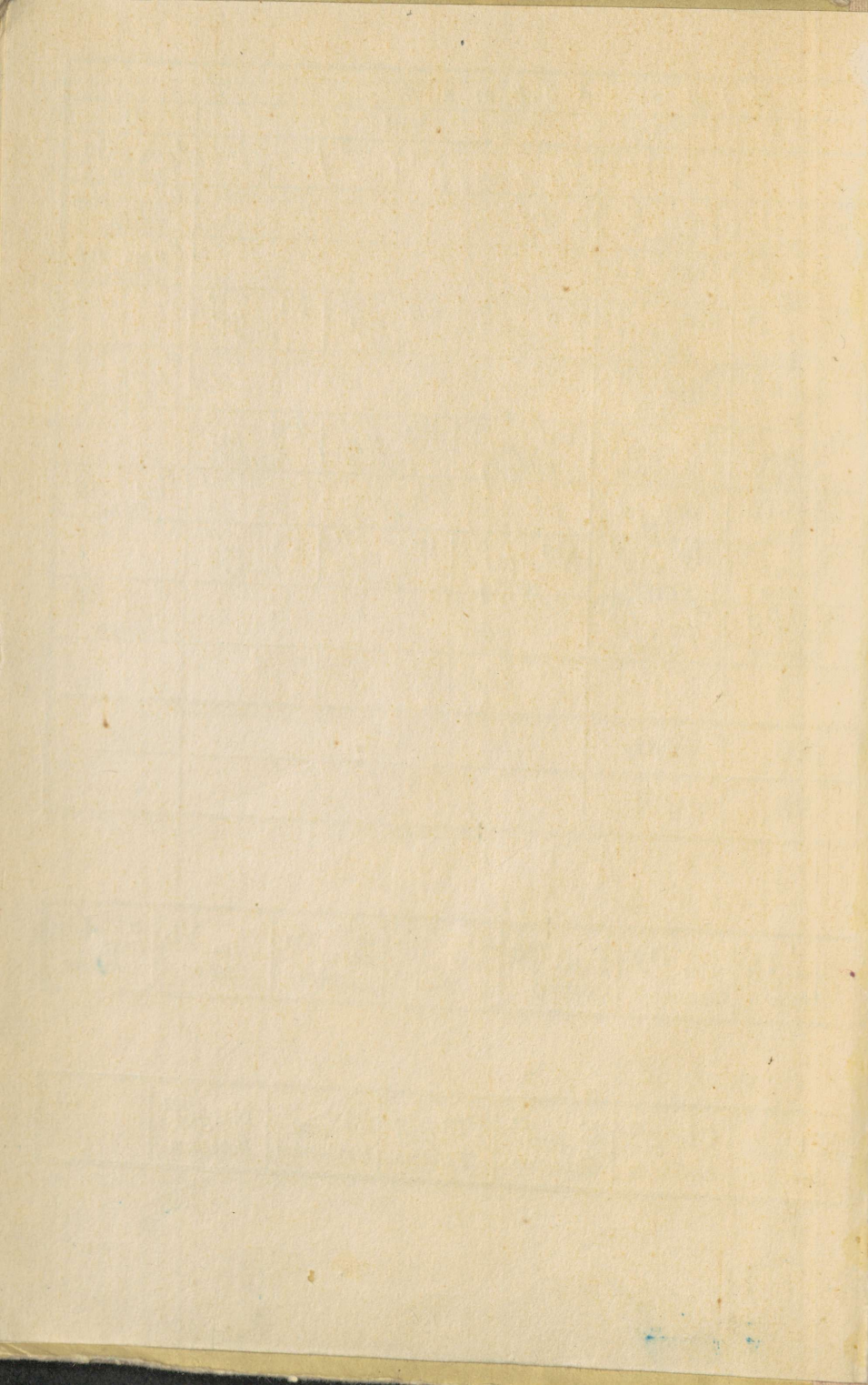


S. Vasjutsenko

KEEMIA



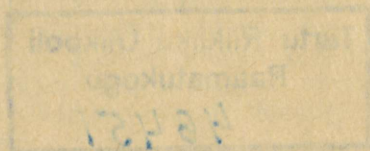


727
A-23123

S. I. VASJUTŠENKO

KEEMIA

*NSV Liidu Kõrgema Hariduse Ministeeriumi eri-
keskõppeasutuste Valitsuse poolt lubatud õpikuna
tarvitada mittekeemia-erialastes eri-keskõppeasu-
tustes*



ARHIIVKOGU

EESTI RIIKLIK KIRJASTUS
TALLINN 1960

Originaali tiitel:

С. И. Васюченко

ХИМИЯ

издание второе, переработанное

Tõlkinud: A. Veiderma

2



ARHIIVKOGU

KEEMIA PÕHIMÕISTED.

§ 1. Ained ja nende omadused.

Meid ümbritsevad esemed erinevad üksteisest kujult, suuruselt, värvilt ja teistelt omadustelt. Nii erinevad teineteisest katseklaas ja teeklaas kujult, teeklaas ja purk suuruselt, kollane ja roheline purk aga erinevad teineteisest värvilt. Seejuures on kõik nimetatud füüsikalised kehad sarnased oma koostiselt: nad kõik on tehtud klaasist. Seda, millest koosnevad füüsikalised kehad, nimetatakse aineks.

Kehad võivad olla ühesugused kujult ja suuruselt, kuid koosneda erinevatest ainetest. Nõnda võib valmistada ühesuguseid plaadikesi rauast, vasest ja alumii-
niumist. Seega siis ained erinevad omadustelt samuti nagu kehadki. Tahm erineb kriidist värvuselt, suhkur soolast maitset, äädikas veest lõhnalt, sool kriidist lahustuvuselt vees.

Tunnuseid, mille poolest ained sarnanevad üksteisega või erinevad üksteisest, nimetatakse aine omadusteks.

Aine omadused on: füüsikaline olek (tahke, vedel või gaasiline), värvus, lõhn, maitse, lahustuvus vees jt.

Erinevatel ainetel on mõningaid ühesuguseid omadusi. Näiteks on vesi ja piiritus värvita vedelikud, suhkur ja sool on valged tahked ained, mis lahustuvad vees, kuid erinevad maitset. Sel põhjusel ei tule ainete määramisel lähtuda mitte ühest või mõningatest üksikutest tunnustest, vaid nende omaduste kogumikust.

§ 2. Füüsikalised ja keemilised nähtused.

Ained võivad muutuda. Meid ümbritsevas maailmas toimuvaid muutusi nimetatakse nähtusteks. Toome näiteid nähtustest. Kui soojendada klaastoru põleti leegis,

siis läheb klaas soojendamise kohal pehmeks ning toru paindub kõveraks. Klaastoru kuju muutub seejuures. Kuid klaasis endas me ei märka mingisuguseid muutusi. Vesi muutub soojendamisel auruks, mille jahtumisel tekib uuesti vesi. Elektrivool põhjustab elektrilambi metalset niidikest läbides selle helendumist, kuid pärast voolu väljalülitamist niidike lakkab helendumast ja me ei märka niidis endas mingisuguseid muutusi.

Kirjeldatud nähtuste juures toimusid keha moodustavate ainete oleku või kuju muutused, ainete koostis jäi aga muutumatuks. Uusi aineid siin ei tekkinud.

Säärased ainete muutused kuuluvad füüsikaliste nähtuste hulka.

Neid nähtusi, mille juures ei toimu aine muundumisi teisteks aineteks, nimetatakse füüsikalisteks nähtusteks.

Vaatleme teistlaadi nähtusi. Vaskplaadi kuumutamisel kattub see musta kihiga. Seda kihti võib kergesti noaga paberile maha kraapida. Tekkinud must pulber erineb vasest. See on uus aine. Korrates mitu korda kirjeldatud katset vaskplaadiga võib seda täielikult muuta mustaks pulbriks, mida nimetatakse vaskoksüüdiks.

Kui niisutame vasksulfaadi (väävelhapu vase) valget pulbrit vähese hulga veega, saame sinise kristalse aine — vasevitrioli.

Süüdatud magneesium põleb pimestavalt heledalt, muundudes valgeks kohedaks magneesiumoksüüdi pulbriks. Need vase, magneesiumi ja teiste ainete muutused kuuluvad keemiliste nähtuste hulka.

Nähtusi, mille juures toimub ainete muundumine teiseks, s. t. mille juures ainete koostis muutub, nimetatakse keemilisteks nähtusteks ehk keemilisteks reaktsioonideks. Sageli nimetatakse keemilisi reaktsioone lihtsalt reaktsioonideks.

§ 3. Keemiliste muundumiste iseärasused.

Keemilisi reaktsioone võib sageli ära tunda mõningate väliste tunnuste järgi, nagu gaasi eraldumine, sadestumine, lahuse värvuse muutumine, lõhna tekkimine. Näiteks kui valada kriidile soolhapet, kuuleme kohe iseloomulikku sisinat süsinikdioksüüdi (süsihappegaasi) eraldumise tagajärjel. Keedusoola ja hõbenitraadi värvi-

tute lahuste segamisel tekib valge kohupiimataoline hõbekloriidi sade. Hõõrudes uhmrís lubja ja salmiaagi-segu tunneme tekkiva ammoniaagi teravat lõhna.

Keemiliste reaktsioonide juures võime täheldada füüsikalisi nähtusi. Sõe põlemisele näiteks kaasub soojuse ja valguse eraldumine.

§ 4. Segud ja keemilised ühendid.

Ainete tundmaõppimisel tuleb teha vahet puhaste ainete ja ainete segu vahel. Puhaste ainete omadused on välistingimuste püsímisel alati ühed ja samad; segude omadused aga sõltuvad sellest, millistes hulka-des esinevad üksikud ained segus. Kuid üksikute ainete omadused, millest segu koosneb, ei muutu temas, ja neid aineid võib segust eraldada füüsikaliste menetlus-tega.

Esitame näite, kuidas saada segu ja kuidas seda lahutada üksikuteks aineteks. Raua- ja väävlipulbrit iseloomustavate omaduste uurimine näitab, et raud tõmbub magneti külge, pillub põlemisel sädemeid ja vajub vees põhja. Väävlit magnet enda külge ei tõmba, ta levitab põlemisel omapärast lõhna; vaatamata sellele, et väävli erikaal on üle ühe, jäävad väävlipulbri osakesed halva märgumise tõttu vette hõljuma ja vajuvad põhja vaid pikkamööda.

Kui segada raua- ja väävlipulbrit ja lähendada sellele segule magnet, siis tõmbab viimane raua enda külge ja eraldab ta väävlist. Raputades segu vette jääb väävlipulber hõljuma, raud aga vajub põhja. Neist katsetest veendume, et raua ja väävli segamisel uut ainet ei teki, sest raua ja väävli omadused jäid see-juures muutumata.

Katseklaasi soojendamisel, milles on raua ja väävli segu, läheb segu kiiresti kuumaks. Sel puhul eraldub nii palju soojust, et segu hakkab hõõguma ja katseklaas võib isegi puruneda. Raua ja väävli segu muutub mustaks massiks. Kui hõõrume saadud massi pärast jahtumist uhmrís peeneks ja lähendame talle magneti, siis viimane rauda enda külge ei tõmba. Saadud pulber vajub vees kohe põhja. Järelikult raua ja väävli segu kuumutamise tagajärjel tekkis uus aine uute omadustega.

See aine, mida nimetatakse raudsulfiidiks (väävel-rauaks), on raua ja väävli keemiline ühend.

Keemilistel ühenditel on uued omadused, mis erinevad nende ainete omadustest, millest nad tekkisid. Võetud ainete eraldamist üksteisest keemilises ühendis pole võimalik teostada füüsikaliste meetoditega.

§ 5. KEEMIA KÄSITLUSALA.

Keemia tähtsus rahvamajanduses.

Aine uurimist alustame tema füüsikaliste ja keemiliste omaduste tundmaõppimisega.

Neid omadusi, mis ilmnevad keemilistel muundumistel, nimetatakse ainete keemilisteks omadusteks.

Elavhõbeoksüüd on väliselt punane, lõhnata pulber, ta on veest raskem ja ei lahustu selles. Mainitud omadused on elavhõbeoksüüdi füüsikalised omadused. Kui kuumutada elavhõbeoksüüdi katseklaasis, siis võib märgata temast gaasi eraldumist ja elavhõbeda tilkade tekkimist katseklaasi seintele. Eralduv gaas soodustab põlemist, mida võib täheldada, kui pistame hõõguva püru katseklaasi avasse — pird süttib kohe heledalt põlema. Elavhõbeoksüüdi kuumutamisel saadud uued ained (elavhõbe ja hapnik) erinevad omadustelt täiesti elavhõbeoksüüdist. Elavhõbeoksüüdi omadus muutuda kuumutamisel elavhõbedaks ja hapnikuks kuulub tema keemiliste omaduste hulka.

Teadust ainetest, nende muundumistest ja nähtustest, mis kaasuvad neile muundumistele, nimetatakse keemiaks.

Peale ainete omaduste tundmaõppimist käsitleb keemia ka nende üldiste seaduspärasuste uurimist, millele keemilised nähtused alluvad. Nende seaduspärasuste tundmine annab meile võimaluse teadlikult juhtida keemilisi protsesse, mis toimuvad nii looduses kui ka tootmises. Sel põhjusel omab keemia suurt praktilist tähtsust.

Keemilised nähtused on metallide saamise aluseks nende looduslikkudest ühenditest. Keemilised protsessid esinevad kautšuki, plastmasside, lõhkeainete, paberi, tehiskiudude, mineraalväetiste, värvainete, seebi, liimi, arstimate ja paljude teiste ainete tootmise protsessides.

Määratu suurt tähtsust omab keemia põllumajanduses. Muldade keemilise koostise uurimise, väetiste kasutamise ja taimekahjurite ning haiguste tõrjeks keemiliste vahendite rakendamise tulemusena saavutatakse tunduvalt kõrgemaid saake.

Keemia annab võimaluse saada tehisaineid nagu plastmassid, mida looduses ei leidu.

Keemial on suur tähtsus riigikaitse tugevdamisel. Keemiatööstus annab kaitse vajadusteks lõhkeaineid, valgustusvahendeid, kütteaineid.

Tööstusettevõtetes rakendatakse keemilisi meetodeid saabuva tooraine ja valmissaaduste kontrollimiseks. Sel põhjusel on tehaseis ja vabrikuis loodud keemialaboratooriumid. Seega paljude tööstusettevõtete edukas töö ja rahvamajandusharude areng on seotud keemiaalaste teadmistega ja nende rakendamisega tootmisel.

Partei ja valitsus omistavad keemiale ja keemiatööstusele suurt tähelepanu. NLKP XXI kongressi juhendid NSVL rahvamajanduse arendamise seitsme aasta (1959—1965) plaani kohta näevad ette keemiatööstuse ja eriti nende keemiasaaduste tootmise võimsat tõusu, mis on vajalikud rahvamajanduse progressi kindlustamiseks.

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Missugused järgnevatest nimetustest tähendavad füüsikalisi kehi ja missugused aineid: vask, purk, malm, katseklaas, elavhõbe, terasnõel, traat, väävel?

2. Missuguseid nähtusi nimetatakse füüsikalisteks ja missuguseid keemilisteks? Tooge vastavaid näiteid.

3. Missugused siin nimetatud nähtused on füüsikalised ja missugused keemilised: a) raua roostetamine, b) vee külmumine, c) paberi põlemine, d) vase sulamine.

ATOMISTLIK-MOLEKULAARNE TEOORIA.

§ 6. Atomistlik-molekulaarse teooria põhialused.

Kaasaegse keemia aluseks on atomistlik-molekulaarne teooria, mille järgi ained koosnevad molekulidest ja aatomitest. See õpetus on rohkearvuliste uurimiste tulemus, mida alustas juba 18. sajandil kuulus vene teadlane M. V. Lomonossov. Paljud teadlased arendasid seda õpetust edasi, ning praegusel ajal on ta üldtunnustatud.

Atomistlik-molekulaarse teooria põhialused on järgmised:

Kõik ained koosnevad molekulidest.

Molekulideks nimetatakse aine kõige väiksemaid osakesi, mis võivad eksisteerida iseseisvalt, säilitades seejuures aine põhilised keemilised omadused.

Ühe ja sama aine molekulid on ühesugused. Mitmesuguste ainete molekulid erinevad üksteisest koostiselt, kaalult, suuruselt ja teistelt omadustelt.

Iga aine eksisteerib nii kaua kuni säilivad tema molekulid. Molekulide ehituse muutumisel lakkab see aine olemast ja tekivad uued ained.

Molekulid koosnevad aatomitest.

Aatomid on aine kõige väiksemad osakesed, mis ei lagune edasi keemilistes reaktsioonides.

Looduses eksisteerib erinevaid liike aatomeid. Aatomite liiki, mida iseloomustavad ühesugused keemilised omadused, nimetatakse keemiliseks elemendiks.

Kaasajal tuntakse 102 keemilist elementi. Keemiliste elementide aatomid erinevad üksteisest kaalult, suuruselt ja teistelt omadustelt.

Molekulid ja aatomid on aines pidevas liikumises.

Järgmised katsed tõestavad kaudselt, et ained koosnevad molekulidest ja viimased on pidevas liikumises.

1. katse. Paigutame mikroskoobi alla tilgakese vett, kuhu lisasime veidi õietolmu. Nüüd näeme mikroskoobi all tolmuterakeste korratut ning pidevat liikumist. Seda liikumist põhjustavad löögid, mida annavad nähtamatud ning liiguvad veemolekulid tolmuterakestele. Nende löökide jõud on mitmesugune ja ebavõrdne. Selle tagajärjel liiguvad tolmuterad mitmesuguses suunas. Esimest korda pani seda nähtust tähele inglise botaanik Brown 1827. aastal. Sellepärast nimetatakse säärast liikumist Browni liikumiseks.

2. katse. Molekulide pidevat liikumist tõestab ilmekalt ka vedelikkude aurumine tavalistes tingimustes. Kui me näiteks valame suure klaasanuma põhja veidi broomi, siis näeme varsti, kuidas broomi punakas-pruunid aurud täidavad kogu anuma; broomimolekulid tungivad anumas leiduvasse õhku. Lillede, lõhnaõli, bensiini ja teiste säärase ainete lõhna levimine õhus kuulub samuti kirjeldatud nähtuste hulka.

Kõige kiiremalt liiguvad molekulid gaasides, aeglasemalt vedelikkudes; tahketes ainetes toimub vaid võnkuv liikumine, mis sarnaneb pendli liikumisega.

Molekulide ja aatomite suurus ja kaal on äärmiselt väikesed. Hariliku mikroskoobi abil, mis annab mitte rohkem kui kahe tuhande kordse suurenduse, on molekule võimatu näha. Kaasaegse teaduse ja tehnika suureks saavutuseks tuleb pidada elektronmikroskoobi loomist. Viimane annab saja tuhande kordse suurenduse, tema abil on võimalik näha kõige suuremaid molekule, milledest koosnevad mõned süsinikuühendid.

§ 7. Aatom- ja molekulkaal.

Otsese kaalumiseega on aatomite ja molekulide kaalu võimatu kindlaks määrata. Kuid kaudsete võtete abil on kõigi tuntud keemiliste elementide aatomite kaalud suure täpsusega kindlaks määratud.

Kui me väljendame aatomite kaalu grammides, siis saame väga kohmakad arvud. Nii on hapniku aatomi kaal 0,000 000 000 000 000 000 000 026 608 g, väävli aatomi kaal 0,000 000 000 000 000 000 000 053 216 g.

Kõige kergem on vesiniku aatom, mille kaal on 0,000 000 000 000 000 000 000 00167 g.

Säärase arvud on arvutamiseks tülikad. Sellepärast

võeti aatomi kaalude väljendamiseks üldiselt tarvitusele eriline mõõtühik. Ta võrdub $\frac{1}{16}$ hapniku aatomi kaaluga. Seda nimetatakse hapnikuühikuks ja märgitakse tinglikult h.-ü.

Aatomi kaalu, väljendatuna hapnikuühikutes, nimetatakse elemendi aatomkaaluks.

Näiteks on vase aatomkaal 64 h.-ü. Aatomkaal näitab, mitu korda on selle elemendi aatom raskem $\frac{1}{16}$ hapniku aatomi kaalust.

Elementide aatomkaalud on toodud juurdelisatud tabelis raamatu lõpus.

Harilikult ei märgita aatomkaalu juures hapnikuühiku nimetust, vaid näidatakse ainult hapnikuühikute arv. Näiteks märgime magneesiumi aatomkaalu lihtsalt 24 (ligikaudu).

Aatomkaal on elemendi üks kõige iseloomulikumaid tunnuseid. Aatomkaalu mõiste tõi teadusse inglise õpetlane Dalton (1766—1844). Aatomkaalu tarvitusele võtmisel oli suur tähtsus keemia edasises arengus.

Vastavalt aatomkaalule hakati ka ainete molekulide kaalu väljendama hapnikuühikutes.

Aine molekulkaluks nimetatakse tema molekuli kaalu, mis on väljendatud hapnikuühikutes.

Hapnikumolekul koosneb kahest aatomist. Tema molekulkal võrdub seega 32 h.-ü.-ga. (Hapniku aatomkaal on 16.)

Molekulkaal näitab, mitu korda on selle elemendi molekul raskem $\frac{1}{16}$ hapniku aatomist.

Samuti nagu aatomkaalud märgitakse ka molekulkalud ilma hapnikuühikute tähise juurdelisamiseta. Nii on näiteks hapniku molekulkal 32.

§ 8. Gramm-aatom ja gramm-molekul.

Keemilistes arvutustes kasutatakse harilikkuude kaaluliste mõõtühikute — grammi, kilogrammi jt. kõrval veel erilisi keemia ühikuid. Need on gramm-aatom ja gramm-molekul.

Elemendi hulka grammides, mis võrdub arvuliselt selle elemendi aatomkaaluga, nimetatakse gramm-aatomiks.

Näiteks, hapniku aatomkaal on 16. Seega siis 16 grammi hapnikku on üks gramm-aatom hapnikku.

Mitmesuguste elementide gramm-aatomid sisaldavad võrdse arvu aatomeid. See ilmneb juba gramm-aatomi mõistest endast.

Märgime tähe n -ga vesiniku aatomite arvu, mida sisaldab üks gramm (gramm-aatom) vesinikku.

n vesinikuaatomit kaalub 1 gramm.

Arvesse võttes hapniku (16), vase (64) ja lämmastiku (14) aatomkaalusid, saame, et

n hapnikuaatomit kaalub 16 g,

n vaseaatomit kaalub 64 g,

n lämmastikuaatomit kaalub 14 g.

16,64 ja 14 on vastavalt hapniku, vase ja lämmastiku gramm-aatomite arvulised väljendused.

Neist näidetest järeldame, et elementide gramm-aatomid sisaldavad võrdse arvu aatomeid.

Aine hulk grammides, mis võrdub arvuliselt selle aine molekulkaaluga, nimetatakse gramm-molekuliks.

Gramm-molekuli lühendatud nimetus on mool. Toome näite: hapniku molekulkaal on 32. Seega moodustab 32 grammi hapnikku hapniku ühe gramm-molekuli.

«Gramm-molekuli» mõistest endast järgneb, et kõigi ainete molekulide arv aine gramm-molekulis on ühesugune.

§ 9. Keemia põhimõisted ja -seadused atomistlik-molekulaarse teooria valguses.

1. Liht- ja liitained.

Lihtaineks nimetatakse seda ainet, mille molekulid koosnevad ühe ja sama elemendi aatomitest. Näiteks hapnik on lihtaine. Tema molekul koosneb ühe elemendi aatomitest.

Paljude gaasiliste lihtainete molekulid koosnevad kahest aatomist. Sääraste ainete hulka kuuluvad vesinik, hapnik, lämmastik, kloor ja teised. Inertgaaside ja kuumutamise teel auruks muudetud metallide molekulid koosnevad ühest aatomist.

Liitaineks nimetatakse seda ainet, mille molekulid koosnevad mitme elemendi aatomitest. Vaskoksüüd näi-

teks on liitaine, kuna tema molekul koosneb vase ja hapniku aatomitest.

Liitaineid nimetatakse harilikult keemilisteks ühenditeks. Vaskoksüüd on vase ja hapniku keemiline ühend.

2. Aine kaalu jäävuse seadus.

Kuulsa vene õpetlase M. V. Lomonossovi teeneks tuleb pidada kvantitatiivsete meetodite rakendamist keemiliste nähtuste uurimisel. Kõigi keemiaalaste teaduslike uuringute juures kasutas Lomonossov alati kaale, kaaludes aineid enne ja pärast katset.

Keemia põhiseaduse, mida kaasajal nimetatakse aine jäävuse seaduseks, formuleeris Lomonossov 1748. aastal.

Alles mitme aasta möödumisel — 1756. aastal — sai Lomonossov võimaluse tõestada formuleeritud seadust katseliselt keemialaboratooriumis, mille ta organiseeris suurte raskustega Teaduste Akadeemia juures. Neil katsetel kuumutas Lomonossov metalle kinnijoodetud anumates ja kaalus neid anumaid enne ja pärast katset. Tehatud katsed veensid Lomonossov, et 1748. aastal väljendatud seadus on õige. Praegusel ajal sõnastatakse aine kaalu jäävuse seadus järgmiselt: *reageerivate ainete kaal võrdub reaktsioonil tekkinud ainete kaaluga.*

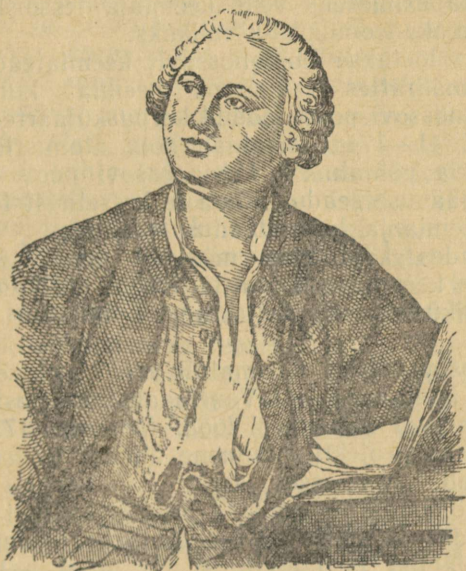
Aine kaalu jäävuse seadust nimetatakse veel aine massi jäävuse seaduseks, kuna aine kaal on proportsionaalne tema massiga maakera pinna samas punktis.

Aine kaalu jäävuse seadus on keemia põhiseaduseks. Selle seaduse alusel kontrollivad keemikud tehtud uurimistööde õigsust. Kui tekib vahe ainete kaalulistes hulkades enne ja pärast katset, siis näitab see asjaolu, et katse polnud täpne. Lomonossovi poolt avastatud seadus annab seega võimaluse kontrollida keemilisi protsesse ning neid juhtida.

Aine kaalu jäävuse seaduse avastamine aetas keemia teiste täppisteaduste hulka. Enne Lomonossov, vaadeldi keemiat nagu kunsti, mis näitab, kuidas «lagundada aineid».

Kuidas seletada aine kaalu jäävuse seadust atomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt? See teooria käsitleb keemilist reaktsiooni kui reageerivate ainete molekule moodustavate aatomite ümberasetumist, mille tagajärjel tekivad uute ainete molekulid. Aatomite arv jääb sel-

lisel ümberasetumisel muutmatuks. Samuti ei muutu ka ühegi aatomi kaal. Järelikult kõigi aatomite kaalude summa jääb püsivaks nii enne kui ka pärast reaktsiooni.



M. V. Lomonossov
(1711—1765)

3. M. V. Lomonossov ja ta teaduslik tegevus.

Geniaalsel vene teadlasel, esimesel vene akadeemikul — keemikul Mihhail Vassiljevitiš Lomonossovil olid hiilgavad anded, erakordne tung omandada teadmisi, tohutu töökus ja visadus ülesseatud eesmärgi saavutamisel. Need omadused võimaldasid Lomonossovil, kes oli pärit lihtseisusest, omandada tolleaegsetes tsaari-Venemaa tingimustes kõrgemat haridust. Lomonossov õppis Slaavi-kreeka-ladina Akadeemias Moskvas, kus ta nelja aasta vältel omandas akadeemia seitsme klassi õppekava. Viimast klassi ta ei lõpetanud, kuna ta viidi üle Peter-

buri Teaduste Akadeemia juures töötavasse ülikooli. 1735. aastal komandeeriti Lomonossov välismaale metallurgia ja mäeasjanduse uurimise otstarbel. Pärast viieaastast välismaal viibimist pöördus Lomonossov 1741. aastal Peterburi Teaduste Akadeemia juurde tagasi. Peagi sai ta esimeseks vene keemiaprofessoriks ja esimeseks vene akadeemikuks-keemikuks.

Õigusega loetakse Lomonossovit keemiateaduse rajajaks. Ta määratles esimesena keemiat kui teadust. M. V. Lomonossovi poolt loodud korpuskulaarteooria aineehitusest (1741—1744) sisaldab kõik atomistlik-molekulaarse teooria põhialused. Lomonossovi poolt avastatud aine kaalu jäävuse seadus, mida ta katseliselt tõestas, on tähtsaim keemia ja loodusteaduse seadus.

Rakendades kaalumise meetodit oma katsetel tõi Lomonossov keemiasse kvantitatiivsete määramiste rangelt teadusliku meetodi. Selles ongi tema suur teene teaduse ees.

Lomonossov võitles väsimatult vene teaduse õitsengu ja hariduse levitamise eest Venemaal. Lomonossovi algatusel ja tungival nõudmisel loodi Moskvas 1755. aastal vastavalt tema projektile esimene ülikool Venemaal, mis nüüd kannab Lomonossovi nime.

