_{H_2O}} = \frac{c_{H^+} \cdot c_{OH^-}}{55,6} ,$$

mis on teisendatav võrrandiks

$$55,6 \cdot K = K_w = c_{H^+} \cdot c_{OH^-} .$$

Saadud võrrand kannab veeioonkorrutise nime. K_w arvuline väärtus sõltub temperatuurist; 25°C juures $K_w = 10^{-14}$. Nagu eespool toodud H_2O dissotsiatsioonireaktsiooni võrrandist nähtub, on puhtas vees $c_{H^+} = c_{OH^-}$ ning H^+ -ioonide kontsentratsioon on veeioonkorrutisest lihtsalt leitav järgmiselt:

$$c_{H^+} = \sqrt{K_w} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \frac{\text{g-ioon}}{1} .$$

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

$$pH + pOH = 14; \quad pH = 14 - pOH.$$

H^+ - ja OH^- -ioonide kontsentratsioonide korrutis jääb muutmatuks, s.o. võrdseks 10^{-14} , ka tugevate hapete ja aluste lahustes.

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

Esitatust ilmneb, et pH sõltub ainult H^+ - või OH^- -ioonide kontsentratsioonist, ei sõltu aga dissotsieerumata aluse või happe kontsentratsioonist. Nõrkade hapete ja aluste lahustes on c_{H^+} või c_{OH^-} palju väiksem dissotsieerumata happe või aluse kontsentratsioonist. Seega lahuse pH määramiseks on vaja kasutada mingisuguseid reaktiive, mis on tundlikud ainult H^+ - või OH^- -ioonide suhtes, kuna aga dissotsieerumata molekulid neile mõju ei avalda. Harilikult kasutatakse pH määramiseks selliseid reaktiive, mille värvus sõltub c_{H^+} või c_{OH^-} ja neid nimetatakse indikaatoriteks.

Indikaatorid on vaadeldavad niisuguste nõrkade hapete või alustena, mille dissotsieerunud osakestel on erinev värvus, võrreldes indikaatori dissotsieerumata molekulidega. Indikaatori dissotsieerumine sõltub lahuse pH-st, seega iga indikaator lahuse mingisuguses pH väärtuste vahemikus muudab oma varvust ja seda pH väärtuste vahemikku, kus toimub indikaatori üleminek ühest värvusest teise, nimetatakse indikaatori pöördealaks. Indikaatori pöördeala hõlmab ligikaudu 2 pH ühikut. Alljärgnevas tabelis on esitatud enam kasutatavate indikaatorite pöördealad ja vastavad puhtad värvused indikaatori pöördeala äärtel ja väljaspool seda.

Indikaator	Indikaatori pöördeala	Indikaatori värvus pöördeala äärtel
Tropeoliin	1,3 - 3,0	punane - kollane
Tümooolsinine	1,2 - 2,8	punane - kollane
	8,0 - 9,6	kollane - sinine
Metüüloranž	3,1 - 4,4	punane - kollane
Metüülpunane	4,4 - 6,3	punane - kollane
Broomkresoolpurpur	5,2 - 6,8	kollane - punane
Broomtümooolsinine	6,0 - 7,6	kollane - sinine
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 CH_3COOH - ja CH_3COONa -lahuste segu on puhverlahus. Soola ja happe sobiva vahekorra valik võimaldab valmistada soovitava pH-ga lahuseid.

Puhverlahuse pH on määratud nõrga happe (või aluse) ja tema soola kontsentratsioonide suhtega lahuses. Näiteks eespool nimetatud atsetaatpuhvri korral pH arvutamiseks lähtume CH_3COOH tasakaalukonstandi avaldisest

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = [\text{H}^+] \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}.$$

Arvestades CH_3COOH vähest dissotsiatsiooni, võime $[\text{CH}_3\text{COO}^-]$ võrdsustada CH_3COONa kui tugeva elektrolüüdi kontsentratsiooniga. Tähistades $[\text{CH}_3\text{COONa}] = c_{\text{sool}}$ ja $[\text{CH}_3\text{COOH}] = c_{\text{hape}}$, omandab eelmine avaldis kuju

$$K = [\text{H}^+] \frac{c_{\text{sool}}}{c_{\text{hape}}} \quad \text{ehk} \quad [\text{H}^+] = K \frac{c_{\text{hape}}}{c_{\text{sool}}}$$