Kuigi Lomonossov omistas suurt tähtsust teooriale keemias, pidas ta mitte vähem tähtsaks keemiliste katsete korraldamist ja läbiviimist. Ta nägi palju vaeva, et luua Peterburis keemialaboratoorium teaduslikkudeks ja õppeülesanneteks. Lomonossov ise töötas seal, konstrueeris uusi katseseadmeid ja õpetas oma õpilasi eksperimenteerima.

Lomonossov tõestas suure visadusega, et on vajalik luua tihe side füüsika ja keemia vahel.

Kuigi Lomonossov pidas keemiat, tema enda sõnade järgi, oma «pea-elukutseks», töötas ta samal ajal loovalt ja edukalt ka teistel teadusaladel. Seejuures ületas Lomonossov mitmel alal tunduvalt tolleaegseid teadlasi.

Suured on Lomonossovi saavutused keemilise tehnoloogia, klaasitootmise ja metallurgia alal. Lomonossov kirjutas esimese venekeelse metallurgia õpiku. Lomonossov polnud mitte ainult teadlane ja uurija, vaid ka filosoof, luuletaja ja vene kirjandusliku keele uuendaja.

4. Aine koostise püsivuse seadus.

Analüüsidest paljusid keemilisi ühendeid, avastas prantsuse õpetlane Proust (1755—1826) aine koostise püsivuse seaduse, mille ta formuleeris järgmiselt: *iga liitaine omab, olenemata tema saamisviisist, püsivat kvalitatiivset ja kvantitatiivset koostist, s. t. ta koosneb alati samadest keemilistest elementidest, mis on omavahel ühinenud rangelt kindlates kaalulistes suhetes.*

Näiteks väävelraud koosneb, olenemata sellest, kuidas ta tekkis, alati rauast ja väävlist, kusjuures iga 7 kaaluosa raua kohta tuleb 4 kaaluosa väävli. Katseliselt on tõestatud, et väävelraua tekkimisel raua ja väävli mehaanilise segu kuumutamisel raua ja väävli reageerivate hulkade kaaluline suhe on alati 7:4. Kui saame väävelrauda teistsuguste meetoditega, ka siis on temas raua ja väävli kaaluline suhe alati püsiv, 7:4.

Atomistlik-molekulaarne teooria annab järgmise selektuse aine koostise püsivuse seaduse kohta: molekuli aatomiline koostis on alati püsiv, samuti iga aatom omab alati püsivat kaalu. Järelikult ka nende kaaluline suhe on püsiv.

Keemias seotakse aine koostise püsivuse seadust ekvivalendi mõistega. *Elemendi ekvivalendiks nimetatakse tema sellist kaalulist hulka, mis ühineb kas kaheksa kaaluosa hapnikuga või 1,0080 kaaluosa vesinikuga või asendab viimaseid samal hulgal ühendites.*

Seega võeti ekvivalendi ühikuks 1,0080 kaaluosa vesinikku või kaheksa kaaluosa hapnikku.

Elemendi hulka grammides, mis võrdub tema ekvivalendiga, nimetatakse selle elemendi gramm-ekvivalendiks.

Keemiliste elementide ekvivalendid määrati kindlaks katseliselt.

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Määratlege mõisted: a) molekul, b) aatom, c) keemiline element.

2. Mida nimetatakse hapnikuühikuks ja kuidas ta tingimisi tähistatakse?

3. Mida nimetatakse: a) aatomkaaluks, b) molekulaaluks, c) gramm-aatomiks, d) gramm-molekuliks?

4. Mitme grammiga võrdub: a) 3 gramm-aatomit väävlit, b) 10 gramm-aatomit vesinikku, c) 2 gramm-aatomit rauda, d) 6 gramm-aatomit lämmastikku, e) 1 gramm-molekul hapnikku, f) 5 gramm-molekuli vett?
5. Mitme gramm-aatomiga võrdub: a) 6 g vesinikku, b) 160 g hapnikku, c) 7 g lämmastikku, d) 480 g süsinikku, e) 8 g väävli?
6. Kui palju gramm-molekule sisaldab: a) 360 g vett, b) 16 g hapnikku, c) 8 g hapnikku, d) 140 g lämmastikku?
7. Mitme grammiga võrdub: a) 3 gramm-molekuli vesinikku, b) 5 gramm-molekuli hapnikku, c) 5 gramm-molekuli lämmastikku, d) 3 gramm-molekuli vett, e) 0,25 gramm-molekuli hapnikku?
8. Mille poolest erineb lihtaine lihtainest?
9. Sõnastage aine kaalu jäävuse seadus ja seletage ta atomistlik-molekulaarse teooria alusel.
10. Kuidas sõnastatakse aine koostise püsivuse seadust? Seletage see seadus atomistlik-molekulaarse teooria valgusel.
11. Mida nimetatakse: a) elemendi ekvivalendiks, b) gramm-ekvivalendiks?

§ 10. Keemilised märgid.

Keemiliste elementide ja ühendite tähistamiseks on keemias võetud kasutusele leppemärgid, mida nimetatakse keemilisteks märkideks. Keemilisi ühendeid tähistatakse neist märkidest koostatud keemiliste valemitega.

1. Elementide keemilised märgid (sümbolid).

Elemendi tähistamist ühe või kahe tähega, mis on tuletatud elemendi ladinakeelsest nimetusest, nimetatakse elemendi keemiliseks märgiks. Näiteks raua keemiline märk on Fe (kaks esimest tähte tema ladinakeelsest nimetusest Ferrum), väävli keemiline märk on S (Sulfur).

Keemiline märk tähistab:

- | | |
|--|---|
| 1) keemilist elementi, | 1) S — väävlit, |
| 2) elemendi aatomit, | 2) S — väävli aatomit, |
| 3) elemendi kaalulist hulka, mis vastab tema aatomkaalule, | 3) S — 32 väävli kaalulist hulka, s. o. 32 hapnikuühikut, |
| 4) elemendi gramm-aatomit. | 4) S — 32 grammi väävlit. |

Raamatu lõppu paigutatud tabelis on toodud tähtsamate elementide keemilised sümbolid ja aatomkaalud.

2. Keemilised valemid.

Aine tähistamist märkidega nimetatakse keemiliseks valemiks. Näiteks raudsulfiidi valem on FeS .

Keemiline valem tähistab:

- | | |
|---|---|
| 1) ainet, | 1) FeS — raudsulfiidi, |
| 2) aine molekuli, | 2) FeS — raudsulfiidi molekuli, |
| 3) aine kaalulist hulka, mis vastab tema molekulaalule, | 3) FeS — raudsulfiidi 88 kaalulist ühikut, s. t. 88 hapnikuühikut (raudsulfiidi molekulaal on 88), |
| 4) aine gramm-molekuli. | 4) FeS — raudsulfiidi gramm-molekuli, s. t. 88 grammi raudsulfiidi. |

3. Indeksid ja koefitsiendid.

Kui aine molekulis on elemendi aatomite arv rohkem kui üks, siis tähistatakse aine valemis see arv väikese numbriga, mis asetatakse selle elemendi märgist paremale poole alla. Näiteks, vee molekul koosneb kahest vesiniku ja ühest hapniku aatomist. Sellepärast asetseb veevalemis H_2O vesiniku sümbolist paremal pool all väike number 2.

Numbreid, mis näitavad elementide aatomite arvu ainete molekulides, nimetatakse indeksiteks.

Mitme molekuli tähistamiseks kirjutatakse aine valemi ette vastav koefitsient. Näiteks, $2\text{H}_2\text{O}$ tähendab kaks molekuli vett, 4O_2 — neli molekuli hapnikku, 5N_2 — viis molekuli lämmastikku, jne.

4. Arvutused keemiliste valemite järgi.

a) Aine molekulaalu arvutamine.

Ainete molekulid koosnevad aatomitest. Siit järeldub, et molekulaal võrdub teda moodustavate aatomite kaalude summaga.

Teades elementide aatomkaale, võib arvutada aine molekulaalu tema keemilise valemi järgi. Näiteks, fos-

forhappe H_3PO_4 molekulkaal arvutatakse järgmiselt (elementide aatomkaalud võetakse ligikaudu):

kolme vesiniku aatomi kaal (3H) on $1 \times 3 = 3$,

ühe fosfori aatomi kaal (P) on $31 \times 1 = 31$,

nelja hapniku aatomi kaal (4O) on $16 \times 4 = 64$.

Fosforhappe molekulkaal on 98 ($3 + 31 + 64$).

Aine molekulkaalu arvutamiseks tema keemilise valemi järgi tuleb ainet moodustavate elementide aatomkaal korrutada vastavate indeksitega aine valemis ja saadud korrutised liita.

b) *Elementide kaaluliste suhete arvutamine keemilises ühendis.*

Teades keemilise ühendi valemit, võib arvutada, millistes kaalulistes suhetes on elemendid neist moodustatud keemilises ühendis. Näiteks, võib arvutada, millises kaalulises suhtes on ühinenud: vask — Cu ja hapnik — O vaskoksüüdis — CuO.

L a h e n d u s.

Vaskoksüüd koosneb ühesugustest CuO molekulidest. Järelikult sellest jätkub, kui arvutame elementide vase ja hapniku kaalulise suhte ühes gramm-molekulis CuO-s.

Arvutame CuO molekulkaalu (aatomkaalud võtame ligikaudu):

$$M \text{ (molekulkaal)} = 64 + 16 = 80$$

$$\text{Mool (gramm-molekul)} = 80 \text{ g}$$

Gramm-molekul vaskoksüüdi kaalub 80 g

Üks gramm-molekul vaskoksüüdi sisaldab ühe gramm-aatomi vase, s. t. 64 g, ja ühe gramm-aatomi hapnikku, s. t. 16 g. Järelikult tuleb vaskoksüüdis 64 g vase kohta 16 g hapnikku, ja seega on vaskoksüüdis ühinenud vase ja hapniku kaaluline suhe $\frac{64}{16}$ ehk 4 : 1.

Vastus: vaskoksüüdis tuleb 4 kaaluosa vase kohta üks kaaluosa hapnikku.

c) *Elementi protsentuaalse sisalduse arvutamine keemilises ühendis.*

Teades aine valemit, võib arvutada iga elemendi protsentuaalset sisaldust selles aines.

Elementi protsentuaalseks sisalduseks aines nimetatakse selle elemendi kaalulist hulka, mida sisaldab selle aine 100 kaaluosa.

Näide:

Arvutada raua protsentuaalne sisaldus raudoksüüdis — Fe_2O_3 .

Lahendus:

$$M = (56 \times 2) + (16 \times 3) = 160 \\ \text{mool} = 160 \text{ g.}$$

Üks gramm-molekul raudoksüüdi, mis kaalub 160 g, sisaldab rauda 112 g ($56 \times 2 = 112$), see on $\frac{112}{160}$ raudoksüüdi gramm-molekuli kaalust. Et väljendada seda murdu protsentides, tuleb teda korrutada 100-ga:

$$\frac{112}{160} \times 100 = 70\%$$

Järelikult, raudoksüüd sisaldab rauda 70%.

d) Keemilise ühendi protsentuaalse koostise arvutamine tema keemilise valemi järgi.

Keemiliste ühendite analüüsi tulemusi väljendatakse antud ühendit moodustavate elementide protsentuaalse sisalduse järgi. Arvutada keemilise ühendi protsentuaalne koostis — see tähendab, arvutada iga sellesse ühendisse kuuluva elemendi protsentuaalset sisaldust.

Näide:

Arvutada naatriumhüdroksüüdi — NaOH protsentuaalne koostis.

Lahendus:

$$\text{NaOH} \\ M = 23 + 16 + 1 = 40, \\ \text{mool} = 40 \text{ g}$$

Arvutame naatriumi protsentuaalse sisalduse:

$$\frac{23}{40} \times 100 = 57,5\%$$

Arvutame hapniku protsentuaalse sisalduse:

$$\frac{16}{40} \times 100 = 40\%$$

Arvutame vesiniku protsentuaalse sisalduse:

$$\frac{1}{40} \times 100 = 2,5\%$$

Vastus: naatriumhüdroksüüdi protsentuaalne koostis on:

$$\text{Na} - 57,5\% \\ \text{O} - 40\% \\ \text{H} - 2,5\%$$

e) Aine kaalulise hulga määramine, mis sisaldab elementi teatud kaalulise hulga.

Näide:

Arvutada, mitmes grammis magneesiumoksüüdil sisaldub 6 g magneesiumi?

Lahendus:

$$\begin{aligned} & \text{MgO} \\ M &= 24 + 16 = 40 \\ \text{mool} &= 40 \text{ g} \end{aligned}$$

Magneesiumi aatomkaal on 24,
Gramm-aatom magneesiumi = 24 g.

6 g magneesiumi moodustab $6 : 24 = \frac{1}{4}$ gramm-aatomit, ja kuna üks gramm-molekul MgO sisaldab ühe gramm-aatomi magneesiumi, siis $\frac{1}{4}$ gramm-aatomit magneesiumi sisaldub $\frac{1}{4}$ MgO gramm-molekulis, s. t. $40 \times \frac{1}{4} = 10$ g

Vastus: 6 g magneesiumi sisaldub 10 grammis magneesiumoksüüdil.

f) Elemendi kaalulise sisalduse arvutamine antud aines.

Näide:

Arvutada, mitu grammi hapnikku sisaldab 22 g süsihappegaasi — CO₂ (süsiniku aatomkaal = 12, hapniku aatomkaal = 16).

Lahendus: (esimene viis).

$$\begin{aligned} & \text{CO}_2 \\ 12 + (16 \times 2) &= 44 \\ & 44 \text{ g} \end{aligned}$$

CO₂ valemist on näha, et üks gramm-molekul süsihappegaasi sisaldab kaks gramm-aatomit hapnikku. Järelikult, 44 g CO₂ sisaldab $16 \times 2 = 32$ g hapnikku, aga 22 g „ „ „ x g „

Iga koguse CO₂ hapnikusisaldus on sama, mistõttu kehtib võrrand:

$$44 : 22 = 32 : x$$

Arvutame tundmatu

$$x = \frac{22 \cdot 32}{44} = 16$$

Vastus: 22 g süsihappegaasi sisaldab 16 g hapnikku.

L a h e n d u s: (teine viis).

22 g süsihappegaasi moodustab $22 : 44 = 0,5$ osa tema gramm-molekulist.

1 gramm-molekul CO_2 sisaldab 2 gramm-molekuli hapnikku.

0,5 gramm-molekul CO_2 sisaldab x gramm-molekuli hapnikku.

Mõlemas süsihappegaasi koguses peab hapnikusisaldus olema sama, mistõttu kehtib võrrand

$$2 : 1 = x : 0,5$$

Arvutame tundmatu:

$$x = \frac{2 \cdot 0,5}{1} = 1 \text{ (ehk 16 g)}$$

V a s t u s: 22 g süsihappegaasi sisaldab ühe gramm-aatomi hapnikku, s. o. 16 g.

KUSIMUSI JA ULESANDEID.

1. Mida nimetatakse: a) keemiliseks märgiks, b) keemiliseks valemiks? Tuua näiteid.

2. Mida tähistab: a) keemiline märk, b) keemiline valem?

3. Kirjutada: a) 2 aatomit vesinikku, b) vesiniku molekul, c) 3 molekuli vesinikku, d) 4 molekuli hapnikku, e) 5 molekuli süsihappegaasi, f) 10 molekuli vett.

4. Milles seisab tähistuste erinevus: a) N_2 ja 2N , b) 10H ja 5H_2 ?

5. Mida väljendavad järgmised tähistused:

a) O, S, Mg, P;

b) O_2 , H_2 , CO_2 , H_2O ;

c) 3H , 8H_2 , 4O_2 ?

6. Kuidas tähistada keemiliste märkide abil: a) heeliumi aatomit, b) alumiiniumoksüüdi molekul, mis koosneb kahest aatomist alumiiniumist ja kolmest aatomist hapnikust, c) viit aatomit süsinikku, d) kolm molekuli vett, e) kuut aatomit kaaliumi?

7. Kuidas sõnastatakse järgmiste ainete valemid (elementide järgi): a) väävelhape — H_2SO_4 , b) kaaliumoksüüd — K_2O , c) kaltsiumoksüüd — CaO , d) magnetrauamaak — Fe_3O_4 , e) kaalisalpeeter — KNO_3 , f) sooda — Na_2CO_3 ?

8. Arvutada molekulkal valemiga järgi: a) suhkur — $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, b) lämmastikhape — HNO_3 , c) kaltsiumhüdrosüüd — $\text{Ca}(\text{OH})_2$, d) glütseriin — $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$, e) väävelhape — H_2SO_4 , f) raudrodaniid $\text{Fe}(\text{CNS})_3$?

9. Millega võrduvad järgmiste ainete molekulkalud: a) etüülalkohol — $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, b) metüülalkohol — CH_3OH , c) kriit — CaCO_3 , d) alumiiniumkloriid — AlCl_3 , e) mennik — Pb_3O_4 , f) glükoos — $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?

10. Leida elementide kaalulised suhted järgmistes ainetes: a) magneesiumoksüüd — MgO , b) raudoksüüd — Fe_2O_3 , c) naatriumsulfiid — Na_2S , d) vääveldioksüüd — SO_2 , e) väävelhappe anhüriid — SO_3 ?

11. Arvutada lämmastiku ja hapniku kaalulised suhted nende ühendites, millede nimetused ja valemid on järgmised: a) dilämmastikoksüüd* — N_2O , b) lämmastikoksüüd — NO , c) dilämmastiktrioksüüd — N_2O_3 , d) lämmastikdioksüüd — NO_2 , e) lämmastikhappe anhüdiid N_2O_5 .

12. Arvutada kaaliumi protsentuaalne sisaldus: a) kaaliumhüdroksüüd — KOH , b) kaaliumoksüüd — K_2O , c) kaalisalpeetris — KNO_3 , d) potases — K_2CO_3 , e) kaaliumfosfaadis — K_3PO_4 .

13. Leida kaltsiumi protsentuaalne sisaldus järgmistes ainetes: a) kaltsiumoksüüd — CaO , b) kaltsiumhüdroksüüd — $Ca(OH)_2$, c) marmoris** — $CaCO_3$, d) kipsis — $CaSO_4$, e) kaltsiumfosfaadis — $Ca_3(PO_4)_2$.

14. Arvutada naatriumi protsentuaalne sisaldus: a) naatriumoksüüd — Na_2O , b) naatriumhüdroksüüd — $NaOH$, c) soodas — Na_2CO_3 .

15. Arvutada protsentuaalne koostis: a) kaaliumsulfiid — K_2S , b) vesi — H_2O , c) naatriumhüdroksüüd — $NaOH$, d) fosforhape — H_3PO_4 , e) vääveldioksüüd — SO_2 , f) Berthollet' sool — $KClO_3$, g) raudhüdroksüüd — $Fe(OH)_3$.

16. Kumb kahest järgmisest ühendist sisaldab rohkem vaske: a) vaskalahapend (kupriit) — Cu_2O või vaskoksüüd — CuO , b) vasksulfaat — $CuSO_4$ või vaskhüdroksüüd — $Cu(OH)_2$, c) vaskloriid — $CuCl_2$ või vasknitraat — $Cu(NO_3)_2$.

17. Arvutada, kui palju järgmisi aineid sisaldavad 2 g süsinikku: a) süsinikoksüüd — CO , b) süsinikdioksüüd — CO_2 , c) süsihape — H_2CO_3 , d) kriit — $CaCO_3$?

18. Põldu on vaja väetada 10 kg kaaliumiga. Mitu kilogrammi järgmisi ühendeid, igaühte eraldi, tuleb selleks otstarbeks võtta: a) kaalisalpeetrit KNO_3 , b) potast — K_2CO_3 , c) kaaliumkloriidi — KCl ?

19. Arvutada protsentuaalne koostis: a) naatriumhüdroksüüd — $NaOH$, b) süsihappegaas CO_2 , c) lubjakivi — $CaCO_3$, d) fosforhappe anhüdiid — P_2O_5 , e) keedusool — $NaCl$.

20. Mitu grammi väävlit sisaldab: a) 40 g vääveldioksüüdi — SO_2 , b) 20 g väävelhappe anhüdiidi — SO_3 , c) 49 g väävelhapet — H_2SO_4 ?

21. Mitu grammi lämmastikku sisaldab: a) 126 g lämmastikhapet — HNO_3 , b) 60 g lämmastikoksüüdi — NO , c) 34 g ammoniaaki — NH_3 , d) 107 g salmiaaki — NH_4Cl ?

22. Lähtudes metaani CH_4 valemist, anda vastus järgmistele küsimustele: a) missugune on metaani protsentuaalne koostis, b) milline on süsiniku ja vesiniku kaaluline suhe metaanis, c) mitu grammi vesinikku sisaldab 8 g metaani, d) milline hulk metaani sisaldab 6 g süsinikku?

23. Mitu grammi hapnikku sisaldab 10 g järgmisi aineid: 20 g naatriumhüdroksüüdi — $NaOH$, b) 28 g kaaliumhüdroksüüdi — KOH , c) 37 g kustutatud lupja — $Cu(OH)_2$? Missugune nimetatud ühenditest on kõige rikkam hapniku poolest?

24. Mitu grammi vesinikku sisaldavad kolm gramm-molekuli järgmisi aineid: a) ammoniak (NH_3), b) metaan (CH_4)?

* Keemiliste ühendite nimetuses esinevad sõnad tähendavad: di — kaks, tri — kolm, tetra — neli, penta — viis.

** Marmor, kriidi, lubjakivi koostisaine on $CaCO_3$.

§ 11. Keemilised reaktsioonid ja keemilised võrrandid.

Atomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt kujutavad keemilised reaktsioonid aatomite ümberasetumist reageerivate lähteainete molekulidest reaktsiooni saaduste molekulidesse. Koos aatomite ümberasetumisega üht liiki molekulidest teist liiki molekulidesse toimuvad aines olulised kvalitatiivsed muutused. Viimaseid põhjustab aatomite erinev vastastikune toime sõltuvalt nende ühinemise iseloomust mitmesugustes reaktsioonides.

Keemilised reaktsioonid kujutavad üht aatomite liikumise vormi ja ühtlasi tõestavad seda liikumist.

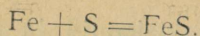
Keemiliste reaktsioonide väljendamiseks kasutatakse ainete valemeid. Keemilise reaktsiooni tähistamist keemiliste valemite abil nimetatakse selle reaktsiooni *keemiliseks võrrandiks*.

Keemiline võrrand koosneb kahest osast, mis on seotud võrdsusmärgiga. Võrrandi vasemal pool esitatakse reageerivate ainete valeimid, paremal pool aga reaktsiooni saaduste valeimid.

Keemilised reaktsioonid põhjenevad Lomonossovi poolt avastatud seadusel, mille järgi reageerivate ainete kaalude summa võrdub reaktsioonis tekkivate ainete kaalude summaga. Seepärast iga elemendi aatomite hulk mõlemal pool võrdsusmärki peab olema ühesugune. Seda saavutatakse võrrandis õigete koefitsientide valikuga valemite ees. Seejuures tuleb meeles pidada, et aatomite arvu võrdsustamisel keemilise võrrandi mõlemal poolel ei tohi omavoliliselt muuta ainete valemeid. Ei tohi unustada, et iga keemiline võrrand väljendab tõelist keemilist protsessi. Enne keemilise võrrandi koostamisele asumist peab täpselt teadma nii lähteainete kui ka reaktsiooni saaduste keemilisi valemeid. Viimased määratakse kindlaks katseiliselt.

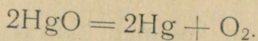
Esitame järgnevalt keemiliste reaktsioonide põhitüübid keemiliste võrrandite abil. Need põhitüübid on: ühinemine, lagunemine, asendumine ja vahetumine.

1. *Selliseid reaktsioone, mille juures kahe või enama aine molekulidest tekivad vähema arvu ainete molekulid, nimetatakse ühinemisreaktsioonideks*. Siia kuulub väävelraua (raudsulfiidi) tekkimine raua ja väävli segu kuumutamisel. Reaktsiooni tähistatakse järgmise võrrandiga:



See võrrand näitab: a) et raua ja väävli aatomite omavahelisel toimel tekib väävelraua molekul, b) et raua 56 kaaluosast (raua aatomkaal on ligikaudu 56) ja väävli 32 kaaluosast (väävli aatomkaal on ligikaudu 32) tekib 88 kaaluosa väävelrauda (väävelraua molekulkaal on $56 + 32 = 88$); c) et gramm-aatom rauda (56 g) ühineb gramm-aatomiga (32 g) väävliga, tekitades gramm-molekuli väävelrauda (88 g).

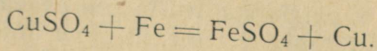
2. Sellist reaktsiooni, mille puhul ühe aine molekuli-dest tekivad kahe või enama uue aine molekulid, nimetatakse lagunemisreaktsiooniks. Näiteks elavhõbeoksüüdi (HgO) soojendamisel tekivad elavhõbe (Hg) ja hapnik (O_2). Seda reaktsiooni väljendab võrrand:



See võrrand näitab: a) et elavhõbeoksüüdi (HgO) kahest molekulist saadakse kaks üheaatomilist elavhõbeda molekuli (Hg) ja üks kaheaatomiline hapniku molekul (O_2); b) et elavhõbeoksüüdi 434 kaaluosast (HgO molekulkaal on $201 + 16 = 217$; $217 \times 2 = 434$) saadakse 402 kaaluosa elavhõbedat (elavhõbeda Hg aatomkaal on ligikaudu 201; $201 \times 2 = 402$) ja 32 kaaluosa hapnikku (hapniku O_2 molekulkaal on $16 \times 2 = 32$); c) et kahest elavhõbeoksüüdi gramm-molekulist (434 g) tekib lagunemisel kaks gramm-molekuli elavhõbedat ($201 \times 2 = 402$ g) ja üks gramm-molekul hapnikku (32 g).

3. Sellist reaktsiooni, mille juures lihtainet moodustavad aatomid asendavad lihtaine molekulides ühe elemendi aatomeid, nimetatakse asendusreaktsiooniks. Sellisesse reaktsioonitüüpi kuulub vasksulfaadi (CuSO_4) lahuse vastastikune toime rauaga (Fe), mille juures tekivad raudsulfaat (FeSO_4) ja vask (Cu).

Seda reaktsiooni väljendab võrrand:



Võrrand näitab: a) et vasksulfaadi molekuli ja raua aatomi vastastikusel toimel tekivad raudsulfaadi molekul ja vase aatom; b) et vasksulfaadi 160 kaaluosa (CuSO_4

molekulkaal on $64 + 32 + (16 \times 4) = 160$) ja raua 56 kaaluosa (Fe aatomkaal on 56) vastastikusel toimel tekivad 152 kaaluosa raudsulfaati (FeSO_4 molekulkaal on $56 + 32 + (16 \times 4) = 152$) ja 64 kaaluosa vaske (Cu aatomkaal on ligikaudu 64); c) et gramm-molekuli vasksulfaadi (160) g ja gramm-aatomi raua (56 g) vastastikusel toimel tekivad gramm-molekul raudsulfaati (152 g) ja gramm-aatom vaske (65 g).

4. Sellist reaktsiooni, mille juures kahe liitain molekulid vahetavad omavahel aatomeid (või aatomite rühmi) nimetatakse vahetusreaktsiooniks. Vahetusreaktsioonideks on ainete reaktsioonid lahustes, näiteks hõbenitraadi (AgNO_3) ja naatriumkloriidi (NaCl) vastastikune toime, mille tagajärjel tekivad hõbekloriid (AgCl) ja naatriumnitraat (NaNO_3). Selle reaktsiooni võrrand on järgmine:



See võrrand näitab: a) et hõbenitraadi (põrgukivi) ja naatriumkloriidi (keedusoola) vastastikusel toimel tekivad hõbekloriidi ja naatriumnitraadi (naatriumsalpetri) molekulid, b) et hõbenitraadi 170 kaaluosa (AgNO_3 molekulkaal on $108 + 14 + (16 \times 3) = 170$) ja naatriumkloriidi 58,5 kaaluosa (NaCl molekulkaal on $23 + 35,5 = 58,5$) vastastikusel toimel tekivad 143,5 kaaluosa hõbekloriidi (AgCl molekulkaal on $108 + 35,5 = 143,5$) ja 85 kaaluosa naatriumnitraati (NaNO_3 molekulkaal on $23 + 14 + (16 \times 3) = 85$); c) et gramm-molekuli hõbenitraadi ja gramm-molekuli naatriumkloriidi (58,5 g) vastastikusel toimel tekivad gramm-molekul hõbekloriidi (143,5 g) ja gramm-molekul naatriumnitraati (85 g).

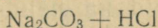
Keemiliste võrrandite koostamisel tuleb kinni pidada kindlast järjestusest, millega tutvume allpool esitatud näite abil, kuidas koostada sooda (Na_2CO_3) ja soolhappe (HCl) vastastikuse toime võrrand, kusjuures tekivad kolm ainet: naatriumkloriid (NaCl), vesi (H_2O) ja süsihappegaas (CO_2).

Reegel

1. Vasemal kirjutatakse reageerivate ainete valemid, mis ühendatakse + märgiga

Näide

1. Vasemal:



2. Paremale kirjutatakse reaktsioonil tekkivate ainete valemid ja ühendatakse samuti + märgiga.

3. Lähteainete ja reaktsioonisaaduste valemite vahel tõmmatakse nool, mis näitab reaktsiooni suuna. Säärast üleskirjutust võib nimetada reaktsiooni skeemiks.

4. Kui mõne reageerivates ainetes ja reaktsiooni saadustes esineva elemendi aatomite hulgad vasemal ja paremal pool on teineteisest erinevad, siis määratakse vajalikud koefitsiendid ja kirjutatakse need vastavate valemite ette. Koefitsientide määramist võib alustada mistahes elemendist.

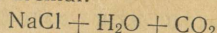
5. Nüüd kontrollitakse, kas reageerivates ainetes ja reaktsiooni saadustes esinevate elementide aatomite arv paremal ja vasemal on võrdne.

6. Olles veendunud, et lähteainete ja reaktsiooni saaduste valemite koefitsiendid on õigesti valitud, asendame noole võrdsuse märgiga.

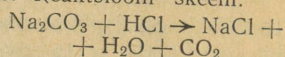
Keemiliste võrrandite abil võib teostada mitmesuguseid arvutusi. Sääraseid arvutusi võimaldab teostada asjaolu, et keemilised võrrandid, nagu varem öeldud, ei väljenda mitte üksnes keemiliste reaktsioonide kvalitatiivset, vaid ka kvantitatiivset sisu, s. t. nad ei näita ainult reageerivate ainete ja reaktsiooni saaduste koostist, vaid ka nende kaalulist hulka.

Ainete kaalulisi hulki, mis vastavad keemilisele võr-

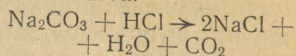
2. Paremalt:



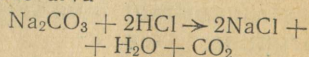
3. Reaktsiooni skeem:



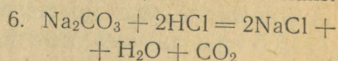
4. Valemite koefitsientide valem (antud näite puhul): a) esmalt võrdsustame naatriumi aatomite arvu:



b) siis võrdsustame kloori aatomite arvu

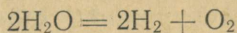


5. Antud näite puhul: a) Naatriumi aatomite arv vasemal pool valemis Na_2CO_3 on 2 ja paremal pool samuti 2 (2 NaCl); b) süsiniku aatomite arv vasemal valemis Na_2CO_3 on üks ja paremal valemis CO_2 samuti üks; c) hapniku aatomite arv vasemal valemis Na_2CO_3 on kolm ja paremal on ka kolm (valemis H_2O üks ja valemis CO_2 — kaks); d) kloori aatomite arv vasemal (2 HCl) on kaks ja paremal (2 NaCl) on samuti kaks; e) vesiniku aatomite arv vasemal (2 HCl) on kaks ja paremal (H_2O) on samuti kaks.



randile, nimetatakse «stõhhiomeetristeks* hulkadeks». Võrranditega seotud arvutusi nimetatakse stõhhiomeetristeks arvutusteks.

Näiteks, võrrand



näitab, et kahe vee molekuli lagunemisel tekivad kaks vesiniku ja üks hapniku molekul. Sedasama võib väljendada gramm-molekulaarsete hulkadega. Kahe gramm-molekuli vee (36 g) lagunemisel tekivad 2 gramm-molekuli vesinikku (4 g) ja 1 gramm-molekul hapnikku (32 g).

1. *Reaktsiooni saaduste kaalulise hulga arvutamine lähtudes reageeriva aine kaalulisest hulgast.*

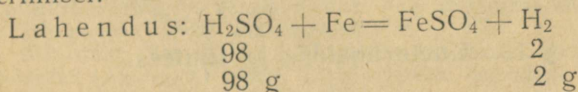
1. Ülesanne. Mitu gramm-molekuli ja grammi hapnikku tekib 144 g vee lagunemisel?

Lahendus: 144 g vees on $144 : 18 = 8$ gramm-molekuli vett (gramm-molekul vett kaalub 18 g).

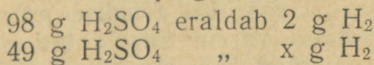
Vee lagunemise reaktsiooni võrrand näitab, et kahest gramm-molekulist veest saadakse üks gramm-molekul hapnikku. Järelikult 8 gramm-molekulist veest saadakse $8 : 2 = 4$ gramm-molekuli hapnikku. Kuna gramm-molekul hapnikku kaalub 32 g, siis 4 gramm-molekuli hapnikku kaalub $32 \times 4 = 128$ g.

Vastus: 144 g vee lagunemisest saadakse 4 gramm-molekuli hapnikku, s. o. 128 g.

2. Ülesanne. Mitu grammi vesinikku saadakse küllaldase hulga raua (Fe) ja 49 g väävelhappe reageerimisel?



Reaktsiooni võrrandist järgneb, et



Koostame võrde:

$$49 : 98 = x : 2$$

Arvutame tundmatu:

$$x = \frac{49 \cdot 2}{98} = 1 \text{ g}$$

* Sõna stõhhiomeetria on tuletatud kreeka keelest ja tähendab stoicheion — koostisosa, metreo — mõõdan.

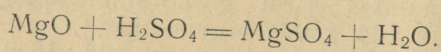
Vastus: küllaldase hulga raua ja 49 g väävelhappe vastastikusel reageerimisel saadakse 1 g (s. t. 0,5 gramm-molekuli) vesinikku.

2. Aine kaalulise hulga arvutamine, mis on vajalik teatud hulga reaktsiooniprodukti saamiseks.

Ülesanne. Kui palju läheb tarvis magneesiumoksüüdi (MgO), et saada 8 gramm-molekuli magneesiumsulfaati (MgSO₄) magneesiumoksüüdi ja väävelhappe vastastikusel reageerimisel?

Lahendus:

Magneesiumoksüüdi ja väävelhappe vahelise reaktsiooni võrrand on järgmine:



Võrrand näitab, et ühest gramm-molekulist magneesiumoksüüdist (MgO) saadakse üks gramm-molekul magneesiumsulfaati (MgSO₄).

Järelikult 8 gramm-molekuli MgSO₄ saamiseks läheb tarvis 8 gramm-molekuli MgO. Üks gramm-molekul magneesiumoksüüdi kaalub 40 g (24 + 16 = 40), 8 gramm-molekuli $40 \times 8 = 320$ g.

Vastus: 8 gramm-molekuli magneesiumsulfaadi (MgSO₄) saamiseks magneesiumoksüüdi (MgO) ja väävelhappe (H₂SO₄) vastastikusel reageerimisel läheb tarvis 320 g magneesiumoksüüdi.

§ 12. Ainete analüüs ja süntees.

Liitainete koostise kindlaksmääramist nimetatakse analüüsiks. Ainete analüüsi tehakse mitmel viisil. Näiteks võib nimetada varem kirjeldatud elavhõbeoksüüdi lagundamist soojendamisel elavhõbeoksüüdi analüüsiks.

Ainete analüüsi vastand on nende süntees.

Sünteesiks nimetatakse liitainete saamist lihtsamatest ainetest. Varem kirjeldatud väävelraua saamine rauast ja väävlisest ongi väävelraua süntees.

Praegusel ajal toodetakse paljusid aineid sünteetiliselt. Me tunneme näiteks sünteetilist kautšukit, sünteetilist piiritust, tehiskiude (kaprooni, nailooni ja teisi).

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

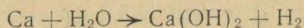
1. Millise seaduse alusel koostatakse keemilised võrrandid? Kuidas kontrollitakse nende koostamist?

2. Valida koefitsiendid ja asendada nool võrdsusmäärgiga järgmiste reaktsioonide skeemides:

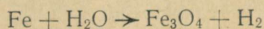
a) naatriumi ja vee vastastikune toime:



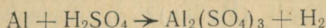
b) kaltsiumi ja vee vastastikune toime:



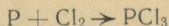
c) veeauru ja raua vastastikune toime:



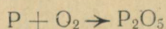
d) alumiiniumi ja väävelhappe vastastikune toime:



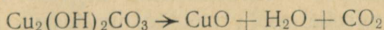
e) fosfori põlemine klooris:



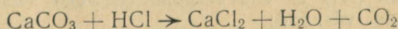
f) fosfori põlemine hapnikus:



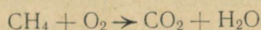
g) malahiidi lagunemine:



h) marmori ja soolhappe vastastikune toime:



i) metaani põlemine õhus:



3. Kirjutada järgmiste reaktsioonide võrrandid: a) magneesiumi (Mg) ühinemine hapnikuga (O_2), mille tulemusena tekib magneesiumoksüüd (MgO); b) alumiiniumi (Al) ühinemine klooriga (Cl), mille tulemusena tekib alumiiniumkloriid (AlCl_3); c) alumiiniumi (Al) ühinemine hapnikuga (O_2), mille tulemusena tekib alumiiniumoksüüd (Al_2O_3); d) vääveli (S) ühinemine hapnikuga (O_2), mille tulemusena tekib vääveldioksüüd (SO_2).

4. Kirjutada järgmiste lagunemisreaktsioonide võrrandid: a) elavhõbeoksüüd (HgO) laguneb elavhõbedaks (Hg) ja hapnikuks (O_2); b) Berthollet' sool (KClO_3) — kaaliumkloriidiks (KCl) ja hapnikuks (O_2); c) vesi (H_2O) — vesinikuks (H_2) ja hapnikuks (O_2); d) vesinikperoksüüd ehk vesinikülhapend (H_2O_2) — veeks ja hapnikuks.

5. Mida nimetatakse: a) lagunemis-, b) ühinemis-, c) asendus-, d) vahetusreaktsiooniks?

6. Tuua näiteid: a) lagunemis-, b) ühinemis-, c) asendus-, d) vahetusreaktsioonide kohta. Kirjuta nende reaktsioonide võrrandid.

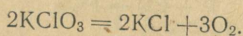
7. Missuguseid arvutusi nimetatakse «stõhhiomeetristeks»?

8. Teha arvutusi keemiliste võrrandite järgi, millised tuleb endal koostada: a) kui palju eraldub hapnikku 8 gramm-molekulij

elavhõbeoksüüdi lagunemisel? b) kui palju naatriumi (Na) reageerib täielikult 160 g veega (H_2O), kusjuures tekib naatriumhüdrosüüd ($NaOH$) ja vesinik (H_2); c) kui palju vett (H_2O) võib saada 8 grammist vesinikust (H_2)? d) kui palju eraldub vaske küllaldase hulga vasksulfaadi ($CuSO_4$) ja nelja gramm-aatomi raua vastastikusel toimel? e) kui palju elavhõbeoksüüdi tuleb soojendada, et tema täielikul lagunemisel tekiks 128 g hapnikku?

9. Mida nimetatakse aine: a) analüüsiks, b) sünteesiks? Tuua näiteid.

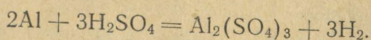
10. Lahendada järgmised ülesanded: a) lahusesse, mis sisaldas 16 g vasksulfaati ($CuSO_4$), paigutati 5,6 g rauapulbrit. Mitu grammi vaske eraldus sel puhul lahusest ja kui palju raudsulfaati ($FeSO_4$) jäi lahusesse? (Raua aatomkaaluks võtta 56; vase aatomkaaluks 64.) b) 3,5 g rauda reageeris vaskkloriidi ($CuCl_2$) lahusega. Kui palju vaske eraldus seejuures lahusest? c) Mitu grammi magneesiumoksüüdi (MgO) ja väävelhapet (H_2SO_4) läheb tarvis, et saada 2,5 mooli magneesiumsulfaati ($MgSO_4$)? d) Berthollet' soola ($KClO_3$) lagunemist kaaliumkloriidiks (KCl) ja hapnikuks (O_2) väljendab järgmine võrrand:



Lugedes kaaliumi aatomkaaluks 39 ja kloori aatomkaaluks 35,5, arvutada, kui palju hapnikku tekib 12,25 g Berthollet' soola lagunemisel?

Missuguse osa selle soola moolist moodustab saadud hapniku hulk?

e) Alumiiniumi (Al) ja väävelhappe (H_2SO_4) vastastikust toimet väljendab järgmine võrrand:



Reaktsioonisaadusteks on $Al_2(SO_4)_3$ — alumiiniumsulfaat ja vesinik.

Arvutada, mitu grammi alumiiniumsulfaati tekib väävelhappe küllaldase hulga toimel 4 gramm-aatomi alumiiniumisse.

§ 13. Keemiline energia ja selle muundumised reaktsioonidel.

Keemiliste reaktsioonide jälgimisel võime sageli tähele panna energia eraldumist või neeldumist soojuse või valguse näol. Väävelraua tekkimisele raua ja väävli ühinemisel kaasub suure hulga soojuse eraldumine. Magneesiumi põlemisel tekib pimestavalt hele valgus. Mõned reaktsioonid aga, nagu elavhõbeoksüüdi lagunemine, vajavad pidevat soojendamist.

Sääraste vaatluste tulemusena tuldi otsusele, et ained sisaldavad peidetud kujul teatud energia varu, mis ilm-

neb ainult keemilistel reaktsioonidel. Seda potentsiaalse energia liiki hakati nimetama keemiliseks energiaks.

Keemiliseks energiaks nimetatakse aines sisalduvat energiat, mis ilmneb keemilistel reaktsioonidel.

On kindlaks tehtud, et kindel aine hulk sisaldab endas kindla hulga keemilist energiat.

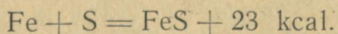
Looduses toimuvad alalised protsessid, mis on seotud energia muundumisega ühest liigist teise. Kõigil sellistel juhtudel muundub kindel hulk üht liiki energiat rangelt kindlaks hulgaks teist liiki energiaks. Esimest korda pööras tähelepanu sellele seaduspärasusele geniaalne M. V. Lomonossov. Tema väljendas oma avastuse üldises kujus energia jäävuse seadusena. Selle seaduse mõte seisab selles, et mitmesuguste loodusnähtuste juures energiat ei kao ega teki, vaid ainult üht liiki energia muundub ekvivalentseks hulgaks teist liiki energiaks.

Energia jäävuse seaduse avastas M. V. Lomonossov üheaegselt ainete kaalu jäävuse seadusega.

Kõige sagedamini toimub keemiliste reaktsioonide juures keemilise energia muundumine soojusenergiaks ja ümberpöörduvalt. Sel põhjusel väljendatakse keemilise energia hulka soojusenergia mõõtühikutega, s. t. kaloritega.

Keemilist reaktsiooni, mis toimub soojuse eraldumisega, nimetatakse *eksotermiliseks* *. Sääraste reaktsioonide hulka kuulub näiteks varem mainitud väävelraua tekkimise reaktsioon.

Võttes arvesse energia hulka, mis eraldub ühe grammolekuli väävelraua tekkimisel, väljendatakse seda reaktsiooni järgmise valemiga:



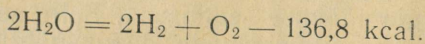
Soojuse hulka, mis eraldub või neeldub keemilise reaktsiooni juures, nimetatakse reaktsiooni *soojusefektiks*. Keemilisi võrrandeid, milles on näidatud reaktsiooni soojusefekt, nimetatakse termokeemilisteks võrranditeks. Ülalmainitud väävelraua tekkimise võrrand on termokeemilise võrrandi näiteks.

* Terminid «eksotermiline ja endotermiline» on tuletatud kreeka keelsetest sõnadest «exo» — välja, «endon» — sisse ja «thermos» — soojus.

Soojuse eraldumisega seotud reaktsiooni soojusefekti nimetatakse *positiivseks*. Termokeemilises võrrandis kirjutatakse ta plussmärgiga.

Keemilist reaktsiooni, mis toimub soojuse neeldumisega, nimetatakse *endotermiliseks** reaktsiooniks. Endotermilise reaktsiooni soojusefekt kirjutatakse termokeemilises võrrandis miinusmärgiga ja teda nimetatakse *negatiivseks soojusefektiks*.

Endotermilise reaktsiooni näitena võib tuua vee lagunemise reaktsiooni kõrge temperatuuri toimel vesinikuks ja hapnikuks. Selle reaktsiooni termokeemiline võrrand on järgmine:



KUSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Missuguseid energia muundusi tuntakse keemiliste protsesside juures?
2. Milles seisneb energia jäävuse seadus, kes avastas selle seaduse?
3. Mida nimetatakse: a) eksotermiliseks reaktsiooniks, b) endotermiliseks reaktsiooniks, c) reaktsiooni soojusefektiks, d) termokeemiliseks võrrandiks?
4. Tuua näiteid: a) eksotermilise reaktsiooni, b) endotermilise reaktsiooni kohta.

LABORATOORNE TÖÖ nr. 1.

Malahiidi lagundamine.

Valmis panna: a) reaktiivid ja materjalid — malahiidi pulber, lubjavesi, püürud, b) riistad ja nõud — seadeldis malahiidi lagundamiseks, millel on järgmised osad: kuiv katseklaas ühes gaasijuhtetoriga, metallstatiiv ühes hoideklambriga, põleti, gaasi kogumisnõu (silinder, keeduklaas, purk), mahuga 100—150 ml, klaasplaat nõu katmiseks.

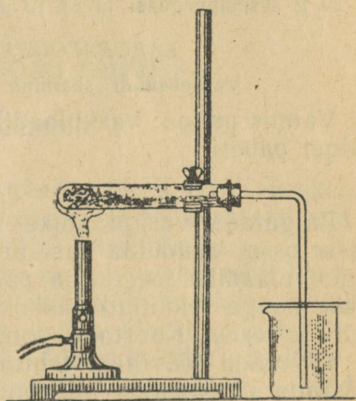
Töö teostamise kord.

Koostada seadis vastavalt joonisele. Kontrollida, kas kork suleb katseklaasi küllalt tihedalt. Seda tehakse järgmiselt: gaasijuhtetoru ots pistetakse veeklaasi. Nüüd tuleb katseklaasi kätega veidi soojendada. Kui kork on

tihedalt suletud, siis tungib soojendamisel paisuv õhk mullidena välja.

Nüüd tuleb puistata katseklaasi veidi peenendatud malahiidi pulbrit (umbes $\frac{1}{5}$ katseklaasist), siis sulgeda katseklaas tihedalt korgiga, mida läbib klaastoru, ja asetada ta statiivi hoideklambri vahele peaaegu horisontaalselt, väikese kallakuga korgi suunas.

Toru ots pistetakse kuiva keeduklaasi ja viimane kaetakse võimalikult täielikult klaasplaadiga. Katseklaasi sõrmega kergelt koputades variseb pulber tema alumisele küljele õhukese kihina. Nüüd joonistada seadeldis tööviikuisse.



Joon. 1. Seadeldis malahiidi lagundamiseks.

Põletit käes hoides soojendame katseklaasi kergelt leegiga, võimalikult ühtlaselt põletit edasi-tagasi liigutades. Soojendamist alustame korgile lähemast otsast, järk-järgult liginedes pulbrile.

Jälgige, mis toimub katseklaasis. Pista põlev pird keeduklaasi, kuhu oli juhitud klaastoru ots. Mis toimub? Andke seletus toimuva nähtuse kohta.

Katseklaasis leiduvat pulbrit tuleb nii kaua kuumutada, kuni ta muutub täiesti mustaks.

Ilma et me keeduklaasi asendit muudaksime, võtame toru temast välja, tõstes hoideklambrit piki statiivi kõrgemale.

Seejärel tuleb keeduklaasi valada veidi lubjavett ja seda seal loksutada. Mida võite täheldada? Andke seletus. Tehke järeldused tehtud katses ja koostage tööst lühike aruanne.

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Millisesse keemiliste reaktsioonide tüüpi kuulub malahiidi lagunemine? Kirjutada selle reaktsiooni võrrand, arvesse võttes, et malahiidi (aluselise vaskkarbonaadi) valem on $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$.
2. Kas see reaktsioon on eksotermiline või endotermiline? Vastus põhjendada.
3. Arvutada, kui palju tuleb võtta malahiiti, et temast saada:
a) 20 g süsihappegaasi ja b) 10 g vett.

LABORATOORNE TÖÖ nr. 2.

Vaskoksüüdi saamine vase oksüdeerimisel.

Valmis panna: vaskplaadike, põleti, tiiglitangid, nuga, valget paberit.

Töö teostamise kord.

Paigutada vaskplaadike tiiglitangide abil leegi ülemisse ossa. Vaadelda vase mustumist. Siis võetakse mustunud plaadike leegist ja pärast tema jahtumist kraabitakse noaga tekkinud vaskoksüüdi kiht plaadikeselt valgele paberile. Koostada toimunud reaktsiooni võrrand.

Kirjutada töövihiku tehtud töö aruanne.

Anda järgmistele küsimustele vastused:

1. Millisesse reaktsiooni tüüpi kuulub teostatud katse?
2. Milline on vaskoksüüd: kas liht- või liitaine? Vastus põhjendada.

LABORATOORNE TÖÖ nr. 3.

Tsingi ja vasksulfaadi lahuse vastastikune toime.

Valmis panna: a) reaktiivid ja materjalid — granuleeritud tsink, vasksulfaadi lahus; b) riistad ja nõud — katseklaasid (kaks), katseklaaside hoidja, põleti.

Töö teostamise kord.

Paigutada katseklaasi veidi tsinki (2—3 tera). Valada tsingile vasksulfaadi lahust, umbes $\frac{1}{4}$ katseklaasi mahust.

Asetada katseklaas hoidjasse ja soojendada teda kuni lahuse keemiseni. Nüüd katkestame soojendamise ja vaatleme toimuvat nähtust. Kui reaktsioon on lõppenud, vaadelda katseklaasi põhja sadestunud vaske ja pöörata tähelepanu lahuse värvuse nõrgenemisele.

Teha järeldused tehtud katsest. Koostada tsingi ja vasksulfaadi vastastikuse toime võrrand.

Anda vastus küsimusele: millisesse reaktsioonide tüüpi kuulub tsingi ja vasksulfaadi vastastikune toime?

VALENTS JA AATOMI EHITUS.

§ 14. Valents.

Valentsi mõiste toodi keemiasse 19. sajandi keskel. Ta tekkis seoses koostise püsivuse seaduse avastamisega ja atomistlik-molekulaarse teooria arenemisega.

Ainete kvantitatiivse koostise uurimise abil tehti kindlaks, et aatomid ühinevad molekulideks kindlates arvulistes suhetes. Nii näiteks üks aatom kloori ühineb ühe vesiniku aatomiga, tekitades kloorvesiniku molekuli (HCl). Vee molekulis (H_2O) on hapniku aatom seotud kahe vesiniku aatomiga.

Lämmastiku aatom ühineb kolme vesiniku aatomiga, tekitades ammoniaagi (NH_3) molekuli. Metaani (CH_4) molekulis on süsiniku aatom ühinenud nelja vesiniku aatomiga.

Elemendi aatomi omadust siduda endaga teatud kindla arvu teise elemendi aatomeid (või asendada neid liitainete molekulides) nimetatakse valentsiks.

Valentsi mõõtühikuks võetakse vesiniku valents, kuna vesiniku aatom ühineb alati ainult teise elemendi ühe aatomiga. Nii on kloor kloorvesinikus (HCl) ühevalentne, hapnik vees (H_2O) on kahevalentne. Ammoniaagis (NH_3) on lämmastik kolmevalentne. Metaanis (CH_4) on süsinik neljavalentne.

Valentsi mõõduks on vesiniku (või mõne teise ühevalentse elemendi) aatomite arv, millega antud elemendi aatom ühineb (või asendab neid).

Uurimuste teel tehti kindlaks, et elementide valents pole alati püsiv, vaid sõltub reaktsiooni tingimustest. Samuti selgus, et mõne elemendi valents muutub sageli ühendites ühe ja sama elemendiga. Nii on lämmastiku valents ühendites hapnikuga 1, 2, 3, 4 ja 5.

Niisiis, kui otsustada elemendi valentsi üle, tuleb arvestada seda antud keemilises ühendis.

Mõningail elementidel on püsiv valents. Nii on naatrium ja kaalium alati ühevalentsed, hapnik on kahevalentne, samuti on kahevalentsed metallid magneesium, kaltsium ja tsink. Alumiinium on alati kolmevalentne.

Muutuva valentsiga elementide juures on kindlaks tehtud iga elementi iseloomustav kõrgeim valents: klooril on kõrgem valents seitse, väävliil kuus, lämmastikul viis, süsinikul ja ränil neli.

Siinjuures leiti, et elementide kõrgeim valents ei ületa kaheksat.

Elemendi valents antud keemilises ühendis määratakse kindlaks tema ekvivalenti järgi, mis leitakse katseliselt. Elemendi aatomkaalu (A), valentsi (V) ja ekvivalenti (E) vahel on järgmine vastastikune suhe:

$$A = E \times V.$$

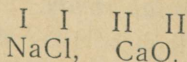
Siit valents

$$V = \frac{A}{E}.$$

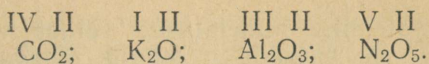
Näide: Lämmastikoksüüdi ja lämmastikdioksüüdi analüüsist selgus, et lämmastiku ekvivalent esimeses ühendis võrdub 7-ga, teises 3,5-ga. Lämmastiku aatomkaal on püsiv suurus = 14. Järelikult on lämmastiku valents lämmastikoksüüdis $14 : 7 = 2$ ja lämmastikdioksüüdis $14 : 3,5 = 4$.

Püsiva ekvivalentiga elemendil on ka valents püsiv kõigis tema keemilistes ühendites. Näiteks on alumiiniumi ekvivalent kõigis tema keemilistes ühendites 9. Alumiiniumi aatomkaal on 27. Järelikult alumiiniumi valents on kõigis tema ühendites püsiv ja võrdub 3-ga.

Valentsi tundmine võimaldab koostada keemilisi valemid. Liitainete molekulides, mis on tekkinud kahe ühesuguse valentsiga elemendist, on mõlema elemendi aatomite arv ühesugune. Tähistades valentsi rooma numbritega, toome vastavaid näiteid:



Keemiliste ühendite molekulides, mis on tekkinud erineva valentsiga elementidest, on elementide aatomite arvud erinevad:



Esitatud valemid näitavad, et antud aine igas molekulis ühe elemendi valentsi korrutis tema aatomite arvuga võrdub teise elemendi valentsi korrutisega tema aatomite arvuga, s. t. ühe elemendi valentsi-ühikute nn. «üldarv» võrdub teise elemendi valentsi-ühikute «üldarvuga» (niisuguseks «üldarvuks» on nende arvude vähim ühiskordne, mis väljendab mõlema ühendi koostisse kuuluva elemendi valentsi).

Nõnda on vääveldioksüüdis ^{IV II}SO₂ sääraseks «üldarvuks» neli (väävli: $4 \times 1 = 4$, ja hapnikul $2 \times 2 = 4$).

Ei tohi segada kahte mõistet: elemendi valents ja tema valentsi-ühikute «üldarv» ühendis. Näiteks on alu-

miiniumoksüüdis ^{III II}Al₂O₃ alumiinium kolmevalentne, ja alumiiniumi valentsi-ühikute «üldarv» antud juhul kuus. Hapnik on kahevalentne, tema valentsi-ühikute «üldarv» aga samuti kuus.

Selline vastastikune suhe võimaldab koostada ainete valemid, kui on teada neid moodustavate elementide valents. Näiteks, on vaja koostada väävli ja hapniku ühendi valem, milles väävli valents on kuus; on teada, et hapniku valents võrdub kahega.

Kuna arvude 3 ja 2 vähim ühiskordne on 6, siis mõlema elemendi valentsi-ühikute «üldarv» selles keemilises ühendis on 6. Seega koosneb antud ühendi molekul ühest kuuevalentsest väävli aatomist ja kolmest kahevalentsest hapniku aatomist ning ühendi koostis väljendatakse valemiga SO₃.

Teades kahest elemendist moodustatud aine valemit ning ühe elemendi valentsi, võime määrata teise elemendi valentsi.

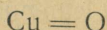
Näide: Määrata lämmastiku valents tema keemilises ühendis, mille valem on N₂O₅. On teada, et hapniku valents on 2. Antud ühendi (N₂O₅) molekulis on hapniku valentsi-ühikute «üldarv» $2 \times 5 = 10$. Kuna N₂O₅ molekulis on kaks lämmastiku aatomit ja lämmastiku valentsi-ühikute «üldarv» on samuti 10, siis lämmastiku valents selles ühendis on $10 : 2 = 5$.

Samuti võimaldab valentsi tundmine koostada ainete struktuur- ehk ehitusvalemid.

Struktuurvalemiks nimetatakse sellist valemit, mis näitab, kuidas on aatomid molekulis omavahel ühendatud. Nii omab vee (H_2O) struktuurvalem järgmist kuju:



Vaskoksüüdi (CuO) struktuurvalem:



Struktuurvalemid koostatakse ainete keemiliste omaduste ja nende saamise viiside põhjal.

Valentsiühikuid märgitakse struktuurvalemites leppeliselt kriipsukestega. Kriipsukeste arv struktuurvalemi elemendi sümboli juures vastab elemendi valentsile. Ülaltoodud vee struktuurvalemis tähistatakse hapniku valentsi kahe kriipsukesega, vesiniku valentsi ühe kriipsukesega.

Et koostada aine struktuurvalemit, tuleb esmalt määrata kindlaks kõigi teda moodustavate elementide valents.

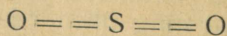
Kahest elemendist koosneva aine struktuurvalem koostatakse järgmiselt:

iga elemendi aatomi keemilise märgi juurest tõmmatakse kriipsukesti vastavalt elemendi valentsile. Edasi ühendatakse iga keemilise märgi kriipsukesed paariviisi.

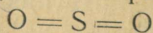
Näide: Koostada vääveldioksüüdi SO_2 struktuurvalem.

Selles aines on väävli valents neli, hapniku valents nagu ikka võrdub kahega.