ja

$$\text{pH} = \text{pK} - \lg \frac{c_{\text{hape}}}{c_{\text{sool}}}.$$

Ekvimolekulaarse atsetaatpuhvri korral

$$\text{pH} = \text{pK} = -\lg 1,8 \cdot 10^{-5} = 4,74.$$

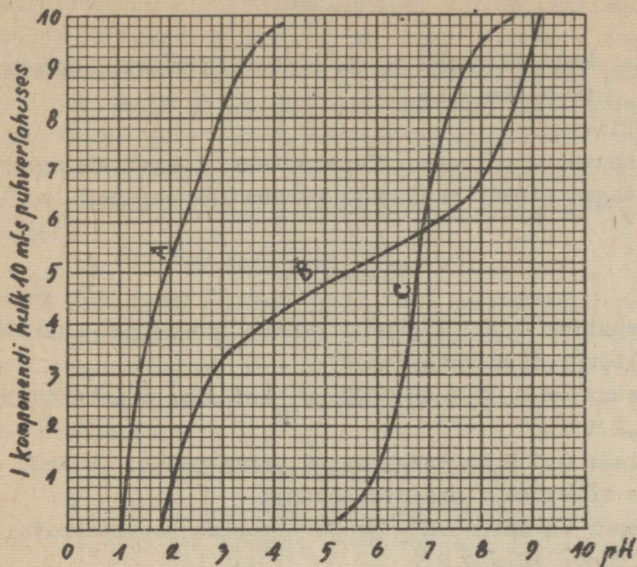
Puhverlahuse võime säilitada oma pH on tingitud nõrgas happes või aluses esinevate dissotsieerumata molekulide tagavarast. Kui siduda puhverlahuses esinevad H^+ - või OH^- -ioonid, siis asendatakse nad vastavate dissotsieerumata molekulide dissotsieerumisel tekkivate uute H^+ - või OH^- -ioonide portsjoniga ja lahuse pH jääb praktiliselt muutumatuks. Kui aga kõik happe või aluse molekulid on puhverlahuses dissotsieerunud, siis loomulikult kaotab puhverlahus oma puhverdav omadused. Puhverlahusele OH^- - või 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 teatakse 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 pöördeala asetseb happelises keskkonnas. Valime oma komplektist niisuguseks indikaatoriks broomkre-

soolpurpuri, tema pöördeala 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 esinema kollase ja punase mingi segavärvus. Järelilikult edasi peame valima indikaatori, mille pöördeala on madalam kui 5,2. Tabelist ilmneb, et selliseks indikaatoriks on metüülpunane (pöördeala 4,2 - 6,3). Valame jälle puhtasse katseklaasi 1 ml lahust ja lisame tilga metüülpunast. Oletame, et tekib puhas punane värvus, järelilikult 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 metüüloranž. Oletame, et uuritav lahus peale metüüloranži lisamist muutub oranžiks. Seega oleme kindlaks teinud, et 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 metüüloranž 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 2. Sealt nähtub, et sobivaks puhverlahuseks, millest saab valmistada tarvilikud standardlahused, on puhverlahus B. Lahuse B valmistamiseks kasutatakse kindla kontsentratsiooniga booraksi- ja oblikhappelahuseid. Jooniselt leiame booraksi- ja oblikhappelahuste hulga, mis on vajalikud vastavate pH-dega standardlahuste valmistamiseks.

Peale standardlahuste valmistamist lisame igale lahusele 1-2 tilka metüüloranži ja mõõdame tühja puhtasse katseklaasi ka 10 ml (niipalju valmistasime iga standardlahust) uuritavat lahust ning lisame sellele samuti 1-2 tilka metüüloranži. Edasi võrdleme, missuguse standardlahuse värvu-



Joonis 2.

Puhverlahuse pH sõltuvus koostisest.

- A - I komponent 0,1 N glükokolli ja NaCl lahus;
II komponent 0,1 N HCl lahus.
- B - I komponent 1/15 M $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ lahus;
II komponent 1/15 M KH_2PO_4 ja $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ lahus.
- C - I komponent 1/14 M $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ lahus;
II komponent 1/15 M KH_2PO_4 lahus.

sega ühtib uuritava lahuse värvus. Ühtigu näiteks uuritava lahuse värvus selle standardlahuse värvusega, mille pH = 3,8. Seega on uuritava lahuse pH võrdne 3,8.