Esiteks tõmmatakse väävli keemilise märgi juurde neli kriipsukest, iga hapniku sümboli juurde aga kaks kriipsukest



ning ühendatakse kriipsukesed paarikaupa:



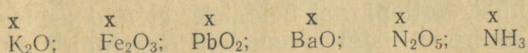
KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Mida nimetatakse elemendi valentsiks?
2. Milline sõltuvus on keemilises ühendis elemendi aatomkaalu ekvivalenti ja valentsi vahel?
3. Tuua näiteid, kus elemendi valents on: a) püsiv, b) muutuv.
4. Leida kroomi valents ühendites: CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 .
5. Leida väävli valents ühendites: H_2S , SO_2 ja SO_3 .
6. Määrata magneesiumi valents magneesiumoksüüdis, kui tema ekvivalent selles ühendis on 12 (magneesiumi aatomkaal on 24).

7. Leida raua ekvivalent järgmistes ühendites: a) raudoksüüdis, milles raua valents on 2, b) raudtrioksüüdis, milles raua valents on 3 (raua aatomkaal on ümardatult 56).

8. Koostada nende keemiliste ühendite valemid, mis koosnevad järgmistest elementidest, seejuures arvesse võttes nende sulgudes näidatud valentsi: a) naatrium (1) ja väävel (2), b) kaltsium (2) ja kloor (1), c) fosfor (5) ja hapnik (2), d) alumiinium (3) ja väävel (2), e) süsinik (4) ja vesinik (1), f) räni (4) ja hapnik (2), g) kloor (7) ja väävel (2), h) jood (5) ja hapnik (2).

9. Arvutada elementide valents, mis on märgitud valemites «x»-ga



10. Kujutada järgmiste keemiliste ühendite molekulide ehitus struktuurvalemite näol: a) alumiiniumoksüüd (Al_2O_3), b) vask-alahapend (Cu_2O), c) tsinkoksüüd (ZnO), d) süsihappegaas (CO_2), e) väävelhappe anhüdriid (SO_3), f) kloorhappe anhüdriid (Cl_2O_7).

§ 15. Aatomite ehitus. Ioonid.

19. sajandi lõpul ja 20. sajandi algul füüsika alal tehtud rea tähtsate avastuste põhjal tuldi otsusele, et õpetus aatomi jagamatusest on ebaõige. Kaasaegsete vaadete kohaselt koosneb iga elemendi aatom positiivse elektrilaenguga tuumast ja negatiivse elektrilaenguga elektronidest, mis tiirlevad tuuma ümber ja moodustavad viimase kesta. Tuuma positiivne laeng võrdub tuuma ümbritsevate elektronide elektrilaengute summaga. Sellest tingituna on aatom tervikuna neutraalne.

Kui võtta ühe elektroni elektrilaeng laenguühikuks, siis tuuma laeng, mis on väljendatud neis ühikutes, võrdub tuuma ümbritsevate elektronide arvuga.

Aatomi tuuma positiivse laengu suurus määratakse kindlaks katselisel teel. Vähim laeng, mis võrdub ühega, on vesiniku aatomi tuumal. Järelikult, vesiniku aatomi tuuma ümber tiirleb vaid üks elektron.

Ka teiste elementide aatomite tuumade laengud on kindlaks määratud. Nii näiteks magneesiumi aatomi tuuma positiivne laeng on 12, järelikult magneesiumi aatomi tuuma ümber tiirleb 12 elektroni. Fosfori aatomi tuuma positiivne laeng on 15, järelikult fosfori aatomi tuuma ümber tiirleb 15 elektroni.

Peaaegu kogu aatomimass on koondunud tuuma; kesta moodustavate elektronide mass on äärmiselt väike (ühe

elektroni mass on 1840 korda väiksem vesiniku aatomi massist).

Tuuma ja elektroni suhtelised mõõted võrreldes aatomi enda mõõdetega on väga väikesed. Elektronide liikumine aatomi kesta toimub katkestamatult. Üksikud elektronid tiirlevad tuumast erinevates kaugustes. Nad nagu moodustaksid mitu kihti, mis koos moodustavad aatomikesta. Igas kihis asetseb kindel arv elektrone.

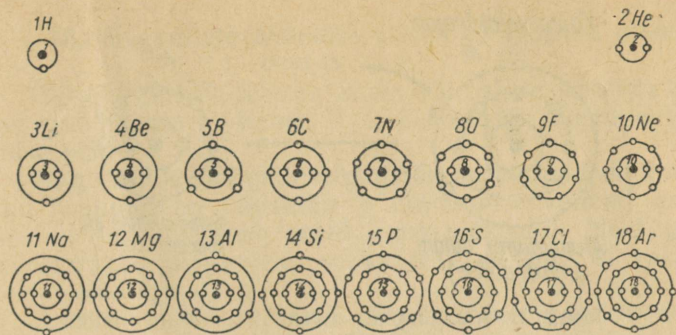
Ühe kihi elektrone iseloomustab peaaegu ühesugune energia hulk. Sellepärast öeldakse, et nad asetsevad ühesugustel energeetilistel tasemetel. Elektronide asetus kesta üksikute kihtide (tasemete) järgi allub järgmisele seaduspärasusele: suurim elektronide arv, mida võib sisaldada iga kiht, on $2n^2$, kusjuures n tähendab kihi numbrit. Kihtide järjekorda loetakse alates tuumast väljapoole. Seega esimeses tuumale kõige lähemas kihis on kõigil elementidel (peale vesiniku) kaks elektroni ($2 \times 1^2 = 2$). Järgmises, teises kihis võib suurim elektronide arv olla 8 ($2 \times 2^2 = 8$). Kolmas kiht võib sisaldada kuni 18 elektroni ($2 \times 3^2 = 18$). On tehtud kindlaks, et elektronide arv mistahes elemendi aatomi väliskihis ei ületa kaheksat.

Näide: Kloori aatomis, mille tuuma laeng on 17, asetsevad elektronid üksikute kihtide kaupa järgnevalt: esimeses kihis 2 elektroni, teises 8 elektroni ja viimasel, väliskihis 7 elektroni. Kogusummas tiirlevad kloori aatomi tuuma ümber 17 elektroni.

Elementide aatomite ehitust kujutatakse sageli skeemaatilisel. Skeemis, mis annab ettekujutuse elektronide kihilisest jaotusest, kujutatakse elektronide kihte kontsentriliste ringidena. Kihtidel paiknevaid elektrone kujutatakse väikeste ringidena. Tuum märgitakse skeemi keskel punktina.

Elementide aatomi ehituse skeeme, mille tuuma laengute arv on 1-st kuni 18-ni, näitab joonis 2.

Aatomikesta erinevatel kihtidel paiknevaid elektrone hoitakse tuuma poolt kinni erineva jõuga. Nõrgemini hoitakse kinni väliskihi elektrone, sest nende kaugus tuumast on kõige suurem. Elementide aatomite lähene-misel üksteisele toimub sageli elektronide siirdumine ühe aatomi väliskihist teise aatomi väliskihiti. (Selle siirdumise põhjust käsitletakse hiljemini.) Säärane protsess rübub aatomi neutraalsuse. See aatom, mis kaotas elekt-



Joon. 2. Elementide aatomite ehituse skeemid, mille tuuma laeng on 1–18.

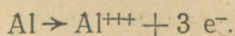
rone, omandab positiivse laengu. Aatom, millele lisandusid elektronid, omandab negatiivse laengu. Tekkinud laetud osakesi nimetatakse ioonideks.

Ioonilaengu suurus vastab elektronide arvule, mida ta kaotas või võttis juurde.

Ioone tähistatakse samade tähistega, kui vastavaid aatomeidki, ainult keemilise märgi juurde lisatakse kas pluss- või miinusmärk nii mitu korda, kui suur on iooni laeng.

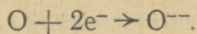
1. Näide: Alumiiniumi aatom, mille tuuma laeng on 13, muutub kolme väliselektroni kaotuse puhul kolme laenguga positiivseks iooniks.

Tähistades elektroni täht «e»-ga, mille järel on miinusmärk, võib mainitud protsessi kujutada nõnda:



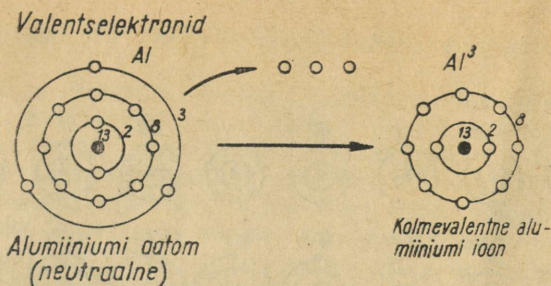
Al^{+++} on alumiiniumi kolme positiivse laenguga ioon.

2. Näide: Hapniku aatom, mille tuuma laeng on 8 ja mille väliskihil on 6 elektroni, muutub kahe elektroni lisandamisel negatiivseks iooniks, mille laeng on miinus 2.



O^{--} ehk O^{2-} tähistab hapniku kahe negatiivse laengugaiooni.

Taolisi võrrandeid, mis kujutavad ioonide tekkimist aatomeist, nimetatakse *elektronvõrrandeks*.



Joon. 3. Alumiiniumi aatomi valentselektronide kaotamise skeem.

On tehtud kindlaks, et aatomid, millel on väliskihis alla 4 elektroni (välja arvatud vesinik), võivad elektrone ainult ära anda. Sääraste aatomite hulka kuuluvad metallide aatomid. Mittemetallide aatomid, mille väliskihis on üle 4 elektroni, liidavad tavaliselt endaga elektrone.

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Jutustada elementide aatomite ehitusest.
2. Joonistada järgmiste elementide aatomite skeemid, arvestades nende aatomite tuuma laenguid, mis on sulgudes näidatud: a) vesiniku (1) ja kloori (17), b) alumiiniumi (13) ja väävli (16), c) hapniku (8) ja heeliumi (2), d) liitiumi (3) ja fluori (9), e) kaaliumi (19) ja neooni (10), f) kaltsiumi (20) ja fosfori (15) aatomite skeemid.
3. Mis on ioonid? Tuua näiteid positiivsetest ja negatiivsetest ioonidest.
4. Kirjutada järgmiste ioonide sümbolid: a) vase kahelaenguline positiivne ioon, b) fluori ühelaenguline negatiivne ioon, c) raua kolmeaenguline positiivne ioon, d) väävli kahelaenguline negatiivne ioon.
5. Joonistada järgmiste aatomite ja ioonide skeemid, arvestades seejuures tuuma laengut, mis on näidatud sulgudes: a) kaltsiumi aatom (20) ja kaltsiumi kahelaenguline positiivne ioon, b) fluori aatom (9) ja fluori ühelaenguline negatiivne ioon, c) magneesiumi aatom (12) ja magneesiumi kahelaenguline positiivne ioon, d) liitiumi aatom (3) ja liitiumi ühelaenguline positiivne ioon, e) väävli aatom (16) ja väävli kahelaenguline negatiivne ioon.
6. Kirjutada aatomite ioonideks muundumise protsessi elektronivõrrand: a) kloori aatom kloori negatiivse laenguga iooniks, b) väävli aatom väävli kahelaenguliseks negatiivseks iooniks, c) kaaliumi aatom kaaliumi ühelaenguliseks positiivseks iooniks, d) raua aatom raua kolmeaenguliseks positiivseks iooniks.

§ 16. Keemiliste ühendite ehitus ja valentsi olemus.

Aatomi ehituse teooria andis võimaluse seletada aatomite vastastikuse toime, s. t. keemiliste ühendite tekkimise põhjust.

Nagu teada, kõigi inertgaaside aatomitel, välja arvatud heelium, on väliskihis 8 elektroni; heeliumi aatomi kestas on aga üldse vaid kaks elektroni. Neid gaase nimetatakse inertseteks sellepärast, et nad ei reageeri teiste ainetega.

Aatomi ehituse teooria järgi on inertgaaside keemilise aktiivsuse puudumise põhjuseks nende aatomite väliskihide eriline püsivus.

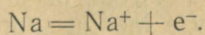
Teiste elementide keemilise aktiivsuse põhjuseks aatomi ehituse teooria järgi on nende aatomite väliselektronikihi ebapüsiv ehitus. Selle tagajärjel on nende aatomitel tung muuta elektronide arv väliskihis 8-ks (kui aatomi kestas on mitu kihti) või kaheni, nagu see on heeliumil (kui aatomi kestas on kaks elektronikihti).

Nagu varem öeldud, muundub aatom väliskihi elektronide kaotuse puhul positiivselt laetud iooniks ja elektronide lisandumise puhul negatiivselt laetud iooniks.

Toome vastavaid näiteid:

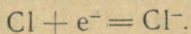
1. Naatriumi aatomil, mille tuuma laeng on 11, on väliskihis üks elektron. Viimase kaotamisel jääb naatriumi aatomi väliskihiks allpool asetsev kaheksa elektroniga kiht. Sel puhul tekib naatriumi aatomist ühe-laenguline positiivne ioon, mis sarnaneb ehituselt inertse gaasi neooni aatomiga.

Naatriumiiooni tekkimist naatriumi aatomist võib kujutada järgmise elektronvõrrandiga:

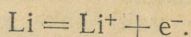


2. Kloori aatomil, mille tuuma laeng on 17, on väliskihis 7 elektroni. Ühe elektroni lisandumisel tõuseb elektronide arv tema väliskihis 8-ni. Tekkiv kloori ühe-laenguline negatiivne ioon sarnaneb ehituselt inertse gaasi neooni aatomiga.

Klooriiooni tekkimist kloori aatomist võib kujutada järgmise elektronvõrrandiga:

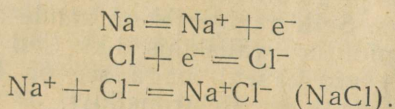


3. Liitiumi aatomil, mille tuuma laeng on 3, on väliskihis üks elektron. Uhe elektroni kaotamisel jääb tema väliskihiks allpool asuv kaheelektroniline kiht. Tekkiv liitiumi ühelaenguline positiivne ioon sarnaneb ehituselt heeliumi aatomiga. Liitiumiiooni tekkimist liitiumi aatomist võib kujutada järgmise elektronvõrrandiga:



Pärast aatomite muundumist positiivselt ja negatiivselt laetud ioonideks tekib neist vastastikuse külgetõmbe tagajärjel keemilise ühendi molekul.

Näitena võib tuua naatriumkloriidi tekkimist naatriumist ja kloorist, mida kujutab järgmine võrrand:

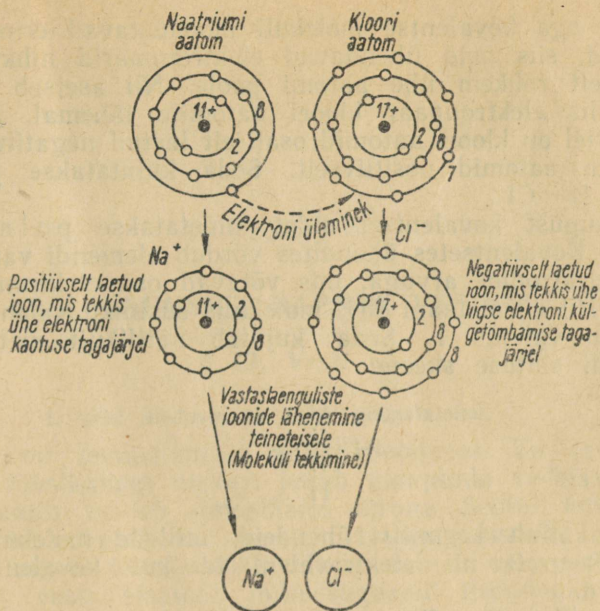


Aineid, mis on tekkinud ioonidest, nimetatakse ioonühenditeks, ioonide vahelist keemilist sidet nimetatakse ioon- (ehk elektrovalentseks) sidemeks. Ioonsetel ühenditel on mõningaid ühiseid omadusi. Näiteks, nende vesilahused juhvivad elektrivoolu.

Elementide valentsioonühendite tekkimisel võib olla positiivne ja negatiivne. Valentsi nimetatakse positiivseks siis, kui aatom kaotab elektrone ja muundub positiivselt laetud iooniks. Positiivse laengu suurus sõltub elektronide arvust, mida aatom kaotas. Näiteks on NaCl-s naatrium positiivselt ühevalentne.

Valentsi nimetatakse negatiivseks sel juhul, kui aatom tõmbab enda külge elektrone ja moodustab negatiivselt laetud iooni. Negatiivse laengu suurus sõltub elektronide arvust, mida aatom tõmbas enda külge. Toodud NaCl näites on kloor negatiivselt ühevalentne. Sellega siis elemendi valentsioonühendis võrdub iooni laengute arvuga.

Lihtsate gaasiliste ainete, näit. vesiniku H_2 molekulide tekkimisel ei toimu ei elektronide eraldumist ega ka liitumist ühinevate aatomitega. Aatomite vaheline side teostub sel juhul ühiste elektronide abil. Ühisteks elektronideks ehk elektronpaariks nimetatakse kahte elektroni (kummastki aatomist üks elektron), mis koos

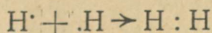


Joon. 4. Naatriumkloriidi molekuli tekkimise skeem.

kuuluvad mõlema aatomi elektronikihi koostisse, s. t. nad tiirlevad orbiidil, mis haarab endasse kahe aatomi tuumi.

Aatomitevahelist sidet, mis teostub ühiste elektronide abil, nimetatakse kovalentseks (sõna «kovalentne» tähendab kaasvalentne). Keemilisi ühendeid, millel on kovalentne side, nimetatakse kovalentseteks ühenditeks.

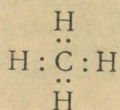
Kovalentse sideme tähistamiseks valemites pannakse iga aatomi keemilise märgi juurde nii palju punkte, kui palju on elektrone tema väliskihis. Ühiseid elektrone, mis ühendavad kahte aatomit, kujutatakse punktidega nende aatomite tähistete vahel. Näiteks toome H₂ molekuli tekkimise skeemi:



Vesiniku H₂ molekulis asetseb elektronpaar ühesuguses kauguses mõlemast aatomist. Sel juhul nimetatakse kovalentset sidet mittepolaarseks. Sääraste sidemetega on lihtainete molekulid: H₂, O₂, Cl₂ jt.

Kui aga kovalentse molekuli moodustavad erinevad aatomid, siis neid ühendavad elektronpaarid nihkuvad tavaliselt rohkem ühe aatomi poole. Nii asetseb HCl molekulis elektronpaar kloori aatomile lähemal. Selle tagajärjel on kloori aatomid osaliselt laetud negatiivselt, vesiniku aatomid positiivselt. Seda kujutatakse järgmiselt: $H^+ : Cl^-$.

Niisugust kovalentset sidet nimetatakse polaar-
seks. Kovalentsetes ühendites võrdub elemendi valents
tema elektronide arvuga, mis võtavad osa elektronpaar-
ridest. Nii on metaani CH_4 molekulis süsiniku valents 4,
vesiniku valents 1. Seda kujutab näitlikult metaani
molekuli ehituse skeem:



On küllalt keemilisi ühendeid, millede molekulides on üheaegselt nii elektrovalentseid kui kovalentseid sidemeid.

Keemiliste ühendite omadused sõltuvad suurel määral sideme iseloomust.

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Millega tuleb seletada heeliumi, neoni ja argooni keemilist inertsusit?
2. Milliseid keemilisi ühendeid nimetatakse ioonseteks ja kuidas nad tekivad?

VESI, LAHUSED, HAPNIK, VESINIK.

§ 17. Vesi.

1. Vesi looduses ja tema puhastamine.

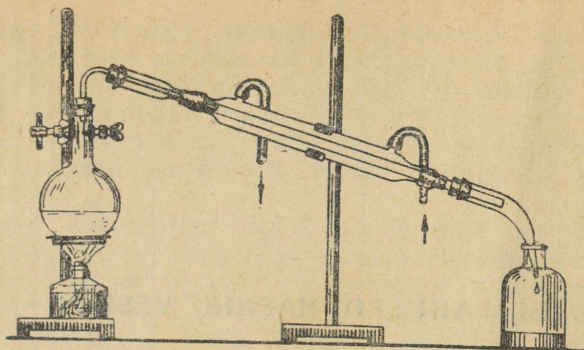
Vesi on levinenumaid aineid looduses. Ta esineb kolmes füüsikalises olekus: katab maapinda vedelas ja tahkes kujus, esineb atmosfääris auruna. Seotult kuulub vesi kivimite, pinnase, loom- ja taimorganismide ning paljude ainete koostisse. Looduses esinev vesi (mere-, jõe- jne. vesi) sisaldab mitmesuguseid lisandeid, mis vees hõljuvad, näiteks savi, või on temas lahustunud, näiteks keedusool. Eriti palju lahustunud aineid sisaldab merevesi. Kõige vähem on lisandeid vihmavees.

Vee puhastamist temas hõljuvas olekus leiduvaist lisandest teostatakse filtreerimise teel. Filtriiks võivad olla kõik poorsed ained ja materjalid: filterpaber, puuvill, riie, liiv, puusüsi jne. Lahustunud lisanditest puhastatakse vett destilleerimise teel. Selleks kasutatakse seadeldist, mis koosneb destillatsioonianumast, jahutist ja destilleeritud vee vastuvõtjast (joon. 5).

2. Vee omadused.

Puhas vesi on värvitu, lõhnata ja maitseta läbipaistev vedelik. Paksudes kihtides on vesi sinakasroheline. $+4^{\circ}$ juures on veel suurim erikaal. 1 ml* vee kaal $+4^{\circ}$ juures on võetud kaaluühikuks ja nimetatakse grammiks. Kõigist tahketest ja vedelatest ainetest on veel suurim soojusmahtuvus. Sel põhjusel soojeneb ta võrdlemisi pikkamisi ja jahtub samuti võrdlemisi aegla-

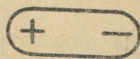
* .ml, milliliiter = $\frac{1}{1000}$ liitrit.



Joon. 5. Vee destilleerimise seadeldis.

selt. Vee külmumistemperatuuri normaalse rõhu juures loetakse Celsiuse termomeetri skaalal nullpunktiks ja märgitakse 0° -ga. Vee keemistemperatuuri normaalsel rõhul märgitakse arvu 100° -ga. Vee külmumisel tema ruumala suureneb. Seepärast on jää veest kergem, tema erikaal on 0,92. Sellel asjaolul on looduses suur tähtsus, kuna jää jääb veekogude pinnale ja kaitseb allolevat vett külmumise eest.

Vee molekulis H_2O on kaks vesiniku aatomit seotud ühe hapniku aatomiga, kusjuures need sidemed moodustavad umbes 105° -se nurga. Selle tagajärjel on vee molekulis positiivsed ja negatiivsed laengud asetatud ebäühtlaselt ja koondunud molekuli vastasotstesse. Selliseid molekule nimetatakse dipoolideks. Dipooli skemaatilist kujutust näitab joon. 6.



Joon. 6. Dipooli skeem.

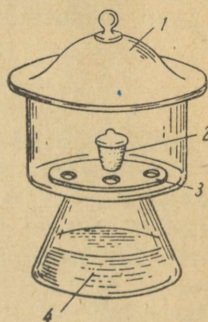
Vee molekuli ehitusest on tingitud mitmed tema füüsikalised omadused. Rohkete uurimiste järgi tuldi otsusele, et vesi sisaldab harilikkude H_2O molekulide kõrval palju keerulisema ehitusega molekule $(H_2O)_x$, kus $x = 2, 3, 4$ jne. Sellist ühesuguste molekulide ühendit, mis ei muuda aine keemilist olemust, nimetatakse molekulide assotsiatsiooniks.

3. Hügrokoopne vesi.

Kõigi ainete pinnad, mis asetsevad niiske õhu käes, on kaetud niiskusega. Ained, eriti pulbrid hoiavad oma pinnal ja poorides vett enam või vähem kindlalt kinni. Sellist vett nimetatakse hügrokoopseks. Et avastada hügrokoopse vee olemasolu ainetes, mida harilikult peetakse kuivadeks, tuleb tükikesi nendest ainetest katseklaasis veidi soojendada. Katseklaasi siseseinad kattuvad sel puhul väga väikeste veepiiskadega. Selletaolisi katseid võib teha liivaga, puupuruga, õlgedega, puuvillaga, paberiga. Hügrokoopne vesi ei ole ainega keemiliselt ühinenud; tema hulk aines sõltub aine pinna iseloomust ja ümbritseva õhu niiskuse astmest.

Aineid, mis tugevasti neelavad niiskust, nimetatakse hügrokoopseteks. Sääraste ainete hulka kuuluvad kaltsiumkloriid, väävelhape jt. Neid aineid tuleb hoida hermeetiliselt suletud nõudes.

Et kaitsta aineid niiske õhuga kokku puutumast, paigutatakse nad eksikaatorisse (vaata joon. 7). Viimane kujutab endast paksude seintega klaasanumat, mille kaane ääred on lihvitud, et ta hästi suleks anuma. Eksikaatori põhja paigutatakse kaltsiumkloriidi, väävelhappet või mõnda teist kuivatavat ainet. Viimane neelab endasse niiskust, mille tagajärjel veeaurud puuduvad eksikaatoris leiduvas õhus peaaegu täiesti.

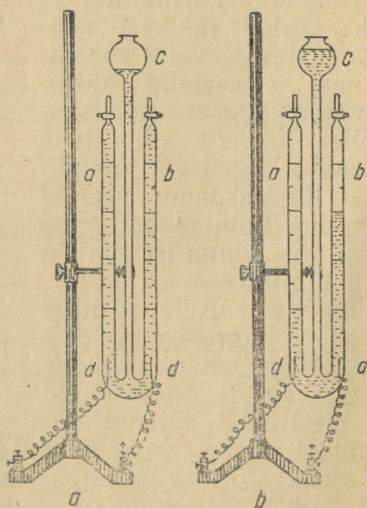


Joon. 7. Eksikaator.
1 — kaas; 2 — tiigel;
3 — aukudega portselanplaat; 4 — kontsentreeritud väävelhape.

4. Vee koostis.

Puhas vesi ei juhi elektrivoolu peaaegu sugugi. Vesi, mis sisaldab mõningaid lahustunud aineid, juhib aga elektrivoolu üsna hästi. Nii näiteks väävelhappega hapustatud vesi juhib hästi elektrivoolu. Valame säärast hapustatud vett eriseadeldisse (joon. 8), mis on ühendatud alalisvoolu allika poolustega. Lülitame voolu sisse. Seejärel võime panna tähele gaasimullide eraldumist seadeldise mõlematel plaadikestel, mis on ühendatud vooluallika poolustega. Neid plaadikesi nimetatakse

elektroodideks. Seda elektroodi, mis on ühendatud negatiivse poolusega, nimetatakse katoodiks; positiivset elektroodi anoodiks. Edasi märkame, et torude ülemisse ossa koguneb gaase. Katoodi kohal koguneb gaasi mahult kaks korda rohkem kui anoodi kohal. Anoodil eralduv gaas soodustab põlemist. Selles võib kergesti veenduda,



Joon. 8. Vee lagundamise aparaat:
a — enne katset, b — pärast katset.

kui toru kraani avades lähendame väljuvale gaasile hõõguva pirru. Viimane lõkkab kohe heledalt põlema. Gaas, mis soodustab põlemist, on hapnik. Gaas aga, mis eraldub katoodil, süttib süttimisel ise põlema. See gaas on vesinik.

Teostatud katse näitab, et elektrivoolu läbimisel laguneb vesi kaheks gaasiks: vesinikuks ja hapnikuks. Sellejuures saadakse vesinikku mahult 2 korda rohkem kui hapnikku. Kui kaaluda vesinikku ja hapnikku võrdsetes ruumalades, võib kergesti teha kindlaks, et hapnik on vesinikust 16 korda raskem. Kuna vee lagundamisel saadakse temast kahe vesiniku ruumala kohta 1 ruumala hapnikku, siis, järelikult, kaalu järgi tuleb vees 1 kaaluosa vesiniku kohta 8 kaaluosa hapnikku. Selline ongi

vee koostis. Sel alusel koostati vee keemiline valem H_2O . Aine koostise kindlaksmääramist tema lagundamise teel nimetatakse, nagu seda varemalt mainiti, aine analüüsiks.

§ 18. Lahused.

1. Lahuste üldmõisted.

Lahustel on suur tähtsus looduses, ka rakendatakse neid laias ulatuses tehnikas. Kõigis neis tootmisharudes, mis on rajatud keemilistele reaktsioonidele, tuleb kokku puutuda lahustega. Lahused koosnevad lahusti molekulidest, lahustunud aine osakestest (molekulidest ja ioonidest) ja lahusti ning lahustunud aine osakeste vastastikuse toime tulemusena tekkinud ainete osakestest. Kõige tähtsamad on vesilahused, kuna vees lahustuvad paljud tahked, vedelad ja gaasilised ained. Edaspidi käsitleme peamiselt tahkete ainete lahuseid, kuna neil on suurim tähtsus.

Valmistades tahke aine vesilahust paigutame selle aine mõneks ajaks vette. Tahke aine lahustumise põhjuseks on tahke aine osakeste ja vee molekulide vastastikune toime. Nagu teada, on vee molekulid pidevas liikumises ja ka tahke aine osakestega toimub võnkuv liikumine. Vee molekulide külgetõmbe tagajärjel kistakse tahke aine osakesed aine pinnalt lahti ja nad jaotuvad ühtlaselt kogu vedeliku ruumalas. Koos lahustumisega toimub ka vastupidine protsess. Lahustunud aine osakesed, põrgates tahke, veel alles lahustumata aine pinna vastu, satuvad selle külgetõmbe mõju alla ja sadestuvad pinnale, s. t. nad eralduvad lahusest. Kui mõlemate protsesside — aine lahustumise ja tema lahusest eraldumise kiirus muutub võrdseks, siis lahustunud aine hulk lahuses enam ei suurene, ning me saame küllastatud lahuse.

Enamikul juhtudel toimub lahustumine võrdlemisi pikaldaselt. Nagu katse näitab, lahustub peenendatud aine kiiremini, sest peenendamisel suureneb tunduvalt aine kokkupuute-pind veega, samuti kiirendab lahustumisprotsessi vedeliku segamine.

ARHIIVKOGU

2. Soojusnähtused lahustumisel.

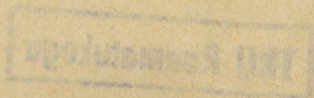
Mõne aine lahustumisele vees kaasneb sageli tekkiva lahuse jahenemine. Seda võib tähele panna naatriumkloriidi, ammooniumnitraadi ja teiste ainete lahustumisel. Temperatuuri alanemise põhjuseks on energia kaotus, mis läheb tahke aine purustamiseks vähimateks osadeks (molekulideks ja ioonideks) ja nende jaotamiseks kogu lahusti ruumalas.

Teiste ainete nagu naatriumhüdrosüüdi ja kaaliumhüdrosüüdi lahustumisel võib konstateerida lahuse tunduvat soojenemist. Järelikult, lahustumise kõrval toimub siin mingi teine protsess, mis on seotud soojuse eraldumisega.

Selle nähtuse selgitamiseks lõi kuulus vene õpetlane D. I. Mendelejev nn. lahuste teooria, mille kohaselt lahustumine pole mitte üksnes füüsikaline nähtus. Lahustumist tuleb vaadelda paljudel juhtudel ka kui lahustuvate ainete ja vee vastastikust keemilist toimet, mille tulemusena tekivad nõndanimetatud hüdraadid. Lahuste hüdraatteooriat põhjendas D. I. Mendelejev lahuste erikaalu ja teiste omaduste rohkearvuliste uurimustega. Kaasaegse teaduse osas, mis käsitleb lahuseid, on Mendelejevi lahuste hüdraatteoorial keskne koht. Ka teised kodumaised teadlased, eriti aga J. A. Kablukov, andsid väärtuslikke panuseid sellesse õpetusse. Esimest korda hakkas lahuseid uurima M. V. Lomonossov. Tema uuris soojusnähtusi lahustumisel ja avastas, et lahused külmuvad madalama temperatuuri juures kui puhas vesi.

Tänapäeva vaatekohast tuleb lahuseid pidada vahepealseteks aineteks segude ja keemiliste ühendite vahel. Nii segudes kui ka lahustes on ainete omadused säilinud; aineid võib eraldada lahustest mehaanilisel teel. Lahuste ja keemiliste ühendite sarnasus väljendub nende homogeensuses ja soojusnähtustes, mis kaasnevad lahustumise protsessiga. Lahuseid ei või pidada keemilisteks ühenditeks, kuna viimastel on püsiv koostis, lahuste koostis on aga muutuv.

ARHIIVKOGU



3. Lahustuvus.

Ainete omadust lahustuda ühes või teises lahustis nimetatakse lahustuvuseks. Jättes lahustuvustingimused muutmata, lahustub enamik tahkeid aineid kindlas hulgas vees ainult teatud piirini. Lisades 100 g vette, mille temperatuur on 20°, rohkem kui 31,5 g kaaliumsalpeetrit, jääb osa salpeetrit lahustumata, vaatamata kauakestvale loksutamisele. Lahustumatu salpeeter jääb sademena nõu põhja. Sellist lahust, milles samadel tingimustel antud ainet enam ei lahustu, nimetatakse küllastatuks selle aine suhtes. Samal ajal võib küllastatud lahuses leiduda nõu põhja sadenenud aine ülejääki. Muutmata tingimusi (temperatuuri ja rõhku) pole võimalik tõsta lahustunud aine hulka küllastatud lahuses. Lisades lahusele lahustit (vett), muutub küllastatud lahus küllastamatuks. Küllastamatuks lahuseks nimetatakse sellist lahust, milles võib tingimusi muutmata lahustuda veel mõni hulk antud ainet. Küllastamatut lahust võib muuta küllastatuks ka olemasolevate tingimuste juures. Selleks lisatakse lahusesse veel täiendavalt vajalik hulk antud ainet.

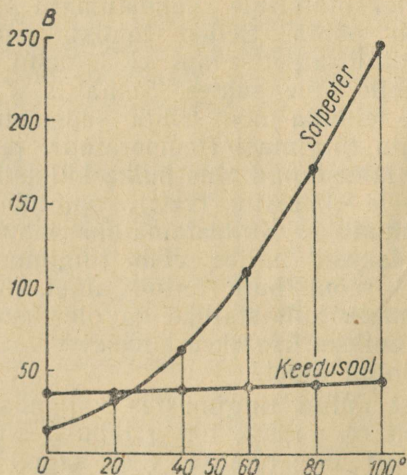
Lahustuvust antud tingimustes väljendab aine hulk grammides, mis on vajalik 100 g lahusti küllastamiseks. Aine lahustuvust nimetatakse veel sageli lahustuvuse koefitsiendiks.

Looduses pole aineid, mis oleksid vees täiesti lahustumatud. Mõningate ainete lahustuvus on aga nii väike, et seda ei arvestata, ning selliseid aineid nimetatakse lahustumatuks. Näitena võib tuua kriiti — kaltsiumkarbonaati (CaCO_3), mida 100 g vees 18° juures lahustub umbes 0,0013 g. Väite tõestamiseks, et aine, mis harilikult loetakse lahustumatuks, siiski osaliselt läheb lahusesse, võib teha järgmise katse: valame suurde keeduklaasi umbes 100 ml vett, millesse puistame natuke kipsi — CaSO_4 pulbrit ja segame mõni aeg vedelikku klaaspulgaga. Näib, et kips sugugi ei lahustu. Filtreerime natuke lahust ja aurutame kausikeses või lusikas saadud läbipaistvat vedelikku. Aurutamisel eraldub kips valge pulbrina. Sama katset võib teha ka kustutatud lubjaga.

4. Lahustuvuse sõltuvus temperatuurist.

Tahkete ainete lahustuvus kasvab ühes temperatuuri tõusuga. (Vaata joonisel 9 lahustuvuse tabelit.) Nii võib 100 g vees lahustuda harilik kaaliummaarias järgmisel hulgal:

temperatuur °C järgi	0°	20°	60°	100°
lahustuvus grammides	3,0	6,0	25,5	154,0

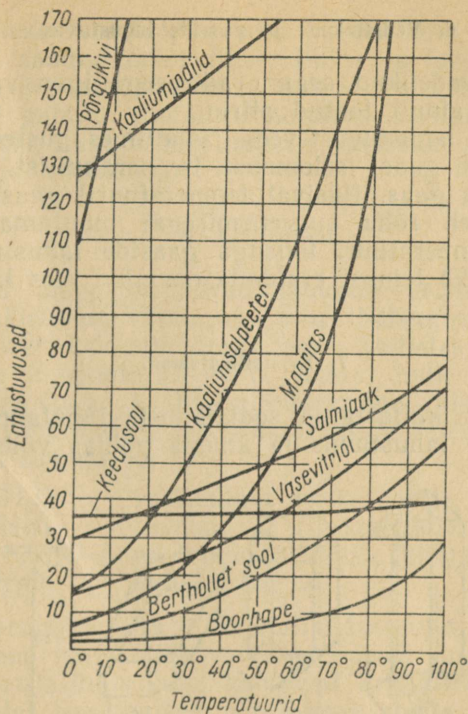


Joon. 9. Kaaliumsalpetri ja keedusoola lahustuvuse sõltuvus temperatuurist.

Ainult üksikudel juhtudel lahustuvus peaaegu ei sõltu temperatuurist. Sääraste ainete hulka kuulub näiteks naatriumkloriid (keedusool). 0° juures lahustub 100 g vees 35,6 g NaCl, 100° juures aga 39,2 g NaCl.

Lahustuvuse muutumine temperatuuri tõusuga on igal ainel erinev ja toimub kõigil ainetel ebaühtlaselt. Aine lahustuvuse sõltuvust olenevalt lahuse temperatuurist kujutatakse harilikult graafiliselt lahustuvuskõverate abil.

Et joonistada lahustuvuskõverat, selleks kantakse koordinaatide horisontaaltelele temperatuuri arvulised suurused ja vertikaaltelele aine lahustuvuse arvulised suurused. Lahustuvuskõver kujutab näitlikult, kuidas mõjutab temperatuuri tõus mitmesuguste ainete lahustuvust.



Joon. 10. Lahustuvuskõverad.

5. Lahuse kontsentratsioon.

Aine hulka (kaalulist või mahulist), mis sisaldub teatud hulgas lahuses või lahustis, nimetatakse selle lahuse kontsentratsiooniks. Kontsentratsiooni väljendatakse mitmel viisil, näiteks kaaluprotsentides. Väljendades lahuse kontsentratsiooni kaaluprotsentides, näeme, mitu kaaluühikut lahustunud ainet sisaldub 100 kaaluosa lahuses. Näiteks, kui naatriumkloriidi lahuse kontsentratsioon on 35,9%, siis järelikult selle lahuse sajas kaaluühikus (näiteks 100 grammis) sisaldub 35,9 osa (grammi) naatriumkloriidi ja 64,1 osa (grammi) vett.

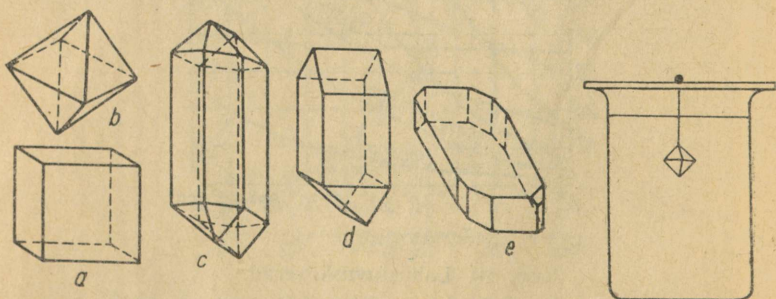
6. Vedelikkude ja gaaside lahustuvus.

Mõned vedelikud segunevad veega igas vahekorras, teised aga ainult teatud piirini.

Gaaside lahustuvus vees ja mitmesugustes vedelikes oleneb gaasi iseloomust, temperatuurist ja rõhust, mille all on gaas. Püsival temperatuuril gaasi lahustuvus suureneb rõhu suurenemisega; muutumatul rõhul väheneb temperatuuri tõusuga gaaside lahustuvus. Vee keetmisel võib temast eraldada enamiku vees lahustunud gaase.

7. Kristallisatsioon.

Kuumade küllastatud soolalahuste jahutamisel väheneb soolade lahustuvus ja anuma põhjas võib märgata



Joon. 11. Kristallid:

a — keedusool, b — maarjas, c — salpeeter, d — magneesiumsulfaat, e — vasevitriol.

Joon. 12. Kristalli kasvatamine.

tahkete mitmetahuliste kristallide tekkimist. Kristallide tekkimisprotsessi nimetatakse kristallisatsiooniks. Viimane toimub ka küllastamatute lahuste aeglasel aurumisel.

Laboratoriumis kasutatakse selle nähtuse uurimiseks kristallisaatorit. Iga aine kristallid omavad kindlat kuju. Nii on naatriumkloriidi kristallid kuubikujulised.

Ainete kristallisatsioon toimub looduses mitmesugustes tingimustes. Kristallid tekivad lahustest, sulanud ainetest ja aurudest.

Keemialaboratoriumide praktikas kasutatakse sageli ainete puhastamiseks lisanditest nende ümberkristalli-

mist. Selleks lahustatakse aine võimalikult väheses hulgas vees, saadud lahus filtreeritakse ja lastakse kristalluda. Kui kristallisatsioon toimub kiiresti, tekivad väikesed, kuid puhtad kristallid. Aeglasel kristallumisel saadakse suuri, kuid vähem puhtaid kristalle, milles leidub gaasimulle, veetilku jne.

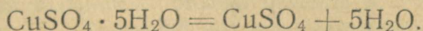
8. Kristallvesi.

Mõned ained eralduvad lahusest kristallide kujul, mille tekkimisest võtab osa vesi. Niisuguseid kristalle nimetatakse kristallhüdraatideks. Sellistes kristallides tuleb iga ainemolekuli kohta teatud hulk veemolekule, mida väljendavad ka kristallhüdraatide valemid; allpool on toodud mõningate kristallhüdraatide valemid ja nende tehnilised nimetused:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — vasksulfaat (vasevitriol),
 $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — raudsulfaat (rauavitriol),
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — naatriumkarbonaat, kristalne sooda,
 $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — kaltsiumkloriid.

Mitmesuguste ainete kristallhüdraatides on kristallvee ja aine molekulide vahelise sideme tugevus erinev. Mõned kristallhüdraadid kaotavad kristallvee õhu käes harilikkudel tingimustel. Nii toimub sooda — $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ läbipaistvate kristallidega, mis aegamööda tuhuvad ja pudenevad pulbriks. Seda protsessi nimetatakse kristallide «porsumiseks».

Vasevitrioli kristallide soojendamisel eraldub vesi, ja kristallid pudenevad valgeks vasksulfaadi CuSO_4 pulbriks. Vasevitrioli kuivatamise protsessi väljendab järgmine võrrand:



Kui veeta vasksulfaadile CuSO_4 valada veidi vett, siis toimub vastupidine protsess — veega ühinemine ehk hüdratatsioon, mille juures eraldub soojus.

Üleküllastatud lahused.

Mõningate ainete kuumade küllastatud lahuste aeglasel jahtumisel tekivad neist üleküllastatud lahused. Selle nimetuse tõi keemiasse vene akadeemik T. E. Lowitz, kes



Joon. 13.
Kristallisatsioon
üle küllastatud lahuses.

esmakordselt uuris selliseid lahuseid. Üleküllastatud lahus sisaldab tunduvalt rohkem lahustunud ainet, kui seda on vaja neis tingimustes küllastatud lahuse saamiseks. Üleküllastatud lahust saadakse, kui kuuma küllastatud lahust jahutatakse ettevaatlikult, kaitstes teda põrutuste ja õhust tahkete osakeste ja tolmu sissesattumise eest. Kui aga viskame üle küllastatud lahusesse lahustunud aine väikese kristallikese, siis hakkab selle kristalli ümber lahustunud aine kiiresti eralduma suurte kristallidena. Ühtlasi eraldub selle protsessi juures soojust.

Üleküllastatud lahuseid saadakse üsna kergesti sellistest ainetest nagu naatriumsulfaat (glaubrisool), naatriumatsetaat (äädikhapunaatrium), naatriumtiosulfaat (hüposulfiit).

Üleküllastatud lahused omavad suurt tähtsust mõningail keemilistel analüüsidel.

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Mida nimetatakse filtreerimiseks?
2. Mida nimetatakse destilleerimiseks? Jutustada, kuidas on ehitatud destilleerimisel kasutatav seadeldis.
3. Mis on dipool?
4. Mida nimetatakse molekulide assotsiatsiooniks? Tuua näide.
5. Millist vett nimetatakse hügrokoopseks ja kuidas teda aines avastada?
6. Seletada, milles seisneb lahuste hüdraatteooria olemus.
7. Mille poolest erinevad lahused keemilistest ühenditest?
8. Mida nimetatakse aine lahustuvuseks?
9. Millist lahust nimetatakse küllastatud lahuseks?
10. Joonisel nr. 10 antud lahustuvuse diagrammi järgi määrata järgmiste ainete lahustuvus:
 - a) kaaliumnitraat (kaaliumsalpeeter) 80° C juures,
 - b) kaaliumjodiid 30° C juures,
 - c) maarjas 70° C juures,
 - d) naatriumkloriid (keedusool) 90° C juures,
 - e) kaaliumkloraat 40° C juures,
 - f) hõbenitraat (põrgukivi) 10° C juures.
11. Joonistada ainete lahustuvuse graafik, lähtudes järgnevatest andmetest:

a) naatriumjodiid

temperatuur °C:	0	20	30	40	50	60
lahustuvus:	61,4	64,2	65,5	67,2	69,5	72.

b) naatriumhüdroksüüd

temperatuur °C:	12	18	40	58	64	80	110
lahustuvus:	50	52,7	56	62	69	76	78.

c) vasksulfaat

temperatuur °C:	0	15	25	40	50	60	70	80	90	100
lahustuvus:	13	16	19	20	25	28	31	35	38	42.

d) baariumkloriid

temperatuur °C:	0	10	20	30	40	50	60	80	100
lahustuvus:	24	25	26,8	27,6	29	30,4	31,7	34,4	37.

12. Määrata lahustuvuse diagrammi (joon. 10) järgi, milline järgmistest lahustest on küllastatud:

a) 30 g kaaliumnitraati 100 g vees 60° C juures,

b) 60 g kaaliumkloriidi 150 g vees 80° C juures,

c) 20 g naatriumkloriidi 100 g vees 20° C juures.

13. Kui palju kulub kaaliumnitraati, et küllastada 1 l vett 30° C juures?

14. Kui palju võib saada kaaliumjodiidi tema 60 ml küllastatud lahuse aurutamisel 40° C juures?

15. Mida nimetatakse lahuse kontsentratsiooniks?

16. Milline on lahuse protsentuaalne kontsentratsioon, milles on lahustunud

a) 20 g kaaliumhüdroksüüdi 60 g vees?

b) 50 g vasksulfaati 150 g vees?

c) 2 g kaaliumkloriidi 200 g vees?

17. On antud 120 g ammooniumkloriidi (salmiaagi) 70° juures küllastatud lahus. Mitu grammi soola kristallub lahusest, kui lahuse temperatuur alaneb 25°-ni?

18. Arvutada kristallvee protsentuaalne sisaldus järgmistes kristallhüdraatides:

a) kipsis — $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$,

b) vasevitriolis — $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$,

c) kristallsoodas — $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$,

d) rauavitriolis — $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$,

e) alumiiniummaarjases — $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.

19. Arvutada, mitu grammi vett eraldub järgmiste soolade kuumutamisel:

a) 10 g kipsi — $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$,

b) 20 g glaubrisoola — $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$,

c) 6 g soodat — $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

20. Kui palju väheneb kaal kuumutamisel:

a) 12 g booraksil — $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$,

b) 25 g naatriumkromaadil — $\text{Na}_2\text{CrO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$,

c) 30 g kaaliumhüdroksüüdil — $\text{KOH} \cdot \text{H}_2\text{O}$,

d) 10 g kaaliumkarbonaadil (potasel) — $\text{K}_2\text{CO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

21. Kuidas mõjub temperatuuri ja rõhu suurenemine gaaside lahustuvusele vees?

§ 19. Hapnik.

Hapniku keemiline märk on O (ladinakeelne nimetus Oxygenium). Aatomkaal 16. Hapniku aatomi tuuma laeng on 8. Elektronide asetus aatomikesta kihtides 2; 6.

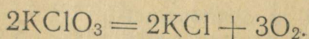
1. Hapnik looduses.

Hapnik on levinenumaid elemente looduses. Teda leidub nii vabas olekus kui ka mitmesugustes ühendites. Õhus on hapnik vabas olekus segatult teiste gaasidega, moodustades mahult 20%. Kõige levinum hapniku ühend on vesi. Vesi sisaldab 88,89% hapnikku. Hapnikku sisaldab enamik kivimeist, mis moodustavad maakera, loomja taimorganismid.

2. Hapniku saamine.

Laboratooriumis saadakse hapnikku mõningate ainete, peamiselt aga kaaliumpermanganaadi või Berthollet' soola kuumutamisel. Berthollet' sool — KClO_3 laguneb soojendamisel kaaliumkloriidiks — KCl ja hapnikuks — O_2 .

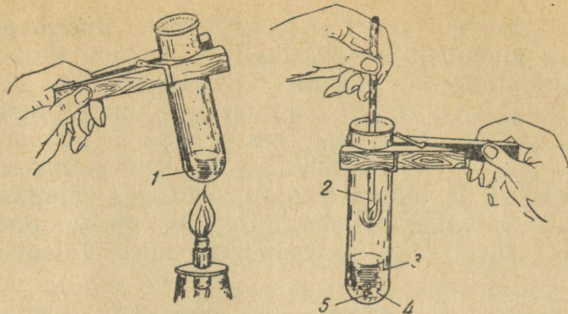
Reaktsiooni võrrand on järgmine:



Reaktsioon kiireneb ja toimub madalama temperatuuri juures, kui lisandame Berthollet' soolale mangaandioksiüdi. Seda võib demonstreerida kahe katseklaasi samaaegsel soojendamisel, millest üks sisaldab Berthollet' soola, teine Berthollet' soola ja vähese koguse mangaandioksiüdi segu. Lähendades soojendamisel üheaegselt mõlema katseklaasi otstele hõõguva pirru, võime veenduda, et selles katseklaasis, mis sisaldab Berthollet' soola ja mangaandioksiüdi segu, hakkab hapnikku eralduma palju varem. Mangaandioksiüd säilib sel katsel.

Aineid, mis mõjustavad keemiliste reaktsioonide kiirust, jäädes ise reaktsiooni lõppedes keemiliselt ja hulgaliselt muutumata, nimetatakse katalüsaatoriteks.

Ühe ja sama reaktsiooni kiirendamiseks võib kasutada mitut katalüsaatorit. Nii kiireneb hapniku eraldumine Berthollet' soola soojendamisel raudoksiüdi ja mõne teise aine juurdelisandamisel. Seejuures on aga iga katalüsaator



Joon. 14. Berthollet' soola lagunemine katalüsaatori juuresolekul:

1 — Berthollet' sool kuumutatud sulamiseni; 2 — hõõguv pird; 3 — mangaandioksiid; 4 — sulanud sool; 5 — hapnikumullid.

eri toimega, s. t. katalüsaatorit, mida kasutatakse ühe keemilise reaktsiooni juures, ei saa alati kasutada teise reaktsiooni puhul. Veel tuleb märkida asjaolu, et katalüsaatori hulk on äärmiselt väike, võrreldes reageerivate ainete hulgaga. Keemiatööstuses osutatakse katalüsaatoritele väga suurt tähelepanu.

Tehnilisteks otstarveteks kasutatavat hapnikku toodetakse vedela õhu aurutamise teel eriseadeldistes. Vedela õhu aurutamisel aurab esmalt lämmastik, kuna järele jääb mõningaid lisandeid sisaldav hapnik. Puhtamat hapnikku saadakse vee elektrolüüsil. Müügile saadetakse hapnikku terasballoonides.

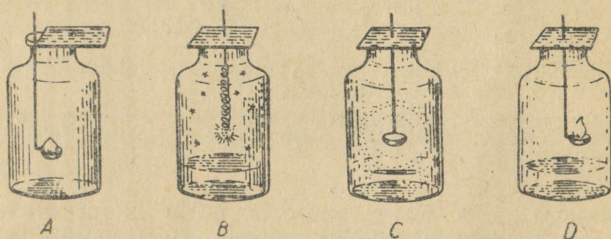
3. Hapniku omadused.

Väliselt on hapnik värvusetu, lõhnata ja maitseta gaas. Paksudes kihtides omab hapnik sinakat värvust. Hapnik on õhust veidi raskem (1,11 korda); vees lahustub ta vähesel määral. 100 ruumalas vees lahustub 0° juures umbes viis ruumala hapnikku. Hapnik veeldub umbes -183°C juures harilikul rõhul.

Keemiliste omaduste poolest on hapnik aktiivne element. Ta ühineb peaaegu kõikide elementidega. Sellised ained, nagu väävel, süsi, fosfor, magneesium, raud ja teised põlevad hapnikus, s. t. nad ühinevad temaga, kusjuures eraldub soojus ning valgus. Hapnikusse pistetud

hõõguv pird süttib heledalt põlema. Ainete põlemine hapnikus toimub intensiivsemalt ja heledamalt kui õhus. Seda võib tõestada järgmiste katsetega:

1. Paigutame pika traatvarrega metall-lusikakesse väävli, süütame selle õhu käes põlema ja pistame lusika koos põleva väävliga hapnikuga täidetud anumasse. Väävel põleb heleda lillaka leegiga, levitades põlemisel teravat ebameeldivat gaasilõhna. Tekkivat gaasi nimetatakse väävlisgaasiks (vääveldioksüüdiks), mille valem on SO_2 .



Joon. 15. Ainete põlemine hapnikus:

A — naatriumi põlemine; B — raua põlemine; C — söe põlemine;
D — väävli põlemine.

2. Vaevalt hõõguv süsi, mis on paigutatud hapniku anumasse, hakkab kohe eredalt hõõguma, põleb leegita ja tekitab süsihappegaasi — CO_2 , mille olemasolu võib teha kindlaks lubjaveega.

3. Asetades lusika, milles on valget fosforit, hapnikuga täidetud nõusse ja puudutades fosforit kuuma klaaspulgaga, süttib fosfor põlema, andes pimestavat valgust. Seejuures täitub anum pihustatud fosforhappe anhüdriidi P_2O_5 valge suitsuga.

Samal viisil võib põletada hapnikus kuumutatud metalle: magneesiumi, naatriumi, kaltsiumi, rauda ja teisi.

Aine põlemisel õhus ja hapnikus tekivad enamasti ühesugused põlemise saadused, samuti eraldub ka ühesugune hulk soojust. Kuid aine põlemisel õhus läheb osa eralduvat soojust õhu lämmastiku soojendamiseks. Sel põhjusel saavutatakse ainete põlemisel hapnikus palju kõrgem temperatuur kui õhus põlemisel. Selline kõrge temperatuuri saamise viis omab suurt tööstuslikku tähtsust.

Paljudes tööstusettevõtetes, kus tootmisprotsessides tuleb ainet põletada, lisandatakse ahju puhutavasse õhku hapnikku, mis kiirendab tunduvalt tootmisprotsessi.

Lihtainete ja hapniku ühinemisel tekivad keemilised ühendid, mis kuuluvad oksüüdide (hapendite) hulka. Eelpool toodud näidetes on oksüüdid järgmised ained: väävlisgaas (vääveldioksiid), süsihappegaas ja fosforhappe anhüdriid. Aine ühinemise protsessi hapnikuga nimetatakse aine oksüdeerumiseks (hapendumiseks). Enamik ainete ühinemisreaktsioone hapnikuga kulgeb soojuse ja valguse eraldumisega. Igapäevases elus nimetatakse ainete ühinemisprotsesse hapnikuga põlemiseks: põlevad näiteks küttepuid, ahjus söed jne.

Keemias nimetatakse põlemiseks iga soojuse ja valguse energia eraldumisega toimuvat keemilist reaktsiooni.

Vaatleme ainete oksüdeerumisprotsessi aatomi ehituse teooria seisukohalt. Nagu teada, tõmbavad hapniku aatomid, mille väliskihis on 6 elektroni, keemiliste muundumiste puhul enda külge 2 elektroni. Sel puhul muunduvad nad kahelaengulisteks negatiivseteks ioonideks. Selle elemendi aatomid, mis ühinevad hapnikuga, annavad ära elektrone ja muutuvad positiivselt laetud ioonideks. Tekkinud vastaslaengutega ioonid, lähenedes teineteisele, tekitavad keemilise ühendi — molekuli.

Aine aatomi ehituse teooria seisukohalt tuleb nimetada ainet, mis tõmbab elektrone enda külge, oksüdeerijaks (hapendajaks). Ainet, mis elektrone kaotab, nimetatakse redutseerijaks (taandajaks).

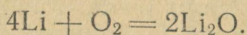
Selliseid reaktsioone, mille juures üks aine kaotab elektrone, teine aga tõmbab neid enda külge, nimetatakse oksüdeerumis-redutseerumisreaktsioonideks (lühendatult redoksreaktsioonideks). Aatomi elektronilise ehituse kohaselt tuleb aine põlemise protsessi lugeda oksüdeerimis-redutseerimisprotsessiks. Selles protsessis on hapnik oksüdeerija. Põlev aine on redutseerija, ta ise oksüdeerub samal ajal.

Reaktsiooni, mille juures aine (aatomid või ioonid) kaotab elektrone, nimetatakse antud aine oksüdeerumiseks. Aine redutseerumiseks nimetatakse reaktsiooni, mille juures antud aine võtab juurde elektrone.

Ülaltoodust võib teha järgmise järelduse.

Oksüdeerumis-redutseerumise nähtus on ühtne protsess. Oksüdeerumis-redutseerumisprotsessides toimub reageerivate ainete, s. t. oksüdeerija ja redutseerija molekulides elementide valentsi muutumine. Igas oksüdeerumis-redutseerumise reaktsioonis võrdub elektronide arv, mida oksüdeerija liidab endaga, elektronide arvuga, mida redutseerija kaotab. Sellest tuleb juhinduda oksüdeerumis-redutseerumise reaktsiooni võrrandite koostamisel.

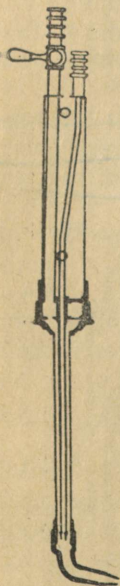
Näitena toome oksüdeerumis-redutseerumisprotsessist lihtsama juhuse: liitiumi põlemine hapnikus. Liitiumi aatomi laeng on 3. Tema aatomi väliskihis on üks elektron. Selle elektroni kaotamisel muutub liitiumi aatom liitiumi ühelaenguliseks positiivseks iooniks. Kuna hapnik tõmbab enda külge kaks elektroni, siis järelikult hapniku aatomiga reageerib kaks liitiumi aatomit, ja hapniku kaheaatomilise molekuliga reageerivad neli liitiumi (üheaatomilist) molekuli. Seda oksüdeerumis-redutseerumise reaktsiooni kujutab järgmine võrrand:



4. Hapniku kasutamine.

Hapnikku kasutatakse kõrgete temperatuuride saamiseks. Mitmesuguste põlevate gaaside, näiteks atsetüleen- või vesiniku põletamiseks hapnikus tarvitatakse erilisi põleteid.