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

Töövahendid.

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

Ülesanded.

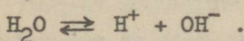
1. Kui suur on 0,002 N lämmastikhappelahuse pH, kui HNO_3 on täielikult dissotsieerunud?
2. Kui suur on 0,01 N CH_3COOH pH, kui dissotsiatsiooniaste on 4,2 % ?
3. Arvutada 0,1 N NaOH-lahuse pH, arvestades, et NaOH on lahuses täielikult dissotsieerunud.
4. Kui suur on lahuse H^+ - ja OH^- -ioonide kontsentratsioon, 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 OH^- -iooni?

XII. SOOLADE HÜDROLÜÜS.

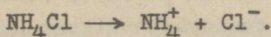
Hüdrolüüsiks nimetatakse soola¹ reaktsiooni veega, mille tulemusena tekib hape ja alus või hüdroksiid- ja vesiniksool, s.t. hüdrolüüs on neutralisatsioonile vastassuunaline reaktsioon.

¹ Peale soolade võivad hüdrolüüsuda ka teised ühendid, nagu näiteks PCl_3 , SiCl_4 jne.

Hüdrolüüsuvad ainult need soolad, mis on tekkinud kas nõrga happe ja 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 H^+ - ja OH^- -ioonide kontsentratsioonide vahel. Teatavasti dissotsieerub vesi vähesel määral järgnevalt:

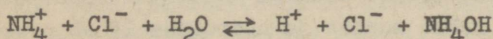


Lahustades müüd vees näiteks NH_4Cl , mis on tekkinud nõrga aluse NH_4OH ja tugeva happe HCl reageerimisel, tekivad lahusesse lisaks varem esinenud H^+ - ja OH^- -ioonidele veel NH_4^+ - ja Cl^- -ioonid, sest NH_4Cl kui tugev elektrolüüt dissotsieerub täielikult

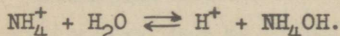


Kõikidest lahuses esinevatestioonidest reageerivad omavahel ainult NH_4^+ - ja OH^- -ioonid, sest reaktsiooniproduktiks on vähe dissotsieeruv NH_4OH (vt. "Elektrolüütiline dissotsiatsioon").

Seega



ehk



Esitatud võrrandist nähtub, et hüdrolüüsiprotsessi tulemuse na H^+ -ioonide liia tekke tõttu muutub lahus happeliseks.

Hüdrolüüsireaktsiooni tasakaalukonstant sõltub hüdrolüüsil tekkiva nõrga elektrolüüdi dissotsiatsioonikonstandi väärtusest. Viimase võrrandi alusel võime kirjutada hüdrolüüsireaktsiooni tasakaalukonstandi K_h avaldise kujul

$$K_h = K \cdot [H_2O] = \frac{[H^+] [NH_4OH]}{[NH_4^+]} .$$

Korrutades lugejat ja nimetajat $[OH^-]$ ja arvestades, et $[H^+] \cdot [OH^-] = K_w$, saame

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]} [\text{H}^+][\text{OH}^-] = \frac{K_w}{K_{\text{alus}}} .$$

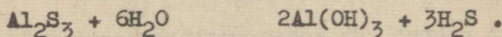
Analoogilise mõttekäigu abil on lihtsalt tuletatav hüdroliüüsi tasakaalukonstandi K_h avaldis ka tugevast alusest ja nõrgast hapest pärineva soola korral

$$K_h = \frac{K_w}{K_{\text{hape}}} .$$

Kui hape ja alus, millest sool on moodustunud, on mõlemad nõrgad, siis K_h avaldub järgmiselt:

$$K_h = \frac{K_w}{K_{\text{alus}} \cdot K_{\text{hape}}} .$$

Hüdroliüüsi reaktsioon on pöörduv, kuna aga vee dissotsiatsioonikonstant on tunduvalt väiksem kui hüdroliüüsil tekkinud nõrga elektrolüüdi dissotsiatsioonikonstant, siis on hüdroliüüsi reaktsiooni tasakaal nihutatud tugevasti vasakule ja hüdroliüüsi produkti kogus lahuses on tühine. Juhtumil, kui hüdroliüüsi produktiks on raskesti lahustuv ühend või gaas, on hüdroliüüsi reaktsiooni tasakaal nihutatud tugevasti hüdroliüüsi produktide tekke suunas ja hüdroliüüs läheb praktiliselt lõpuni. Näiteks Al_2S_3 hüdroliüüsib täielikult