Joonisel 16. kujutatud põleti, mis koosneb kahest üksteise sisse asetatud erineva läbimõõduga torust. Torude seinte vahelisse ruumi lastakse põlevat gaasi, näiteks vesiniku, ja süüdatakse gaas toru otsa juures põlema. Sisetoru kaudu juhatakse pikkamööda põleva gaasi leeki hapniku juga. Mõlemad gaasid segunevad põleti ava juures ja tekitavad põledes väga kõrge temperatuuriga (2500—3000°) leegi. Säärases kuumas leegis sulavad isegi väga raskelt sulavad metallid. Seda leeki kasutatakse metalli nõndanimetatud autogeenseks keevitamiseks, lõikamiseks ja puurimiseks.



Joon. 16. Atsetüleen-hapniku leegi põleti.

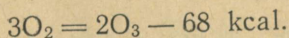
Paljudes tootmisharudes kasutatakse hapnikku keemiliste protsesside kiirendamiseks. Nii rikastatakse hapnikuga kõrgahjudesse puhutatavat õhku. Hapniku vajatakse väävel- ja lämmastikhappe tootmisel.

Segades vedelat hapnikku mitmesuguste poorsete süttivate ainetega nagu puujahu, söepulber jne., saadakse lõhkeained, mida rakendatakse lõhketöödel.

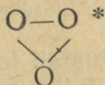
Arstiteaduses kasutatakse hapnikku hingamiseks mürgituste ja hingamishäirete puhul.

§ 20. Osoon.

Elektrilahenduste toimel muundub gaasiline hapnik osaliselt osooniks, kusjuures neeldub tunduv hulk energiat:



Hapniku molekuli ehitus on $\text{O}=\text{O}$. Osooni molekuli ehitus on:



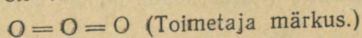
Laboratooriumis saadakse osooni erilise riista, nn. osonaatori abil. Mõningate keemiliste protsesside juures saadakse osooni lisandina koos hapnikuga. Nii tekib osoon kontsentreeritud väävelhappe toimel kaaliumpermanganaadisse.

Osooni võib saada veel mõningate süsinikuühendite, näit. tärpentini oksüdeerumisel. See ongi põhjus, miks okaspuumetsa õhk sisaldab osooni, kuna okaspuu vaigus on tärpentini.

1. Osooni omadused ja kasutamine.

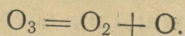
Harilikkudes tingimustes on osoon peaaegu värvu- seta, iseloomuliku lõhnaga gaas. Paksudes kihtides omab ta sinakat värvust. Osooni lahustuvus vees on palju suu-

* Tegelikult on osooni struktuurvalem järgmine:



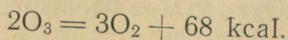
rem kui hapnikul: 100 ruumala vett lahustab harilikul temperatuuril umbes 49 ruumala osooni.

Osooni keemilised omadused on tingitud tema molekulide ebapüsivusest, mis lagunevad eriti kergesti soojendamisel:



Sel puhul üksikute aatomitena eralduvat hapnikku nimetatakse atomaarseks. Atomaarne hapnik on palju aktiivsem kui harilik molekulaarne hapnik. Sellest on tingitud osooni tugev oksüdeeriv toime. Osoon oksüdeerib kõiki metalle, isegi kulda ja plaatinat, muutes neid oksüüdideks. Osooni oksüdeerivatele omadustele on rajatud tema rakendamine õhu ja vee desinfitseerimiseks jne.

Osooni lagunemisel eraldub energia, mis neeldus tema tekkimisel hapnikust.



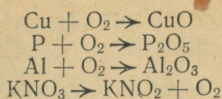
2. Allotroopia.

Element hapnik moodustab kaks lihtainet: hapniku ja osooni. Keemilise elemendi olemasolu mitme lihtaine kujul nimetatakse allotroopiaks; lihtained, mis on tekkinud ühest ja samast elemendist, nimetatakse selle elemendi allotroopseteks teisenditeks. Hapnik ja osoon on elemendi hapniku allotroopsed teisendid.

Allotroopia ei esine üksi hapnikul. Mitmed keemilised elemendid nagu väävel, fosfor, süsinik ja teised annavad allotroopseid teisendeid.

KÜSIMUSI JA ULESANDEID.

1. Kuidas saadakse hapnikku tööstuslikult?
2. Tuua hapniku saamise reaktsiooni võrrand a) Berthollet' soolast, b) elavhõbeoksiidist.
3. Mida nimetatakse katalüsaatoriks? Milles seisab katalüsaatori toime erilisus?
4. Mitu grammi hapnikku eraldub järgmiste ainete lagunemisel: a) 20 g elavhõbeoksiidi, b) neli gramm-molekuli Berthollet' soola, c) kümme gramm-molekuli vett?
5. Panna koefitsiendid ja asendada nooled võrdsusmärgiga järgmistes skeemides:



6. Mida nimetatakse: a) aine oksüdeerumiseks, b) aine redutseerumiseks, c) oksüdeerijaks, d) redutseerijaks?

7. Milliseid reaktsioone nimetatakse oksüdeerumis-redutseerumisreaktsioonideks?

8. Millist hapnikku nimetatakse atomaarseks? Mille poolest erineb atomaarne hapnik molekulaarsest?

9. Näidata, kus rakendatakse hapnikku tehnikas?

10. Millistel tingimustel tekib osoon?

11. Kujutada hapniku ja osooni struktuurvalemid.

12. Mida nimetatakse: a) allotroopiaks, b) elemendi allotroopseiks teisendeiks? Tuua näide.

§ 21. Vesinik.

Vesiniku keemiline märk on H (ladinakeelne nimetus Hydrogenium). Aatomi tuuma laeng on 1. Vesiniku aatomkaal on 1,0080.

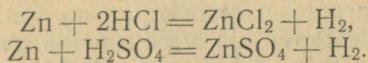
1. Vesinik looduses.

Vabas olekus leidub vesinikku looduses väga vähe. Vesinik eraldub teiste gaasidega vulkaanilistel pursetel ja nafta puuraukudest. Väga paljud keemilised ühendid sisaldavad vesinikku. Teda leidub vees, kivimites, mineraalides ja pinnases, sisaldub looduslike gaaside koostisosana, loom- ja taimorganismides.

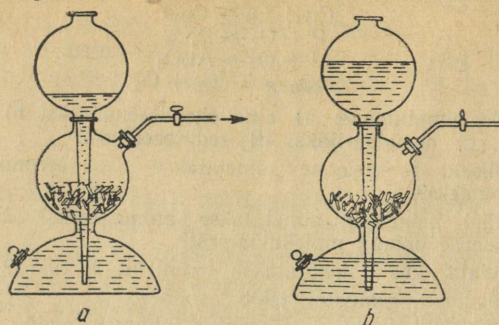
Maaailmas on vesinik levinumaid elemente. Päikese ja paljude tähtede põhiline mass koosneb peamiselt vesinikust.

2. Vesiniku saamine.

Laboratoorsel teel saadakse vesinikku tsingi (Zn) ja lahjendatud hapete nagu soolhappe (HCl) ja vävelhappe (H₂SO₄) vastastikusel toimel. Reaktsioonil eraldub vesinik, kuna tekkinud sool jääb lahusesse:



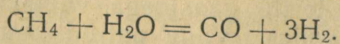
Reaktsiooni teostatakse Kipp'i aparadi abil. (joon. 17).



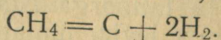
Joon. 17. Kipp'i aparaat:
 a — kraan on avatud; b — kraan on suletud.

Tehnikas saadakse vesiniku mitmel menetlusel, näit. vee elektrolüüsil. Kaasajal kasutatakse vesiniku saamise toorainena looduslikku gaasi — metaani.

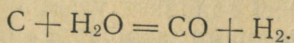
Vesiniku saadakse metaanist mitmel menetlusel. Nii võib toimida metaanisse veeaurudega kõrgel temperatuuril (kuni 1200 kraadi), kusjuures katalüsaatori juuresolek alandab tunduvalt temperatuuri (kuni 800—900°-ni). Sellel reaktsioonil saadakse süsinikoksüüdi (CO) ja vesiniku (H₂) segu:



Teiseks võib vesiniku saada metaani lagundamisel kuumutamise teel (kuni 900—1100°):

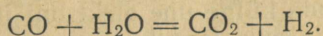


Samuti saadakse vesiniku veeaurust, lastes seda läbi hõõguvate süte või koksi kihtide. Reaktsiooni teostatakse erikonstruktsiooniga ahjudes, mida nimetatakse gaasigeneraatoriteks. Protsess kulgeb järgmise võrrandi kohaselt:



Tekkivat süsinikoksüüdi ja vesiniku segu nimetatakse tehnikas vesigaasiks ja kasutatakse edukalt gaasilise kütusena. Kui protsessi eesmärgiks on vesiniku saamine, siis juhitakse vesigaasi ja veeaurude segu üle hõõguva raudoksüüdi või mõne teise aine, mis toimib katalüsaatorina. Süsinikoksüüd reageerib veeauruga, tekitades

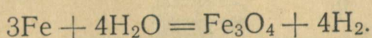
vesiniku ja süsihappegaasi. Seda reaktsiooni, mida nimetatakse süsinikoksüüdi konversiooniks, väljendab võrrand:



Konversioonil tekkinud süsihappegaas eraldatakse vesinikust vee abil 20 at rõhu juures. Et lõplikult puhastada vesinikku, lastakse ta läbi rea lahuste, mis absorbeerivad kõik lisandid.

Kirjeldatud menetlust vesiniku saamiseks rakendatakse ammoniaagi tootmisel.

Vesiniku saamisel raua-veeauru menetlusega lastakse veeauru üle kuumutatud raudlaastude, mille temperatuur peab ületama 700°.



3. Vesiniku füüsikalised omadused.

Tavalistes tingimustes on vesinik värvuseta ja lõhnata gaas, mis on õhust umbes 14,5 korda kergem. Vesinik on kergeim gaas. Vees lahustub vesinikku vähe. Vesiniku iseloomustavaks omaduseks tuleb pidada tema tunduvat lahustuvust paljudes metallides. Metallides lahustunud vesinik soodustab metalli purunemist.

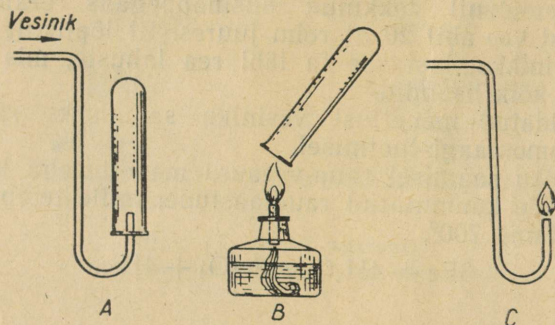
Erinevalt teistest gaasidest on vesinikul suurim soojusejuhtivus. Vesiniku soojusejuhtivus on seitse korda suurem kui õhul. Seoses sellega jahtuvad kuumendatud kehad vesiniku atmosfääris palju kiiremini kui õhus. Seda vesiniku omadust kasutatakse tehnikas ülivõimsate dünamomasinate jahutamiseks. Vesinik kuulub raskeimalt veelduvate gaaside hulka, ta veeldumistemperatuur rõhu all on -240°C .

4. Vesiniku keemilised omadused.

Harilikul temperatuuril vesinik ei reageeri peaaegu sugugi teiste ainetega, välja arvatud tema vastastikune toime fluoriga. Vesiniku molekul — H_2 koosneb kahest aatomist. Temperatuuri tõusuga nõrgeneb vesiniku aatomitevaheline side, põhjustades vesiniku muutumist aktiivseks.

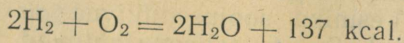
Vesiniku keemilised omadused on suurel määral tingitud vesiniku aatomi omadustest kaotada oma ainus elektron ja muunduda sel teel ühelaenguliseks positiiv-

seks iooniks. Seega on vesinikul positiivne valents, mis võrdub ühega. Kui aga vesinik reageerib metallidega, siis tõmbab ta enda külge ühe elektroni ja muundub ühevalentseks negatiivseks iooniks.



Joon. 18. Vesiniku puhtuse proovimine:
 A — vesiniku kogumine katseklaasi; B — vesiniku süütamine katseklaasis: kui pauku peaaegu ei teki, on vesinik puhas;
 C — torust väljuva puhta vesiniku põlemine.

Põledes õhus ja hapnikus tekitab vesinik vee. Seda reaktsiooni väljendab järgmine termokeemiline võrrand:



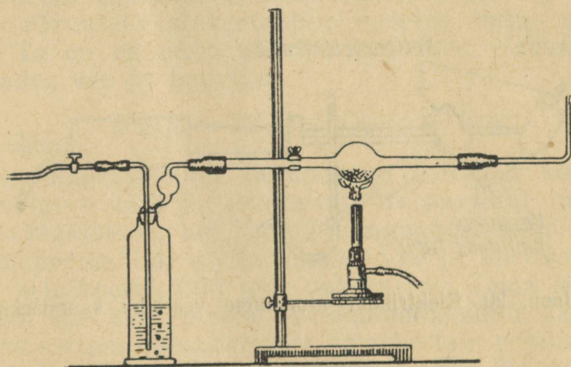
Vee tekkimist vesiniku põlemisel võib kergesti märkata, kui paigutame külma eseme, näiteks klaasleetri vesiniku leegi kohale. Lehter kattub peenikeste veepiiskadega.

Õhus põlemisel on vesiniku leegi temperatuur umbes 1000°C . Vesiniku põletamisel puhtas hapnikus võib saavutada leegi temperatuuri 2000°C .

Kuna vesiniku ja õhu segu plahvatab süütamisel, siis võib süüdata ainult täiesti puhast vesinikku. Eriti tugev plahvatus tekib segu süütamisel, mis koosneb kahest ruumalast vesinikust ja ühest ruumalast hapnikust. Säärast segu nimetatakse paukgaasiks. Paukgaasi plahvatamise läbiviimiseks täidame seguga paksude seintega silindri ja süütame segu. Katse ohtlikkust arvestades tuleb tema teostamisel tarvitusele võtta vastavad ettevaatusabinõud.

Aparaadist väljuva vesiniku puhtuse kontrollimiseks

juhatakse veega täidetud ja vette kummuli keeratud katseklaasi aparaadi toru kaudu vesinikku ja süüdatakse. Puhas vesinik süttib väikese plaksuga. Vesiniku ja õhu segu süütamisel plahvatab. Selline vesiniku puhtuse kontrollimine katseklaasis on ohutu. Keelatud on lähendada leeki suure vesinikku sisaldava klaasnõu kitsale avale, vastasel korral võib nõu plahvatusel puruneda.



Joon. 19. Vaskoksüüdi redutseerimine vesiniku abil.

Vesinik võib liita endaga hapnikku liitainetest. Lastes reaktsioonil eralduvat vesinikku üle kuumutatud vaskoksüüdi, kaotab vaskoksüüd hapniku. Vesinik moodustab hapnikuga ühinedes vee:



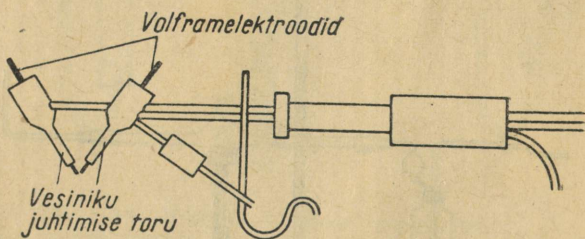
Vesinik on esitatud reaktsioonis redutseerija. Vaskoksüüd on oksüdeerija, ta oksüdeerib vesiniku veeks (joon. 19).

5. Vesiniku kasutamine.

Vesinikku rakendatakse tehnikas väga laialdaselt. Keemiatööstuses tarvitatakse teda sünteetilise ammoniagi tootmiseks, millest edasisel töötlemisel saadakse lämmastikhapet ja lämmastikväetisi. Vesinikku kasutatakse madalate temperatuuride saamiseks, rasvainete tööstuses hüdrogeniseeritakse vesiniku abil vedelad ras-

vad (õlid) tahketeks rasvadeks; vesinikku kasutatakse vedelate kütteenete saamiseks tahketest ainetest, näiteks kivisöest sünteetilise bensiini saamiseks.

Samuti kasutatakse vesinikku mõningate haruldaste metallide redutseerimiseks nende oksüüdidest. Oma kerguse tõttu täidetakse vesinikuga stratostaate, mille abil õpetlased uurivad atmosfääri kõrgemaid kihte. Meteoroloogiliste uurimiste puhul täidetakse vesinikuga pallsonde.



Joon. 20. Elektrihaar atomaarse vesiniku saamiseks.

Vaatleme kõrge temperatuuriga vesiniku leegi kasutamist. Seda leeki saadakse eripõleti abil (joon. 20). Põleti koosneb kahest volframvardast, mille otste vahel elektrivoolu läbimisel tekib elektrihaar, viimasest lastakse läbi vardaid ümbritsevate torude kaudu vesiniku juga. Vesiniku molekulid lagunevad siin osaliselt aatomiteks, viimased ühinevad aga uuesti metalleseme pinnal. Molekulide H_2 tekkimisel eraldub suurel hulgal soojust, mille tagajärjel metalli temperatuur võib tõusta 3500° -ni.

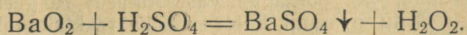
Sellistes tingimustes toimub kuumendatud metalli üksikute tükide keevitus. Kirjelatud leeki nimetatakse «atomaarse vesiniku leegiks»; tuleb alati vahet teha harilikus õhus või hapnikus põleva vesiniku ja atomaarse vesiniku leegi vahel.

Praegusel ajal teostatakse uurimusi vesiniku kasutamiseks sisepõlemismootorites.

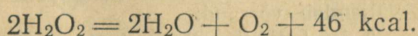
6. Vesinikperoksüüd (vesinikülihapend).

Peale vee — H_2O tekitab vesinik hapnikuga veel ühe ühendi — vesinikperoksüüdi — H_2O_2 , mille struktuur-

valem on $H - O - O - H$. Laboratooriumis võib vesinikperoksüüdi saada lahjendatud väävelhappe ja baariumperoksüüdi vastastikusel reageerimisel.



Sadestunud baariumsulfaadist eraldatakse vesinikperoksüüd filtreerimise teel. Kaasajal saadakse vesinikperoksüüdi elektrokeemiliselt. Puhastatud H_2O_2 on peaaegu värvusetu siirupitaoline vedelik, mille erikaal on 1,46. Ta on ebapüsiv ja võib laguneda plahvatamisega, tekitades vee ja hapniku.



Vesinikperoksüüdi lagunemine kiireneb soojendamisel, valguse käes ja katalüsaatorite osavõtul, näiteks kiireneb reaktsioon, kui lisame mangaandioksüüdi — MnO_2 , vesinikperoksüüdi vesilahusesse. Vee ja piiritusega seguneb vesinikperoksüüd igas vahekorras. Tema lahjal vesilahusel on kibe maitse. Vesinikperoksüüdi kange vesilahuse sattumine nahale või limaskestale põhjustab sügelemist ja tekitab nahale valgeid plekke. Väga kontsentreeritud vesinikperoksüüdilahused põhjustavad kergesti süttivate ainete nagu paberi, õlgede jne. põlema süttimist.

Müügil on 30%-line ja 3%-line vesinikperoksüüdi lahus. Esimest nimetatakse «perhüdrooliks».

Kõige iseloomustavam vesinikperoksüüdi — H_2O_2 keemiline omadus on tema tugev oksüdeerimisvõime, millele on rajatud vesinikperoksüüdi praktiline kasutamine. Arstiteaduses tarvitatakse teda haavade desinfitseerimiseks ja verejooksu takistava vahendina. Tehnikas pleegitatakse temaga riidet, elevantilud, sarve, karusnahku, udusulgi jne. Kontsentreeritud H_2O_2 segu koos kergesti süttivate ainetega kasutatakse lõhkeainena.

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Näidata vesiniku saamise menetlused.
2. Jutustada vesiniku a) füüsikalistest, b) keemilistest omadustest.
3. Tuua oksüdeerimis-redutseerimis reaktsiooni näide, millest võtab osa vesinik.

4. Kus kasutatakse vesinikku tehnikas?
5. Tsingi ja väävelhappe vastastikusel reageerimisel eraldus 20 g vesinikku. Kui palju kulus selleks reaktsiooniks tsinki?
6. Magneesiumi ja soolhappe vastastikusel reageerimisel tekkis 16 g vesinikku. Mitu grammi kulus selleks reaktsiooniks soolhapet?
7. Kinnises ruumis plahvatas segu, mis koosnes 10 g vesinikust ja 32 g hapnikust. Millist antud gaasidest oli võetud liigselt?
8. Arvutada vesiniku protsentuaalne hulk a) vees, b) vesinikperoksüüdis, c) väävelhappes, d) naatriumhüdroksüüdis.
9. Milline siinnimetatud ainetest sisaldab kõige rohkem vesinikku kaalu järgi: väävelvesinik — H_2S , metaan — CH_4 või ammoniaak — NH_3 ?
10. Ulekuumendatud veeauru toimel hõõguvale rauale toimub reaktsioon, mida väljendab võrrand:

$$3 Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 4H_2.$$
Arvutada, kui palju läheb tarvis vett 8 gramm-molekuli vesiniku saamiseks.
11. Vee elektrolüüsi tulemusena saadi 48 g hapnikku. Mitu grammi vesinikku eraldus sellel reaktsioonil?

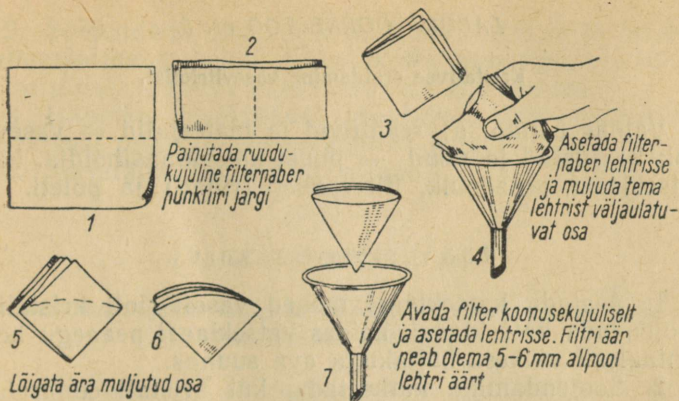
LABORATOORNE TÖÖ nr. 4.

Vee puhastamine filtreerimisel.

Valmis panna: a) reaktiivid ja materjalid — vesi, millesse on lisatud liiva ja söepulbrit, b) riistad ja nõud — statiiv rõngaga, klaaslehter, paberist filter või filterpaber, klaaspulk, puhas keeduklaas.

Töö teostamise kord.

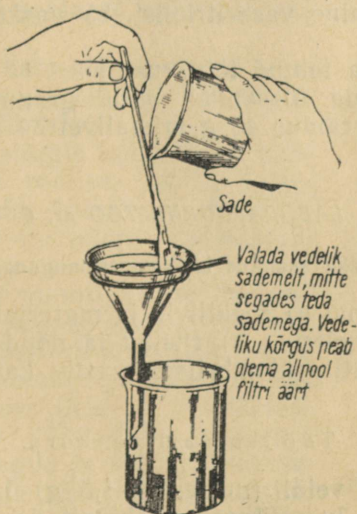
1. Lõigata filterpaberist ruut ja valmistada sellest paberfilter, nagu seda näitab joon. 21.
2. Asetada paberfilter klaaslehtrisse. Paberfiltri ääred peavad olema umbes 1 cm võrra lehtri äärest madalamal.
3. Paberfilter niisutada ja ilma klaaslehtrist välja võtmata suruda ta sõrmega lehtri seinte vastu.
4. Panna lehtri alla keeduklaas nagu joon. 22.
5. Loksutada liivasogast vett ja valada ta klaaspulka mööda filtrisse nii, et veenivoo kõrgus ei ulatuks filterpaberi ääreni. Kui vesi on filtrist läbi voolanud, valada sinna uuesti sogast vett ja korrata seda 3—4 korda (iga kord tuleb sogast vett enne loksutada).



Joon. 21. Filtri valmistamine.

6. • Milline on vesi keeduklaasis? Mis jäi filtrile?
 Teha järeldus teostatud tööst. Kirjutada lühike töö-
 aruanne.

Märkus: Filtrist läbiläinud vett nimetatakse filtraadiks. Ainet, mis jäi filtrile, nimetatakse sademeks.



Joon. 22. Filtreerimine.

Kristallvee eraldamine vasevitriolist.

Valmis panna: a) reaktiivid ja materjalid — vasevitriol; b) riistad ja nõud — puust katseklaasihoidja, kaks katseklaasi, klaaspulk, filterpaber (ribad) ja põleti.

Töö teostamise kord.

1. Asetada katseklaasi mõned vasevitrioli kristallid. Soojendada katseklaasi, hoides katseklaasi peaaegu horisontaalselt väikese kallakuga ava suunas.

2. Soojendamine katkestada, kui kristallvee eraldumine on lõppenud ja kogu võetud vasevitriol on muutunud valgeks pulbriks.

3. Valada ettevaatlikult tekkinud vesi katseklaasist välja ja eemaldada tema jäljed filterpaberi abil (viimast katseklaasipistes). Selle juures hoida katseklaas kallakuti tema ava suunas.

4. Kui katseklaas ühes pulbriga on jahtunud, tilgutada pulbrile klaaspulga abil mõni tilk vett. Mis toimub katseklaasis?

5. Kirjutada mõlemad protsessid võrrandite abil: a) vee eraldumine vasevitriolist, b) vasksulfaadi hüdratatsioon.

6. Kirjutada tehtud töö aruanne.

7. Lahendada ülesanne: mitu grammi vasevitrioli kuivatati, kui eraldus 45 g kristallvett?

Hapniku saamine kaaliumpermanganaadist.

Valmis panna: a) reaktiivid ja materjalid — kaaliumpermanganaat, püürud; b) riistad ja nõud — katseklaasi hoidja (või statiiv klambritega), kuiv katseklaas, põleti ja tuletikud.

Töö teostamise kord.

1. Puistata veidi (umbes 1—1,5 g) kaaliumpermanganaati kuiva katseklaasi ja kinnitada viimane hoidjasse või statiivi klambri vahele.

2. Soojendada ainet katseklaasis. Algul võib kuulda kaaliumpermanganaadi kristallikeste purunemisest tekki-
vat priginat, seejärel algab hapniku eraldumine.

3. Hapniku sisalduvust eralduvas gaasis tõestada katseklaasi pistetud hõõguva pirru abil.

4. Kirjutada tehtud töö aruanne.

LABORATOORNE TÖÖ nr. 7.

Vesiniku saamine tsingi ja väävelhappe vastastikusel toimel.
Tsingivitrioli tekkimine.

Valmis panna: a) reaktiivid ja materjalid — tsink teradena, lahjendatud väävelhape (1:5 — ühe osa väävelhappe kohta viis osa vett); b) riistad ja nõud — seadeldis vesiniku saamiseks, metallstatiiv klambritega ja rõngaga, kaks kuiva katseklaasi, põleti, kuiv lehter, portselankausike või tiigel, filterpaber ja klaaspulk.

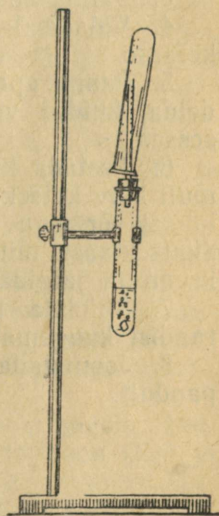
Töö teostamise kord.

1. Kontrollida, kas vesiniku saamiseks võetud katseklaasi saab sulgeda hermeetiliselt.

2. Asetada katseklaasi mõned tsingiterakesed ja kinnitada katseklaas klambrisse vertikaalselt.

3. Valada tsingile lahjendatud väävelhapet (mitte rohkem kui $\frac{1}{3}$ katseklaasi). Sulgeda katseklaas korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru. Katseklaasi mitte soojendada.

4. Ühe-kahe minuti pärast kontrollida, kas kogu hapnik on katseklaasist välja tõrjutud. Selleks tuleb panna kuiv katseklaas kummuli gaasijuhtetorule. Mõne aja pärast, ilma et katseklaasi ümber pöörata, lähendada ta eemal seisva põleti leegile ja süüdata vesinik. Kui nüüd vesinik süttib põlema helita, siis tõendab see asjaolu, et vesinik on puhas ja ei sisalda lisandina õhku. Vas-



Joon. 23. Vesiniku saamine.

tasel korral tekib väike plahvatus. Proovi tuleb korrata seni, kuni katseklaasi kogunev vesinik õhku enam ei sisalda.

5. Olles veendunud väljuva vesiniku puhtuses, süüdata ta gaasijuhtetoru otsa juures. Mõnikord me ei märkagi põleva vesiniku leeki; et põlemist näha, selleks pistame leeki tükike paberit või pirru.

6. Hoida leegi kohal kummuli kuiv klaaslehter (või keeduklaas). Mis toimub lehteris? Millist ainet saadakse vesiniku põlemisel?

7. Kirjutada tehtud töö lühike aruanne.

8. Vastata küsimustele:

- a) millisesse reaktsioonide tüüpi kuulub vesiniku saamine hapetest?
- b) miks tuleb katseklaasi, milles on vesinik, hoida kummuli?

LABORATOORNE TÖÖ nr. 8.

Tutvumine Kipp'i aparadi ehituse ja tööga.

1. Tutvuda Kipp'i aparadi ehitusega lahtivõetult.
2. Panna aparaat kokku.
3. Panna aparadi tsinki. Sulgeda kraan.
4. Valada lahjendatud väävelhapet (1:5) ülemisse kerasse.
5. Panna aparaat tööle, milleks avada kraan ja vaadelda, kuidas vedelik tõuseb alumisest kerast keskmisesse.
6. Asetada kraanist tuleva gaasijuhtetoru otsa kummuli kuiv katseklaas ja umbes 2—3 minuti pärast katseklaasi sõrmega sulgedes võtta ta gaasijuhtetoru otsast (katseklaasi mitte ümber pöörata). Sulgeda aparadi kraan ja jälgida happe alanemist.
7. Süüdata põlema katseklaasis olev vesinik aparadist kaugemal.
8. Joonistada Kipp'i aparaat lahtivõetult ja kokkupandult.

ANORGAANILISTE ÜHENDITE TÄHTSAMAD KLASSID.

§ 22. Elemendid ja anorgaaniliste ühendite tähtsamad klassid.

Keemilised elemendid jagunevad, välja arvatud inertsed gaasid, metallideks ja mittemetallideks (metalloidideks). Nende kahe rühma vahel puudub järsk vahe. Mõned metallid esinevad ühtedes tingimustes kui metallid, teistes aga kui mittemetallid. Harilikult loetakse metallideks neid elemente, mis kaotavad keemiliste reaktsioonide puhul elektrone. Mittemetalle iseloomustab keemiliste reaktsioonide puhul elektronide külgetõmbamine.

Metallid omavad vabas olekus «metallilist» läiget, nad on sepistatavad, venitatavad (sitked) ja omavad head soojuse- ja elektrijuhtivust. Kõik metallid peale elavhõbeda on harilikkudes tingimustes tahked ained. Metallide hulka kuuluvad igapäevases elus hästi tuntud raud, vask, alumiinium, tsink, tina, plii, hõbe, kuld ja teised.

Metalloidide füüsikalised omadused on väga mitmesugused. Vabas olekus on nad enamikus tahked ained (väävel, fosfor, süsinik ja teised), vedel metalloid on broom. Gaasilised metalloidid on harilikkudes tingimustes: hapnik, vesinik, lämmastik, kloor ja teised. Tahked metalloidid on haprad, juhivad halvasti soojust ja elektrit (välja arvatud mõned erandid).

Elementide erirühma moodustavad inertgaasid: heelium (He), argoon (Ar), krüpton (Kr), ksenoon (Xe) ja radoon (Rn). Need elemendid peaaegu ei reageeri keemiliselt, millisest omadusest on tingitud ka nende nimi.

Anorgaaniliste ühendite tähtsamaid klasse on oksüdid, alused, happed ja soolad.

§ 23. Oksüüdid.

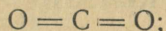
1. Liitaineid, mis koosnevad kahest elemendist, millest üks on hapnik, nimetatakse oksüüdideks (hapenditeks).

(Oksüüdide näiteid:

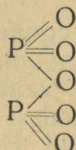
H_2O — vesi on vesinikoksüüd, tema struktuurvalem on



CO_2 — süsihappegaas on süsinikdioksüüd, tema struktuurvalem on

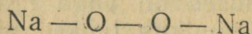


P_2O_5 — fosforhappe anhüdriid on fosforpentoksüüd, tema struktuurvalem on



Oksüüdide molekulides on hapniku aatomid seotud oma valentssidemetega mitte omavahel, vaid ainult teiste elementide aatomitega. Sel põhjusel erinevad oksüüdid peroksüüdidest — vesinikperoksüüdi sooladest: naatriumperoksüüd — Na_2O_2 , baariumperoksüüd — BaO_2 ja teistest. Peroksüüdide molekulides on hapniku aatomid seotud vahetult omavahel.

Selline molekulide ehitus peegeldub peroksüüdide struktuurvalemis:



naatriumperoksüüd



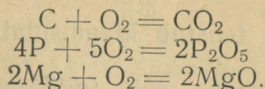
baariumperoksüüd

2. Oksüüdid tekivad järgmiste reaktsioonide kohaselt:

1. Elemendi otsene ühinemine hapnikuga.

Lihtainete põlemisel õhus või hapnikus või ka nende pikaldasel oksüdeerumisel ilma põlemise tunnusteta tekivad oksüüdid. Nii tekivad süsiniku, fosfori ja magneesiumi põlemisel hapnikus (või õhus) vastavad oksüüdid:

süsihappegaas — CO_2 , fosforhappe anhüüriid — P_2O_5 , magneesiumoksüüd — MgO . Reaktsioonid kulgevad allpool toodud võrrandite kohaselt.



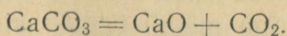
2. Liitaine põlemine.

Liitaine põlemisel saadakse harilikult nende elementide oksüüde, millest koosneb liitaine. Näiteks tekivad metaani (CH_4) põlemisel süsiniku ja vesiniku oksüüdid:

$$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}.$$

3. Mõningate liitainete lagunemine.

Lubjakivi kuumutamisel tekivad kaks oksüüdi: lubi CaO ja süsihappegaas CO_2 .



Harilikkudes tingimustes on enamik oksüüde tahked ained, vähesed vedelad ja mõned — gaasilised ained.

Looduses esineb mitmeid inimese elus suurt tähtsust omavaid oksüüde. Selliste oksüüdide hulka kuuluvad: vesi — H_2O , süsihappegaas — CO_2 , liiv — SiO_2 , pruun rauamaak — Fe_2O_3 , tinakivi — SnO_2 , pürolusiit — MnO_2 , punane vasemaak — Cu_2O ja teised.

3. Peaaegu kõik oksüüdid ühinevad veega ja annavad oksüüdide hüdraate ehk hüdroksüüde. Mõned hüdroksüüdid tekivad oksüüdide otsesel ühinemisel veega. Teisi saadakse keerulisemate keemiliste reaktsioonide tulemusena. Peaaegu kõik hüdroksüüdid võivad laguneda oksüüdiks ja veeks. Enamasti toimuvad need lagunemisreaktsioonid soojendamisel.

§ 24. Oksüüdide klassifikatsioon.

Oksüüdid ehk hapendid jagunevad kahte rühma: soolatekitajateks ja mittesoolatekitajateks ehk indifereentseteks (ükskõikseteks) oksüüdideks.

Soolatekitajaks nimetatakse sellist oksüüdi, millest

teatud keemiliste reaktsioonide tulemusena saadakse sooli. Näiteks tekib kahe oksüüdi — kaltsiumoksüüdi (CaO) ja ränioksüüdi (SiO_2) — segu sulamisel kaltsiumsilikaat (CaSiO_3).

See reaktsioon teostub klaasisulatamise ahjus klaasi tootmisel.

Mittesoolatekitajaks ehk indiferentseks nimetatakse sellist oksüüdi, mis sooli ei anna. Näiteks võib tuua lämmastikoksüüdi — NO . Mittesoolatekitajaid oksüüde on vähe.

Soolatekitajad oksüüdid on kahesugused: aluselised ja happelised oksüüdid.

1. Aluselised oksüüdid.

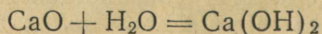
Aluseliseks oksüüdiks nimetatakse sellist oksüüdi, mille hüdraat on alus. Näiteks on vaskoksüüd (CuO) aluseline oksüüd, talle vastav hüdraat $\text{Cu}(\text{OH})_2$ on alus. Aluselisi oksüüde saadakse ainult metallidest.

Püsiva valentsiga metall tekitab ainult ühe oksüüdi: K_2O on kaaliumoksüüd, Al_2O_3 — alumiiniumoksüüd, Na_2O — naatriumoksüüd.

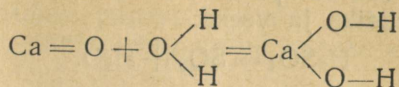
Kui metall tekitab kaks aluselist oksüüdi, milles ta on ühes madalama, teises kõrgema valentsiga, siis märgitakse metalli nimetuse järele rooma numbriga (sulgudes) tema valents selles oksüüdis. Näiteks: Cu_2O — vask(I)oksüüd (ka vaseshapend, vaskalahapend), CuO on vask(II)oksüüd (vaskhapend). FeO on raud(II)oksüüd (ka rauashapend, raudalahapend), Fe_2O_3 — raud(III)oksüüd (raudhapend).

Kõigi hapniku aatomite valents-ühikute summa oksüüdide molekulides võrdub alati selle elemendi valentsi-ühikute summaga, mis hapnikuga on seotud. Raud(III) oksüüdi — Fe_2O_3 molékulis võrdub see summa kuuega.

Veega ühineb vahetult vaid väike osa aluselisi oksüüde. Selle juures tekivad leelised, s. t. vees lahustuvad alused. Sääraste oksüüdide hulka kuuluvad: kaaliumoksüüd — K_2O , naatriumoksüüd — Na_2O , kaltsiumoksüüd — CaO . Näiteks kaltsiumoksüüdi — CaO ühine misel veega tekib leelis $\text{Ca}(\text{OH})_2$:



ehk



Leelise tekkimist kaltsiumoksüüdi ja vee vastastikusel toimel näitab järgmine katse: kaltsiumoksüüdi tükki-dele valame veidi vett. Imades endasse vett lagunevad tükid pulbriks. Pärast seda loksutame saadud segu sega-mini ja proovime lahust lakmusega. Viimane läheb sini-seks, mis näitab, et lahus on leelisene.

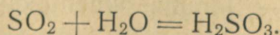
Aluselised oksüüdid reageerivad hapetega ja anna-vad soola ning vee. Näiteks vask(II)oksüüdi ja väävel-happe vastastikusel toimel saadakse vasksulfaat — CuSO_4 ja vesi — H_2O .



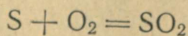
Aluselised oksüüdid alustega ei reageeri.

2. Happelised oksüüdid.

Happeliseks oksüüdiks nimetatakse sellist oksüüdi, mille hüdraat on hape. Näiteks väävlisgaas (vääveldiok-süüd) — SO_2 on happeline oksüüd, kuna ta veega rea-geerides tekitab väävlishappe:



Happe tekkimist SO_2 lahustumisel vees näitab järg-mine katse: anumasse, mis sisaldab hapnikku, põletatakse väävlit. Seejuures tekib väävlisgaas (vääveldioksüüd):

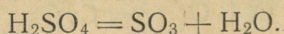


Pärast seda valatakse anumasse vähe vett, loksuta-takse hästi segamini ja proovitakse saadud lahust sini-se lakmusega. Viimane läheb punaseks, mis tõendab, et lahus sisaldab hapet.

Enamik happelistest oksüüdidest ühineb veega vahe-tult, tekitades happeid. Üksikud happelised oksüüdid ei reageeri veega, näiteks ränioksüüd — SiO_2 .

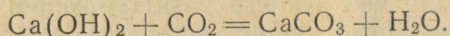
Happelisi oksüüde võib saada hapetest, kui viimastest eemaldada vesi. Sellepärast nimetatakse happelisi ok-süüde hapete anhüdriidideks (s. t. veeta hapeteks). Näi-

teks laguneb väävelhappe kuumutamisel osaliselt väävelhappe anhüdriidiks ja veeks:



Happelise oksüüdi nimetus tuletatakse vastava happe nimetusest. Väävelhappele — H_2SO_4 vastab väävelhappe anhüdriid — SO_3 . Süsihappele — H_2CO_3 vastab süsihappe anhüdriid — CO_2 (süsihappegaas).

Happeliste oksüüdide ja aluste vastastikusel toimel tekivad soolad. Kui näiteks laseme süsihappegaasi — CO_2 läbi lubjavee — $\text{Ca}(\text{OH})_2$, siis tekib valge, vees lahustamatu kaltsiumkarbonaadi — CaCO_3 sade:



Happelised oksüüdid hapetega ei reageeri.

Peale ülalmainitud oksüüdide nimetuste tarvitatakse ka elemendi madalama valentsiga oksüüdi nimetusena lihtsalt oksüüd, kõrgema valentsiga — dioksüüd (kahe-lishapend), näiteks: CO — süsinikoksüüd, CO_2 — süsinikdioksüüd.

Palju harvemini kasutatakse järgmisi nimetusi: trioksüüd (kolmelishapend), tetraoksüüd (neljalishapend), pentoksüüd (viielishapend) vaid nende oksüüdide kohta, mille elemendid omavad kõrgemat valentsi. Näitena võib tuua järgmiste oksüüdide nimetusi: SO_3 — vääveltrioksüüd, N_2O_5 — lämmastikpentoksüüd.

§ 25. Indikaatorid.

Sõna «indikaator» on tuletatud ladina keelest ja tähendab eesti keeles «näitajat». Keemias nimetatakse indikaatoriks ainet, mis sõltuvalt lahuse happelisest või aluselisest keskkonnast omandab erisuguse värvuse. Neutraalses keskkonnas jääb indikaatori värvus muutumatuks. Indikaatoreid kasutatakse lahuse reaktsiooni määramiseks. Tähtsamad indikaatorid on lakmus, fenoolftaleiin ja metüüloranž.

Lakmus on taimse päritoluga. Et kasutada lakmust indikaatorina, selleks lahustatakse teda vees. Ta omab violetset värvust. Sageli nimetatakse seda lahust ka neutraalseks. Kui lisada lakmuse neutraallahusesse mõni tilk hapet, siis muutub tema värvus punaseks. Saadud

lahust kutsutakse «punaseks lakmuseks». Lisades neutraallahusesse mõni tilk leelist, saame «sinise lakmuse». Sageli kasutatakse punast ja sinist lakmuspaberit. See on filterpaber, mis on immutatud punase või sinise lakmusega.

Fenoolftaleiin on peenkristalne valge pulber, mis on keerulise koostisega orgaaniline ühend. Indikaatoriks kasutatakse tema ühe- või kaheprotsendilist lahust piirituses. Happelises ja neutraalses keskkonnas on ta värvuseeta, aluselises keskkonnas aga violett-punane.

Metüüloranž on peenkristalne oranž aine, mis kuulub samuti keerulise koostisega orgaaniliste ühendite hulka. Indikaatoriteks kasutatakse tema 0,1%-list vesilahust, mis omab oranži värvust; happelises keskkonnas muutub ta roosaks, aluselises aga kollaseks.

Indikaatorite värvuse muutmist põhjustab asjaolu, et hape või alus reageerivad indikaatoritega, tekitades iseloomustava värvusega ühendeid.

§ 26. Alused (metallide oksüüdide hüdraadid ehk metallide hüdroksüüdid).*

1. Aluste koostis ja nende nimetused.

Aluseks nimetatakse liitainet, mille molekul koosneb metalli aatomist ja ühest või mitmest hüdroksüülrühmast.

Hüdroksüülrühmaks, hüdroksüüliks ehk vesijäägiks nimetatakse ühevalentset OH aatomite rühma, mis leidub vee, aluse või mõne teise aine koostises.

Aluste hulka kuuluvad: naatriumhüdroksüüd (sööbenaatrium) — NaOH, kaaliumhüdroksüüd (sööbekaalium) — KOH, kaltsiumhüdroksüüd (kustutatud lubi) — Ca(OH)₂, alumiiniumhüdroksüüd — Al(OH)₃ ja teised.

Aluse molekulis leiduvate hüdroksüülrühmade arv võrdub alust moodustava metalli valentsiga.

Aluse nimetus tuletatakse talle vastava oksüüdi nimetusest. Näiteks: Cu₂O on vask(I)oksüüd, CuOH — vask(I)hüdroksüüd; CuO on vask(II)oksüüd, Cu(OH)₂ — vask(II)hüdroksüüd.

Metalli valents nii oksüüdis kui ka sellele vastavas aluses on ühesugune.

* Hüdroksüüd tähendab vesioksüüdi ehk vesihapendit.

Alused.

Aluse valem	Aluse nimetus	Aluse struktuurivalem	Alusele vastav oksüüd
NaOH	Naatriumhüdrosüüd (sööbenaatrium)	Na—O—H	Na ₂ O oksüüd
KOH	Kaaliumhüdrosüüd (sööbekaalium)	K—O—H	naatrium- K ₂ O oksüüd
Ca(OH) ₂	Kaltsiumhüdrosüüd (kustutatud lubi)	Ca $\begin{cases} \text{O—H} \\ \text{O—H} \end{cases}$	CaO oksüüd
Al(OH) ₃	Alumiiniumhüdrosüüd	Al $\begin{cases} \text{O—H} \\ \text{O—H} \\ \text{O—H} \end{cases}$	Al ₂ O ₃ alumiinium- oksüüd

2. Aluste klassifikatsioon.

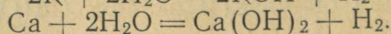
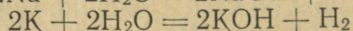
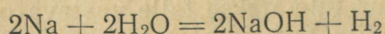
Alused, olenevalt nende lahustuvusest vees, jagunevad kahte rühma. Ühe, väikesearvulise rühma moodustavad vees lahustuvad alused, mida nimetatakse leelisteks. Teise, arvrikkama rühma moodustavad vees lahustumatud alused.

Leeliste hulka kuuluvad: NaOH — naatriumhüdrosüüd (sööbenaatrium), KOH — kaaliumhüdrosüüd (sööbekaalium), Ca(OH)₂ — kaltsiumhüdrosüüd (kustutatud lubi), Ba(OH)₂ — baariumhüdrosüüd. Leelistest kõige paremini lahustuvad vees naatriumhüdrosüüd ja kaaliumhüdrosüüd.

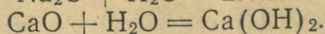
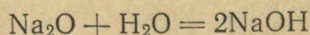
3. Leeliste saamine.

Leelisi saadakse:

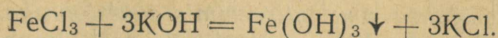
1. Mõningate metallide toimel veesse:



2. Mõningate aluseliste oksüüdide toimel veesse:



3. Leeliselahuste toimel vastava metalli soolade lahustesse:



Esimese ja teise menetluse teel saadakse ainult leelisi. Vees lahustumatuid aluseid saadakse kolmanda menetluse teel.

4. Leelised.

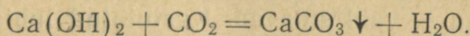
Leelised on valged tahked ained, mis lahustuvad vees. Hästi lahustuvate leeliste hulka kuuluvad kaaliumhüdrosüüd — KOH , naatriumhüdrosüüd — NaOH ja mõned teised. Halvemini lahustuvad vees kaltsiumhüdrosüüd — $\text{Ca}(\text{OH})_2$, baariumhüdrosüüd — $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ja teised.

Leelisi iseloomustavad mõned üldised omadused, mis kõige selgemini ilmnevad kaaliumhüdrosüüdil ja naatriumhüdrosüüdil. Kõik leeliste vesilahused muudavad indikaatorite värvust ühesuguselt: lakmuse siniseks, fenoolftaleiini violett-punaseks ja metüüloranži kollaseks.

Leeliste kontsentreeritud lahused toimivad lagundavalt loomsetesse ja taimsetesse kudedesse, söövitavad paljusid aineid, nagu nahka, paberit, villa, siidi jt., sellest tingituna lisatigi nende hariliku nimetuse ette sõna «sööbe». Leeliste lahused söövitavad naha välispinda ja tunduvad seepärast käega katsudes libedatena.

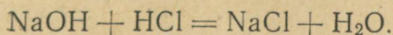
Sööbivate leeliste lahustega, samuti tahkete leelistega tuleb töötada väga ettevaatlikult. Sattub mõni leelise osake või lahuse tilk kätele, näole, riidele, jalatsitele jne., siis tuleb see koht veega pesta. Eriti tuleb hoiduda, et leelist ei satuks silma.

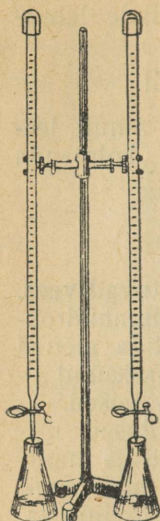
Leelised reageerivad happeliste oksüüdidega, moodustades soola ja vee, näiteks:



See reaktsioon toimub süsihappegaasi läbimisel lubjaveest (kustutatud lubja lahusest). Nagu teada, võib sel puhul märgata lubjavee muutumist sogaseks, kuna tekki sool kaltsiumkarbonaat — CaCO_3 vees ei lahustu.

Alused reageerivad hapetega, tekitades soola ja vee. Naatriumhüdrosüüdi ja soolhappe vastastikusel toimel tekivad naatriumkloriid ja vesi:





Joon. 24. Bü-
retid.

Aluse ja happe vastastikust toimet, mille tulemusena moodustub sool ja vesi, nimetatakse neutraliseerimisreaktsiooniks.

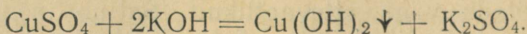
Leelise neutraliseerimist happega võib demonstreerida järgmiselt: keeduklaasi valatakse vähe lahjendatud leelise lahust ja lisatakse sinna paar tilka lakmust. Vedelik värvub klaasis siniseks. Siis valatakse tilkhaaval büretist (vaata joon. 24) happe lahust ning jälgitakse, kuidas muutub vedeliku värvus keeduklaasis. Kui kogu leelis on reageerinud happega, muutub lahuse sinine värvus violetseks.

Happe neutraliseerimisel valatakse leelise lahust vähehaaval happesse.

Neutraliseerimisreaktsiooni rakendatakse laialdaselt keemia laboratooriumi praktikas. Ka kasutatakse teda tootmisprotsessides ning tooraine ja valmissaaduste kontrollimiseks.

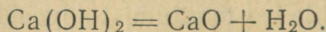
Leelised reageerivad mõningate sooladega, tekitades uue aluse ja uue soola.

Näiteks, kaaliumhüdroksüüdi — KOH lahuse toimel vasksulfaadi — CuSO_4 lahusesse sadestub vask(II) hüdroksüüd — $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ja lahusesse jääb kaaliumsulfaat — K_2SO_4 :



Nagu varemalt mainiti, saadakse sääraste reaktsioonide teel lahustumatuid aluseid.

Leelised ei lagune isegi kõrgel temperatuuril. Sel puhul naatriumhüdroksüüd — NaOH ja kaaliumhüdroksüüd — KOH ei lagune, vaid sulavad. Kustutatud lubja — kaltsiumhüdroksüüdi — $\text{Ca}(\text{OH})_2$ kuumutamisel tekib kaltsiumoksüüd — CaO ja vesi



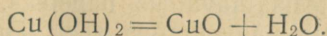
Sel põhjusel nimetatakse kaltsiumoksüüdi ka kustutamata ehk põletatud lubjaks.

5. Lahustumatud alused.

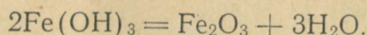
Vees lahustumatud alused on tahked ained, mõned neist on värvilised, nõnda on raud(III)hüdrosüüd — $\text{Fe}(\text{OH})_3$ punakaspruuni, vask(II)hüdrosüüd — $\text{Cu}(\text{OH})_2$ sinise, nikkel(II)hüdrosüüd — $\text{Ni}(\text{OH})_2$ helerohelise värvusega jne.

Kõigil vees lahustumatuil alustel on järgmised ühised omadused:

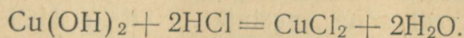
Vees lahustumatud alused lagunevad suuremal või vähemal kuumutamisel vastavaks aluseliseks oksüüdiks ja veeks. Näiteks tekitab vask(II)hüdrosüüd vask(II)oksüüdi — CuO isegi nõrgal soojendamisel:



Raud(III)hüdrosüüd laguneb ainult kuumutamisel raud(III)oksüüdiks — Fe_2O_3 ja veeks



Vees lahustumatud alused reageerivad hapetega, tekitades soola ja vee. Nii saadakse vask(II)oksüüdi ja soolhappe vastastikusel toimel vask(II)kloriid — CuCl_2 ja vesi:



Niisiis kõigil, nii lahustuvatel kui ka lahustumatutel alustel on üldine omadus reageerida hapetega, tekitades seejuures soola ja vee.

6. Aluste tähtsus.

Aluseid, eriti leelisi rakendatakse sageli praktikas. Naatriumhüdrosüüdi ja kaaliumhüdrosüüdi kasutatakse hapete neutraliseerimiseks, seebi valmistamisel, riide viimistlemisel ja nafta töötlemissaaduste (benssiini, petrooleumi) puhastamisel lisanditest. Leelised leiavad kasutamist tehisiidi ja paljude teiste ainete tootmisel. Naatriumhüdrosüüdi, tehnilise nimetusega «kaustiline sooda», tarvitatakse pesupesemisel ja riidest rasvapelekide väljavõtmiseks.

§ 27. Happed.

1. Hapete koostis ja nende liigitamine.

Happed nimetatakse ainet, mille molekulid sisaldavad vesiniku aatomeid, mis, asendudes metallide aatomitega, tekitavad sooli. Näitena võib tuua väävelhapet — H_2SO_4 , millest metalse tsingi — Zn toimel tekib sool $ZnSO_4$ — tsinksulfaat.

Varemalt arvati, et iga happe koostisse kuulub hapnik. Hiljem aga selgus, et mõned happed, näiteks soolhape — HCl ei sisalda hapnikku. Seoses sellega jagatakse happed praegusel ajal hapnikku sisaldavateks ja hapnikku mittesisaldavateks hapeteks. Esimeste hulka kuuluvad peale väävelhappe veel lämmastikhape — HNO_3 , süsihape — H_2CO_3 , fosforhape — H_3PO_4 ja paljud teised. Hapnikku mittesisaldavate hapete hulka kuuluvad peale soolhappe väävelvesinikhape — H_2S , broomvesinikhape — HBr ja teised.

2. Hapete nimetus.

Hapnikku mittesisaldavate hapete nimetus tuletatakse vastava elemendi nimetusest, millest koosneb hape, lisades juurde veel sõna «vesinik». Näiteks HCl — kloorvesinikhape (tehniline nimetus — soolhape),

HBr — broomvesinikhape,

HJ — joodvesinikhape,

H_2S — väävelvesinikhape.

Hapnikku sisaldavate hapete nimetused tuletatakse järgmiselt: kui hapet moodustav element omab kõrgemat valentsi, siis nimetatakse seda hapet lihtsalt selle elemendi happeks.

Kui aga see element omab madalamat valentsi, siis lisatakse selle elemendi eestikeelse nimetuse lõppu kas «-kus» või «-is».

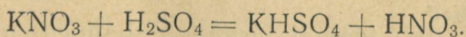
Näiteks happes HNO_3 on lämmastikul kõrgeim valents, mis võrdub viiega, ning hapet nimetatakse lämmastikhappeks. Happes — HNO_2 on lämmastiku valents kolm, ning happe nimetus on vastavalt lämmastikushape.

Happes H_2SO_4 on väävlil kõrgeim valents, mis võrdub

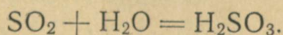
kuuega ning happe nimetus on väävelhape. Happes H_2SO_3 on väävli valents neli ja happe nimetus on väävli-hape.

3. Hapete saamise menetlused.

1. Mõningaid happeid saadakse nende sooladest vähemlenduvate hapete toimel. Näiteks lämmastikhappe — HNO_3 saamisel (tema keemistemperatuur on 86°) toimitakse vähem lenduva happega, näiteks väävelhappega (keemistemperatuur on 338°) mõnesse lämmastikhappe soolasse, kusjuures reageerivaid lahuseid tuleb veidi soojendada. Sel puhul tõrjub väävelhape lämmastikhappe tema sooladest välja. Näiteks kaaliumnitraadi (lämmastikhapu kaaliumi) ja väävelhappe vastastikusel toimel tekivad kaaliumvesiniksulfaat (hapu väävelhapu kaalium) ja lämmastikhape:



2. Enamik hapnikku sisaldavaid happeid saadakse happelise oksüüdi (happe anhüdriidi) ja vee vastastikusel toimel. Näit. väävlishappe anhüdriidi — SO_2 ja vee — H_2O vastastikusel reageerimisel tekib väävlishape.



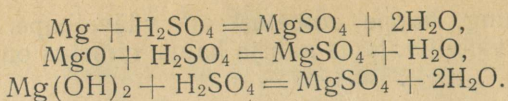
4. Hapete omadused.

Happed on kas vedelad või tahked ained. Vedelate hapete hulka kuuluvad: väävel-, lämmastik-, sool- ja teised happed. Tahked happed on: metafosforhape — HPO_3 , ortofosforhape — H_3PO_4 , boorhape — H_3BO_3 ja teised.

Hapete molekulides sisalduvad vesiniku aatomid, mis võivad asendada metallidega, annavad hapetele rea üldisi neile iseloomulikke omadusi:

happe vesilahustel on hapu maitse, millest on tuletatud nende nimetuski,

happe vesilahused värvivad sinise lakmuse punaseks, happed reageerivad metallidega, aluseliste oksüüdi-dega ja alustega, tekitades sooli:



Hapete osa neutraliseerimisreaktsioonides mainiti varem koos aluste käsitlemisega.

5. Hapete alusus. Happejäädgid.

Mõningate hapete molekulides ei asendu mitte kõik vesiniku aatomid metallide aatomitega. Näitena võib tuua orgaaniliste hapete hulka kuuluvat äädikhapet — $\text{H}_4\text{C}_2\text{O}_2$. Äädikhappe neljast vesiniku aatomist asendab metalli aatom vaid ühte. Et seda omadust alla kriipsutada, kirjutatakse äädikhappe valem sageli — CH_3COOH .

Happe molekulis sisalduvate vesiniku aatomite arv, mida on võimalik asendada metalli aatomitega, määrab happe alususe.