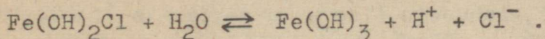
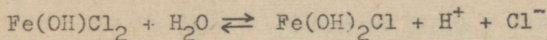
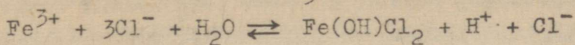


Hüdroliüüsiastmeks β nimetatakse hüdroliüüsunud soola moolide arvu suhet üldisesse lahustatud soola moolide arvusse. Hüdroliüüsiaste suureneb temperatuuri tõusul ja lahuse lahjendamisel, sest mõlemal juhtumil suureneb lahuses H^+ - ja OH^- -ioonide kui hüdroliüüsi lähteainete kontsentratsioon.

Tugevast hapest ja tugevast alusest moodustunud soolad ei hüdroliüüsu, sest reaktsiooniproduktiks on hästi dissotsieerunud ühendid ja seega H^+ - ja OH^- -ioonide kontsentratsioon jääb muutumatuks.

Mitmevalentsete kationide või anioonide esinemisel hüdroliüüsuva soola molekulis toimub vastava ühendi hüdro-

lüüs astmeliselt. Näiteks FeCl_3 hüdrolüüsujärgmiselt:



Ekspérimentaalne osa.

Katse 1. Soolade lahuste reaktsioon hüdrolüüsi korral.

Uurida NH_4Cl , AlCl_3 , Na_2CO_3 , NaCl - ja 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 FeCl_3 -lahust võrdse hulga sama kontsentratsiooniga CH_3COONa -lahusega. Kuumutada vedelikku keemiseni. Tähelepidada raua hüdroksiidatsetaadi sademe moodustumist. Kirjutada FeCl_3 ja CH_3COONa 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 CH_3COONa -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 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 SbOCl . Saadud lahus sademega säilitada järgmiseks katseks.

Katse 4. Hüdrolüüsi pöördumus.

Antimonkloriidilahusele, milles on oksiidsoola sade,

lisada lahjendatud soolhapet sademe lahustumiseni, siis lisada uuesti vett. Selgitada esinevat nähtust.

Katse 5. Täielik hüdrolüüs.

a) AlCl_3 -lahusele lisada katseklaasis Na_2CO_3 -lahust. Täheleda valge amorfse sademe ilmumist ja CO_2 -mullikeste eraldumist. Kuumutada katseklaasi. Filtreerida sade ja pesta teda filtril kuuma veega Na_2CO_3 jälgede täielikuks eemaldamiseks. Kuidas kontrollida sademe puhtust? Veenduda, et saadud sade ei ole karbonaat, vaid $\text{Al}(\text{OH})_3$. Selleks jagada sade kahte ossa; ühte neist töödelda HCl -ga, teist aga NaOH -lahusega. Mõlemal juhul täheledatakse sademe lahustumist. Kas HCl -is lahustumisel eraldub gaasi? Kirjutada võrrandid.

b) 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 hüdrolüüsproduktis.

Katseklaasi valada 1-2 ml ZnCl_2 -lahust ja soojendada seda keemiseni. Seejärel asetada kuuma lahusesse tüki 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 HCl ja NaOH , NH_4Cl , AlCl_3 , Na_2CO_3 , CuSO_4 , FeCl_3 , CH_3COONa , SbCl_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, ZnCl_2 , fenoolftaleiin;

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

Ülesanded.

1. Missugune on järgmiste soolade lahuste reaktsioon: CrCl_3 , K_2S , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, KCl , Na_2SO_4 . Kirjutada nende soolade hüdrolüüsi ioonised võrrandid.

2. Koostada $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ja NaClO ioonsed ja molekulaarsed hüdrolüüsi reaktsiooni võrrandid. Kumb neist sooladest on rohkem hüdrolüüsunud, teades, et CH_3COOH dissotsiatsioonikonstant on $1,8 \cdot 10^{-5}$ ja HClO dissotsiatsioonikonstant on $4 \cdot 10^{-8}$.
3. NaH_2PO_4 -lahus on nõrga happelise, Na_3PO_4 -lahus aga tugeva aluselise reaktsiooniga. Selgitada põhjused ja kirjutada võrrandid.
4. Kontsentreeritud FeCl_3 ja Na_2CO_3 lahuste segamisel eraldub 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 langusele kõik metallid ja vesinik, mis paljudel juhtudel käitub sarnaselt metallidega, siis saadud järjestust nimetatakse metallide aktiivsuse ehk pingereaks. Antud metalli täpne asukoht pingereas on määratud tema normaalpotentsiaaliga, s.o. potentsiaaliga, mida omab see metall cma soola 1 N lahuses. Tuntumad metallid on järjestatud alljärgnevas tabelis normaalpotentsiaali suuruse järgi.

Metall/ Me^{n+}	Normaalpotentsiaal v	Metall/ Me^{n+}	Normaalpotentsiaal v
Li/Li^+	-3,02	Ni/Ni^{2+}	-0,23
K/K^+	-2,92	Sn/Sn^{2+}	-0,14
Ba/Ba^{2+}	-2,92	Pb/Pb^{2+}	-0,126
Ca/Ca^{2+}	-2,84	$\frac{1}{2} \text{H}_2/\text{H}^+$	+0,000
Na/Na^+	-2,71	Sb/Sb^{3+}	+0,20
Mg/Mg^{2+}	-2,38	Cu/Cu^{2+}	+0,34
Al/Al^{3+}	-1,66	Ag/Ag^+	+0,799
Zn/Zn^{2+}	-0,763	Hg/Hg^{2+}	+0,854
Fe/Fe^{2+}	-0,441	Au/Au^{3+}	+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 negatiivsem teiste metallide normaalpotentsiaalidest (s.t. metall asub pingereas teistest metallidest eespool), tõrjub välja need metallid nende soolade lahustest;

3) kõik metallid, mille 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 soolhappega.

Valada 3 katseklaasi umbes 5 ml lahjendatud soolhapet ja paigutada erinevatesse katseklaasidesse I - tükike Mg, II - Zn ja III - Cu. Kas kõik metallid reageerivad soolhappega? 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 - ZnCl_2 , II - FeCl_3 , III - $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$, IV - SnCl_2 ja V - 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	ZnCl ₂	FeCl ₃	Cd(NO ₃) ₂	SnCl ₂	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 H₂SO₄ ning punase veresoola K₃[Fe(CN)₆]-lahust. Punane veresool on tundlik reaktiiv Fe²⁺-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 CuSO₄-lahusesse. Seejärel valada lahus katseklaasist ja pesta Zn tükikest ettevaatlikult paar korda veega. Valada kahte katseklaasi lahjendatud soolhappelahust ja asetada ühte tavaline, teise aga vasetatud Zn tükike. Võrrelda Zn tükikeste reaktsiooni intensiivsust soolhappega. Anda seletus esinevatele nähtustele.

Töövahendid.

1. Laboratoorsed nõud: katseklaasid, portselenkauss.

2. Reaktiivid:

a) lahused: lahjendatud HCl ja H₂SO₄, 1:1 lahjendatud HNO₃, Hg(NO₃)₂, ZnCl₂, FeCl₃, Cd(NO₃)₂, SnCl₂, CuSO₄, K₃[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. $HgCl_2$ -lahusesse asetati 50 g vaskplaat. Reaktsiooni lõppemise järel oli plaadi kaal 52,74 g. Mitu g $HgCl_2$ oli lahuses?
4. Fe-plaat reageerib lahjendatud soolhappega aeglaselt. Kui aga puudutada lahuses Fe-plaati Zn-tükikesega, hakkab H_2 raud eralduma märgatavalt kiiremini. Põhjendada toimivat nähtust.

Mõningate hapete tiheduse sõltuvus nende protsendilisest kontsentratsioonist lahuses.

Lahuse %-line kontsentratsioon	T i h e d u s		
	Väävelhape	Soolhape	Lämmastikhape
1	1,005	1,003	1,004
2	1,012	1,008	1,009
3	1,018	-	1,015
4	1,025	1,018	1,020
5	1,032	-	1,026
6	1,038	1,028	1,031
7	1,045		1,037
8	1,052	1,038	1,043
9	1,059		1,049
10	1,066	1,047	1,054
11	1,073		1,060
12	1,080	1,057	1,066
13	1,087		1,072
14	1,095	1,068	1,078
15	1,102		1,084
16	1,109	1,078	1,090
17	1,117		1,096
18	1,124	1,088	1,103
19	1,132		1,109
20	1,139	1,098	1,115
22	1,155	1,108	1,128
24	1,170	1,119	1,140
26	1,186	1,129	1,153
28	1,202	1,139	1,167
30	1,219	1,449	1,180
32	1,235	1,159	1,193
34	1,252	1,169	1,207
36	1,268	1,179	1,221
38	1,286	1,189	1,234

Lahuse %-line kontsentratsioon	T i h e d u s		
	Väävelhape	Soolhape	Lämmastikhape
40	1,303	1,198	1,246
42	1,321	-	1,259
44	1,338	-	1,272
46	1,357	-	1,285
48	1,376	-	1,298
50	1,395	-	1,310
52	1,415	-	1,322
54	1,435	-	1,334
56	1,456	-	1,345
58	1,477	-	1,356
60	1,498	-	1,367
62	1,520	-	1,377
64	1,542	-	1,387
66	1,565	-	1,396
68	1,587	-	1,405
70	1,611	-	1,413
72	1,634	-	1,422
74	1,657	-	1,430
76	1,681	-	1,438
78	1,704	-	1,445
80	1,727	-	1,452
82	1,749	-	1,459
84	1,769	-	1,466
86	1,787	-	1,472
88	1,802	-	1,477
90	1,814	-	1,483
92	1,824	-	1,487
94	1,8312	-	1,491
96	1,8355	-	1,495
98	1,8365	-	1,501
100	1,8303	-	1,513

Kirjandus.

1. Балезин С.А., Разумовский Г.С., Филько Л.И., Практикум по неорганической химии, Изд.Советская Наука, М., 1955.
2. Глинка Н.Л., Задачи и упражнения по общей химии, М., 1963.
3. Корниенко М.А., Руководство к практическим занятиям по общей химии, Изд. Харьковского ун-та, 1958.
4. Немкова О.Г., Бурова Е.И., и др., Руководство к практическим занятиям по неорганической химии, Изд. МГУ 1965.
5. Семишин В.И., Практикум по общей химии, М., Госхимиздат, 1960.
6. Толмачева Г.А., Иванова М.В., Дурдин Я.В., Вдовенко В.М., Руководство к лабораторным работам по неорганической химии, Изд. Ленингр. ун-та, 1953.
7. Холлер В.А., Шошина Л.С., Практикум по общей химии, Изд. МГУ, 1963.
8. Хомяков, К.Г. и др. Практикум по общей химии, Изд. МГУ 1967.

SISUKORD.

	Lk.
I. JUHISED LABORATOORSEKS TÖÖKS	4
II. AINETE PUHASTAMINE JA PUHTUSE KONTROLL	6
III. KEEMILINE EKVIVALENT JA SELLE MÄÄRAMINE	11
IV. GAASI MOLEKULMASSI MÄÄRAMINE	17
V. KEEMILISE REAKTSIOONI KIIRUS. KEEMILINE TASAKAAL	21
VI. REDUTSEERUMIS-OKSÜDEERUMISREAKTSIOONID	28
VII. LAHUSED	38
VIII. LAHUSTE KONTSENTRATSIOONID JA NENDE MÄÄRAMINE ...	43
IX. ELEKTROLÜÜTILINE DISSOTSIATSIOON	51
X. HAPPED, ALUSED JA SOOLAD	56
XI. pH KOLORIMEETRI LINE MÄÄRAMINE	63
XII. SOOLADE HÜDROLÜÜS	70
XIII. METALLIDE AKTIIVSUS	75
Mõningate hapete tiheduse sõltuvus nende prot- sendilisest kontsentratsioonist lahuses	79
Kirjandus	81

У. Палы, Р. Тани
СБОРНИК ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ ПО
НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

I

Издание третье
На эстонском языке
Тартуский государственный университет
СССР, г. Тарту, ул. Киннооли, 18

Vastutav toimetaja A. Koorits
Korrektor M. Väisä

ТМН rotaprint 1970. Paljundamisele antud 24.
VI 1970. Trükipoognaid 5,13. Tingtrükipoog-
naid 4,77. Arvestuspoognaid 3,5. Trükiaru 800.
Paber 30x42. 1/4. MB 03961. Tell. nr. 486.

Hind 20 kop.

Hind 20 kop.

A
30783

5125655

TÜ RAAMATUKOGU



1 0300 00512565 5