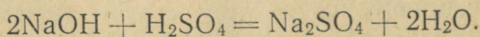
Näitena olgu toodud järgmised happed, milliste alusus on erinev:

ühealuslised:	kahealuslised:	kolmealuslised:
soolhape HCl	väävlishape H_2SO_3	fosforhape H_3PO_4
lämmastikhape HNO_3	väävelhape H_2SO_4	
	süsihape H_2CO_3	

Kõik need happed kuuluvad anorgaaniliste hapete hulka. Anorgaaniliste hapete molekulides võivad pea-aegu alati kõik vesiniku aatomid asendada metallidega. Järelikult anorgaaniliste hapete aluslusis võrdub vesiniku aatomite arvuga, mida sisaldab happe molekul.

Soola tekkimisel jääb happe molekulist järele see osa, mis oli seotud vesiniku aatomitega, mida asendasid metalli aatomid. See osa happe molekulist läheb täiesti üle soola molekulisse.

Täielikul neutraliseerimisel läheb näiteks väävelhappe molekulist aatomite rühm — SO_4 täielikult üle soola — Na_2SO_4 molekulisse:



Mittetäielikul neutraliseerimisel läheb üle soola molekulisse NaHSO_4 aatomite rühm — HSO_4 :



Aatomite rühmi — SO_4 ja — HSO_4 nimetatakse väävelhappe happejääkideks.

Happejäägiks nimetatakse aatomite rühma (mõnikord ka ühte aatomit), mis on happe molekulis seotud niisuguse vesiniku aatomiga, mida võivad asendada metalli aatomid.

Happejäägid kuuluvad hapete ja soolade molekulide koostisse ja toimivad harilikult reaktsioonide puhul ühiste tervikutena. Happejäägi valentsi määratakse mitte üksikute teda moodustavate elementide aatomite, vaid kogu happejäägi kui terviku järgi. Happejäägi valents võrdub vesiniku aatomite arvuga, millega on seotud happejääk happe molekulis.

6. Hapete ehitus.

Hapete, samuti kui teiste ainete ehitus määrati kindlaks nende tekkimisviiside ja keemiliste omaduste järgi.

Hapnikku sisaldavate hapete molekulides on iga vesiniku aatom, mida võivad asendada metallide aatomid, seotud hapniku aatomiga. Viimane on seotud selle elemendi aatomiga, mis moodustab happe.

Anorgaanilise, hapnikku sisaldava happe molekulis on iga vesiniku aatom seotud vahetult hapniku aatomiga. Kui happe molekulis hapniku aatomite arv ületab vesiniku aatomite hulga, siis on liigne arv hapniku aatomeid seotud kahevalentse sidemega ainult selle elemendiga, mis tekitab happe.

Arvestades asjaolu, et vesinik on ühe- ja hapnik kahevalentne element, soovitatakse lähtuda anorgaaniliste, hapnikku sisaldavate hapete struktuurvalemite koostamisel järgmisest reeglist:

Reegel.

Happe struktuurvalem tuleb koostada järgmiselt:

1. Kirjutada välja nii mitu vesiniku märki, kui palju on happe molekulis vesiniku aatomeid ja iga aatomi juures märkida kriipsukesega tema valents.

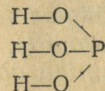
Näide.

Koostada fosforhappe —
 H_3PO_4 struktuurvalem:
 H—
 H—
 H—

2. Kirjutada iga vesiniku märgi juurde hapniku märk ja märkida kriipsukesega hapniku märgi juurde tema aatomi valentsi teine ühik.



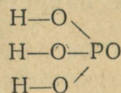
3. Kirjutada kõigi hapniku aatomite juurde hapet moodustava elemendi märk.



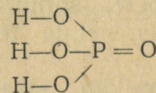
4. Arvutada, mitu hapniku aatomit, mis sisalduvad happe molekulis, on vahetult seotud hapet moodustava elemendiga.

Happe H_3PO_4 molekulis on 4 hapniku aatomit, millest kolm aatomit on seotud vesiniku aatomiga. Järelikult ainult üks ($4-3 = 1$) hapniku aatom on seotud vahetult fosfori aatomiga.

5. Kirjutada hapniku aatomite märgid hapet moodustava elemendi juurde arvul, mis võrdub hapniku aatomite arvuga, mis on seotud vahetult ainult selle elemendi aatomiga.



6. Tõmmata hapniku aatomite juurde, mis on seotud ainult hapet moodustava elemendi aatomiga, kaks kriipsukest, mis tähistavad hapniku valentsi-ühikuid.



Tähtsamate hapete ja nende happejääkide tabel.

Happe nimetus	Happe valem	Happejääk	Happejäägi valents	Happe struktuurvalem
Soolhape	HCl	-Cl	üks	H-Cl
Lämmastikhape	HNO_3	$-\text{NO}_3$	üks	$\text{H-O-N} \begin{array}{l} \text{=} \text{O} \\ \text{=} \text{O} \end{array}$
Süsihape	H_2CO_3	$-\text{HCO}_3$ $= \text{CO}_3$	üks kaks	$\text{H-O} \begin{array}{l} \diagup \text{C} \diagdown \\ \text{H-O} \end{array} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{O} \end{array}$
Väävelhape	H_2SO_4	$-\text{HSO}_4$ $= \text{SO}_4$	üks kaks	$\text{H-O} \begin{array}{l} \diagup \text{S} \diagdown \\ \text{H-O} \end{array} \begin{array}{l} \text{=} \text{O} \\ \text{=} \text{O} \end{array}$
Ortofosforhape (fosforhape)	H_3PO_4	$-\text{H}_2\text{PO}_4$ $= \text{HPO}_4$ $\equiv \text{PO}_4$	üks kaks kolm	$\text{H-O} \begin{array}{l} \diagup \text{P} \diagdown \\ \text{H-O} \end{array} \begin{array}{l} \text{O} \\ \text{=} \text{O} \end{array}$

Anorgaanilises, hapnikku sisaldavas happes on vesiniku ning hapet moodustava elemendi aatomitel positiivne valents, hapniku aatomitel aga negatiivne valents. Happe molekul on tervikuna elektroneutraalne, kuna hapet moodustava elemendi aatomite positiivse valentsi-ühikute summa võrdub hapniku aatomite negatiivse valentsi-ühikute summaga. Nagu teada, on vesiniku valents üks, hapniku valents aga kaks. Järelikult, et määrata hapet moodustava elemendi valentsi, tuleb molekulis leiduvate hapniku aatomite arv korrutada kahega ja saadud korrutisest lahutada vesiniku aatomite arv. Saadud vahe võrdub hapet moodustava elemendi valentsiga.

NÄIDE. Määrata väävli valents väävelhappes.

Väävelhappe valem on H_2SO_4 . Hapniku aatomite arv väävelhappe molekulis on neli. Järelikult on väävli valents kuus ($4 \times 2 = 8$; $8 - 2 = 6$)

7. Happed looduses ja nende tähtsus.

Looduses on happed laialdaselt levinenud. Paljudel puuviljadel ja marjadel (sidrunid, jõhvikad, viinamarjad, sõstrad, kirsid ja teised) on hapu maitse, mis on tingitud neis sisalduvaist happeist. Sidrunhapet leidub sidrunites, jõhvikates jne. Õunhape avastati esimest korda õuntes, piimhape piimas. Hapuks läinud vein sisaldab äädikhapet, teda nimetatakse «veiniäädikaks». Ainevahetus inim- ja loomorganismides on tingitud ühe või teise happe olemasolust. Näiteks eritavad maosseintes asetsevad erilised näärmed seedimist soodustavat soolhapet. Soolhappe puudus või liigsus maomahlas põhjustab organismi haigestumist. Praegusel ajal üldtuntud vitamiin «C» on askorbiinhape. Tema puudumine organismis tekitab skorbuuti.

Anorgaanilistest ehk mineraalhapetest esineb looduses kõige rohkem süsihapet — H_2CO_3 , mille vastav anhüdriid — süsihappegaas — CO_2 tekib ainete põlemisel, mädanemisel, hingamisel, käärimisel jne. Väga palju süsihappegaasi eraldub vulkaanilistel pursetel, paljud mineraalallikad sisaldavad süsihappegaasi. Süsihappel on suur tähtsus ainete ringkäigus looduses, tema toimel muunduvad lahustumatud kivimid, näit. lubjakivi ja teised lahustuvateks aineteks. Teistest hapetest

nimetame väävelvesinikku — H_2S ja väävlishapet — H_2SO_3 . Viimase happe anhüdriid SO_2 ja väävelvesinik eralduvad vulkaanide pursetel. SO_2 tekib väävliit sisaldavate ainete põlemisel. H_2S tekib valkude mädanemisel, ka mõned mineraalallikad sisaldavad väävelvesinikku. Boorhapet — H_3BO_3 sisaldavad mõned kuumaveeallikad. Itaalias tungib ta vulkaanide asupaigas mõnes kohas välja maakoore pragudest ühes veeauruga. Boorhapet kasutatakse desinfitseerimiseks, konservide valmistamisel, nahkade parkimisel jne. Teisi mineraalhappeid leidub looduses väga harva.

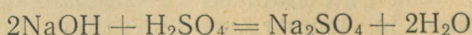
§ 28. Soolad.

1. Soolade koostis ja liigitamine.

Sooladeks nimetatakse aineid, mida võib vaadelda kui hapete molekulide vesiniku aatomite asendussaadusi metallide aatomitega või kui aluste molekulide hüdrosüülrühmade asendussaadusi happejääkidega.

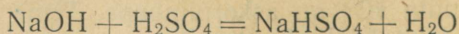
Sõltuvalt neutraliseerimisreaktsioonist osavõtva happe ja aluse hulgalisest vahekorrast saadakse kolme liiki sooli: kesksed ehk normaalsoolad (neutraalsed), hapud soolad ja aluselised soolad.

Keskne sool on happe vesiniku täieliku asendumise saadus metalliga, näiteks



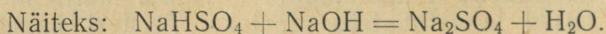
Na_2SO_4 on keskne ehk normaalsool.

Hapu sool tekib happe osalisel neutraliseerimisel alusega, näiteks



$NaHSO_4$ on hapu sool.

Hapu sool on happe vesiniku metalliga mittetäieliku asendumise seadus. Hapusiid sooli nimetatakse harva ka hüdrosooladeks; kuna nende molekulides sisaldub veel vesinik, nimetatakse neid vesiniksooladeks (näit. vesiniksulfaat). Hapude soolade vesinik võib edasi asenduda metalliga, mille tulemusena tekib keskne sool.



Aluselist soola võib vaadelda kui aluse hüdroksüül-rühma mittetäielikku asendamist happejääkidega. Näiteks, magneesiumkloriidi — $MgCl_2$ vesilahusest vee väljaarutamisel tekib aluseline sool $Mg(OH)Cl$.

Kaksiksool on selline sool, mille molekul koosneb kahe metalli aatomitest ja happejäägist, näiteks $KAl(SO_4)_2$ — kaaliumalumiiniumsulfaat. See sool on kahe keskse soola molekuli ühinemise saadus. Selle soola saamiseks segatakse kahe soola — kaaliumsulfaadi (K_2SO_4) ja alumiiniumsulfaadi [$Al_2(SO_4)_3$] lahused ja lastakse saadud soolade segul kristalluda. Kristallumisel tekivad värvuseta kristallid järgmise koostisega: $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$. Tekkinud soola valemit võib kirjutada veel teisiti $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$. Tehnikas nimetatakse saadud kaksiksoola kaaliumalumiinium-maarjaks.

2. Soolade nimetus.

1. Hapnikku mittesisaldavate happe soolade nimetus.

Hapnikku mittesisaldava happe soola nimetus tuletatakse hapest moodustava elemendi ja vesinikku asendanud metalli nimetusest, lisades lõpu — *iid*.

Hape	Sool
HCl — kloorvesinikhape	NaCl — naatriumkloriid
H ₂ S — väävelvesinikhape	CaS — kaltsiumsulfiid

Kui metall omab muutuvat valentsi, tähistatakse metalli valents rooma numbriga, mis kirjutatakse tema nimetuse juurde

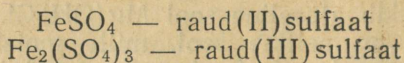
CuCl ₂ — vask(II)kloriid	FeCl ₂ — raud(II)kloriid
CuCl — vask(I)kloriid	FeCl ₃ — raud(III)kloriid

2. Hapnikku sisaldavate kesksete soolade nimetuste tuletamine.

Hapnikku sisaldava happe soola nimetus tuletatakse happe ja metalli nimetusest:

Hape	Sool
HNO ₃ — lämmastikhape	KNO ₃ — kaaliumnitraat
H ₂ SO ₄ — väävelhape	K ₂ SO ₄ — kaaliumsulfaat
H ₃ PO ₄ — fosforhape	K ₃ PO ₄ — kaaliumfosfaat

Kui metall omab muutuvat valentsi, siis märgitakse metalli valents tema nimetuse juures rooma numbriga. Näiteks:

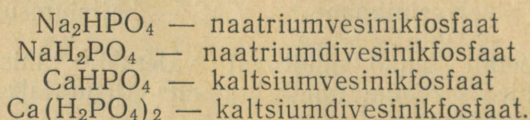


Kui hapet moodustav element on kõrgema valentsiga, tuletatakse tema soola nimetus happetekitaja elemendi ladina (või kreeka-) keelsest nimetusest, lisades tema lõppu «aat»; madalama valentsiga happe tekitaja elemendi puhul lisatakse lõppu «it».

Näiteks: väävli ladinakeelne nimetus on sulfur. Sellepärast nimetatakse väävelhappe H_2SO_4 sooli, milles väävel on kuuevalentne, sulfaatideks, näiteks Na_2SO_4 on naatriumsulfaat. Väävlishappe H_2SO_3 sooli, milles väävel on neljavalentne, nimetatakse sulfititeks, näiteks Na_2SO_4 on naatriumsulfit.

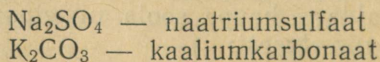
3. Hapude soolade nimetuste tuletamine.

Hapude soolade nimetused tuletatakse samal viisil kui kesksete soolade nimetusedki, ainult nimetustes kasutatakse lisandit «vesinik» või «divesinik» (vastavalt sellele, mitu vesiniku aatomit kuulub hapu soola koostisse). Näitena toome fosforhappe H_3PO_4 hapude soolade nimetused:

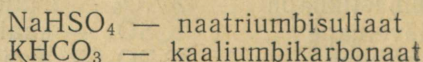


Kahealuseliste hapete hapude soolade nimetustes kasutati varem lisandit «bi» tema keskse soola nimetuse ees. Näiteks

Keskne sool



Hapu sool



3. Soolade tekkimise viisid.

1. Happe ja metalli vastastikune toime:

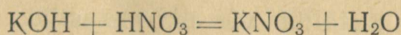


Happe ja metalli vastastikusel toimel tekib alati sool, kuid alati ei eraldu mitte vesinik, vaid võivad tekkida ka teised ained.

2. Aluselise oksüüdi ja happe vastastikune toime:



3. Aluse ja happe vastastikune toime:

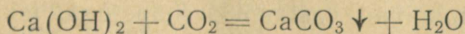


Selle reaktsiooni puhul aluselised ja happelised omadused just nagu hävitaksid vastastikku teineteist, tekib neutraalne vesi. Sellepärast nimetatakse happe ja aluse vastastikust mõjutamist *neutraliseerimisreaktsiooniks*.

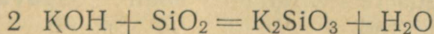
4. Happe ja soola vastastikune toime:



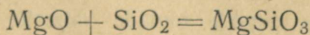
5. Aluse ja happelise oksüüdi vastastikune toime:



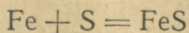
Seda menetlust kasutatakse sageli juhul, kui oksüüd ei reageeri otseselt veega. Näiteks ränihappe anhüdriid SiO_2 ei tekita veega otseselt ränihapet. Ränihappe soola saamiseks sulatatakse ränihappe anhüdriid vastava alusega. Näiteks



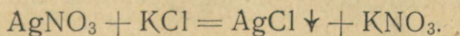
6. Aluselise ja happelise oksüüdi vastastikune toime:



7. Metallide ja metalloidi otsene vastastikune toime:



8. Kahe soola vastastikune toime:



Selleks et selgitada, milline sool sadestus põhja, tuleb kasutada soolade lahustuvuse tabelit (vaata tabel lk. 106).

4. Soolade omadused.

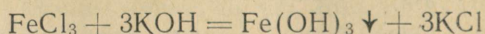
Soolade füüsikalised omadused on väga mitmesugused. Soolad on tahked ained, mis võivad kristalluda. Mõned soolad on värvilised. Nii on nikli soolad rohelised, koobalti soolad — roosad. Soolade lahustuvus vees on erinev. Mõned soolad on tegelikult vees lahustumatud, näiteks baariumsulfaat — BaSO_4 .

Soolade üldised keemilised omadused:

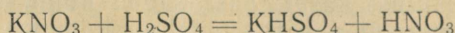
Soolad ja metallid võivad vastastikku reageerida, tekitades uue soola, kusjuures eraldub teine metall. Näiteks tõrjub raud vase välja selle ühendist:



Soolad toimivad vastastikku leelistega, tekitades uue soola ja aluse, näiteks



Soolad toimivad vastastikku hapetega, tekitades uue soola ja uue happe:



Paljud soolad esinevad looduses mineraalidena ning kivimitena ja lahustunud olekus jõgede, merede vees jne. Rahvamajandusele vajalikke sooli toodavad keemiatööstuse ettevõtted.

5. Kesksete ja hapude soolade valemite koostamine.

Kesksete ja hapude soolade molekulid koosnevad metallide aatomitest ja happejääkidest. Neis molekulides on kõigi metalliaatomite valentsi-ühikute summa võrdne kõigi happejääkide valentsi-ühikute summaga. Sellel asjaolul põhineb reegel, kuidas koostada mõlemat tüüpi soolade valemid.

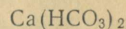
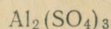
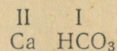
Reegel.

Et koostada soola valem, sel-
leks tuleb:

1. Asetada kõrvuti metalli ja
happejäägi tähistised.
2. Märkida metalli ja happe-
jäägi valentsid.
3. Valentsi arvude vähima ühis-
kordse järgi leida metalli
ja happejäägi vastavad in-
deksid.

Näited

	Koostada	
alumiinium- sulfaadi		kaltsium- vesinik- karbonaadi
	valemid	



Kui soola molekuli koostisse kuulub üks happejääk, siis pole sulge tarvis.

6. Metall valentsi määramine soolas.

Kesksete ja hapude soolade molekulides võrdub metalli valentsi korrutis tema aatomite arvuga happejäägi valentsi ja jääkide arvu korrutisega. Järelikult, selleks, et leida metalli valentsi kesksetes ja hapudes soolades nende valemite järgi, tuleb korrutada happejäägi valents happejääkide arvuga ja saadud korrutis jagada metalli aatomite arvuga.

Näide. Leida raua valents soolas, mille valem on $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. See sool on tekkinud väävelhappest — H_2SO_4 , mille happejääk — SO_4 on kahevalentne. Soola molekuli koostisse kuulub kolm happejääki. Happejääkide arvu korrutis happejäägi valentsiga on kuus. Jagades seda korrutist raua aatomite arvuga molekulis, leiame, et raud on selles soolas kolmevalentne.

7. Soolade struktuurvalemid.

Hapnikku sisaldavate hapete kesksete ja hapude soolade valemite koostamisel tuleb soola vaadelda kui vesiniku asendamise saadust metalliga. Nagu meil on teada, on hapnikku sisaldavate hapete molekulides

vesiniku aatomid seotud hapniku aatomitega. Järelikult, hapnikku sisaldavate hapete soolade molekulides on metalli aatomid samuti seotud vahetult hapniku aatomitega.

Keskse või hapu soola struktuurvalemi koostamisel on soovitatav pidada kinni järgmisest korrast:

Reegel.

1. Teha kindlaks, millisest happest on sool tekkinud; missugust happejääki sisaldab sool ja kui suur on happejäägi valents?

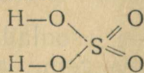
2. Koostada happe struktuurvalem ja korralda seda nii mitu korda, kui palju on happejääke soola molekulis.

3. Teha kindlaks metalli valents soolas ja asendada happe struktuurvalemite vesinik metalliga, arvestades selle juures metalli valentsi.

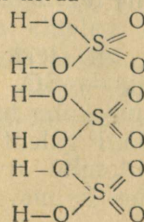
Näited.

Keskne sool $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ on tekkinud väävelhapest. See sool sisaldab happejääki — SO_4 , mille valents on 2.

Väävelhappe H_2SO_4 struktuurvalem on järgmine:



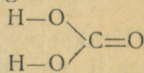
Kuna soola $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ koostisse kuulub kolm happejääki, siis väävelhappe struktuurvalemite tuleb kirjutada kolm korda



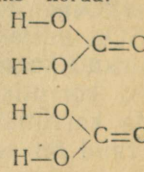
Soolas $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ on raud kolmevalentne; järelikult üks raua aatom asendab kolm vesiniku aatomit.

Hapu sool $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ on tekkinud süsihapest. See sool sisaldab happejääki — HCO_3 , mille valents on 1.

Süsihappe H_2CO_3 struktuurvalem on järgmine:



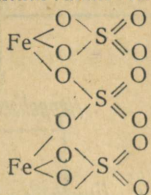
Kuna soola $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ koostisse kuulub kaks happejääki — HCO_3 , siis süsihappe struktuurvalemite tuleb kirjutada kaks korda:



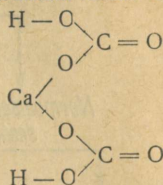
Soolas $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ on kaltsium nagu alati kahevalentne; järelikult üks kaltsiumi aatom asendab kaks vesiniku aatomit.

4. Kontrollida metalli kui ka happejäägi arvu valemities. Nii molekulaar- kui struktuurvalemities peavad vastavad arvud ühtuma.

Antud soola molekulaarvalem on $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$. Tema struktuurvalem on:



Antud soola molekulaarvalem on $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Tema struktuurvalem on:



Aluselise soola struktuurvalemite koostamisel tuleb seda soola vaadelda kui aluste molekulide hüdroksüülrühmade asendamise saadust happejääkidega. Aluseline sool on hüdroksüülrühmade happejääkidega mittetäieliku asendamise saadus.

Seejuures on soovitatav kinni pidada järgmisest korrast:

Reegel.

1. Teha kindlaks, millisest alusest on sool tekkinud ja mitu aluse molekuli läheb tarvis soola molekuli tekkimiseks.

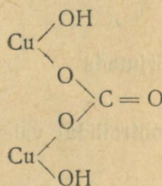
2. Määrata soola koostisse kuuluva happejäägi valents. Asendada hüdroksüülrühmi happejäägiga aluse struktuurvalemis

3. Kontrollida soola molekulaar- ja struktuurvalemite ühtsust.

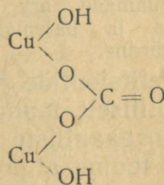
Näited.

Aluseline sool $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ on tekkinud alusest $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Antud soola molekuli tekkimiseks läheb tarvis vastava aluse kaks molekuli.

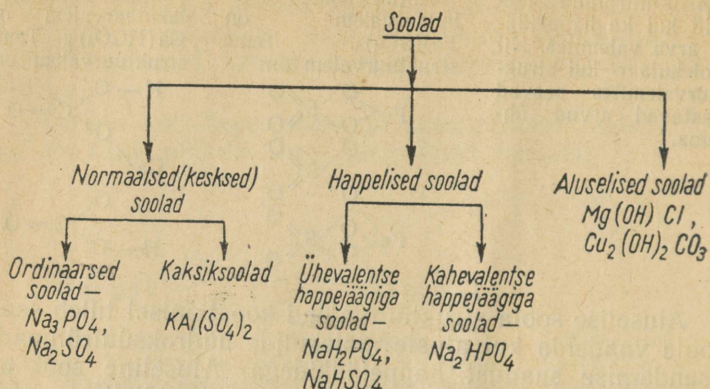
Nagu teada, on happejääk — CO_3 kahevalentne. Järelikult asendab ta kaks hüdroksüülrühma:



Soola molekulaarvalem: $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$. Soola struktuurvalem:



Soolade klassifikatsioon



§ 29. Eriklassidesse kuuluvate ainete vahel toimuvate reaktsiooni võrrandite koostamine.

Reaktsiooni võrrandi koostamisel tuleb kinni pidada kindlast järjekorrast. Oksüüdide, aluste, hapete ja soolade vahel toimuvate reaktsiooni võrrandite koostamine on soovitatav teostada järgmiselt:

Reegel.

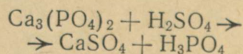
Reaktsiooni võrrandi koostamisel lähtuda:

1. Kirjutada skeem reaktsiooni
2. Kontrollida valentsi igas valemis
3. Kirjutada valemite ette vajalikud koefitsiendid, kontrollides, et vastavate aatomite ja aatomirühmade arv võrrandi vasemas ja paremas pooles oleks võrdne.

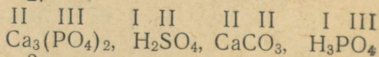
Näited.

Koostada kaltsiumfosfaadi ja vävelhappe vastastikuse toime reaktsiooni võrrand, millise reaktsiooni tulemusena tekib kaltsiumsulfaat ja fosforhape.

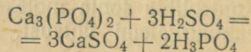
1.



2.



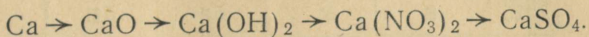
3.



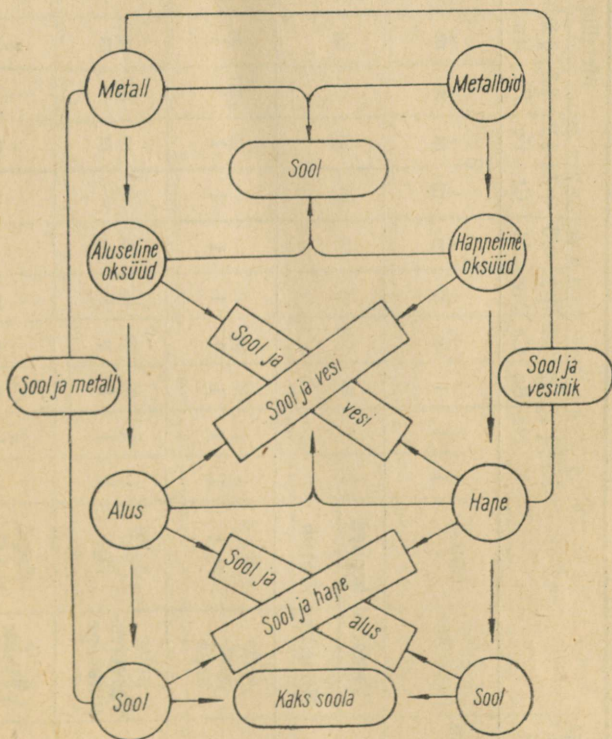
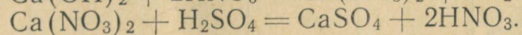
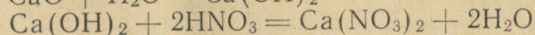
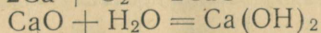
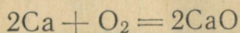
Koefitsientide valikul ei tohi kontrollitud valemities omavoliliselt muuta indekseid.

Anorgaaniliste ühendite tähtsaimate klasside kokkuvõttes toome allpool nende vastastikuse seose tabeli.

Juhindudes sellest skeemist võime teostada ühte klassi kuuluvate ainete muundumist teistesse klassidesse kuuluvateks aineteks. Näide: kirjutada reaktsioonide võrrandid, mille abil võib teostada järgmisi muundumisi:



Näite lahendus:



Aluste ja soolade lahustuvus vees.

Metalliga seotud rühmad	Metallid																	
	+1 K	+1 Na	+2 Ba	+2 Ca	+2 Mg	+3 Al	+3 Cr	+2 Fe	+3 Fe	+2 Mn	+2 Zn	+1 Ag	+1 Hg	+2 Hg	+2 Cu	+2 Pb	+3 Bi	+2 Sn
Hüdrosüülrühm -1 OH	1	1	1	v	v	m	m	m	m	m	m	-	-	-	m	m	m	m
Happe- jääd	Vastavad happed																	
	Nimetus	Valem																
-1 Cl	Soolhape	HCl	1	1	1	1	1	1	1	1	1	m	m	1	1	v	-	1
-2 S	Väävelve- sinikhape	H ₂ S	1	1	1	v	1	-	-	m	-	m	m	m	m	m	m	m
-2 SO ₃	Väävlis- hape	H ₂ SO ₃	1	1	m	m	m	-	-	m	-	m	m	m	m	m	m	-

-2 SO ₄	Väävel- hape	H ₂ SO ₄	1	1	m	v	1	1	1	1	1	1	v	v	1	1	m	1	1
-3 PO ₄	Fosfor- hape	H ₃ PO ₄	1	1	m	m	m	m	m	m	m	m	m	m	m	m	m	m	m
-2 CO ₃	Süsi- hape	H ₂ CO ₃	1	1	m	m	m	-	-	m	m	m	m	m	m	m	m	m	-
-2 SiO ₃	Räni- hape	H ₂ SiO ₃	1	1	m	m	m	m	m	m	m	m	m	-	-	m	m	-	-
-1 NO ₃	Lämmas- tikhape	HNO ₃	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1

MARKUS: Arvud näitavad valentsi; täht «1» tähendab vees lahustuvat ainet, täht «m» tähendab mittelahustuvat ainet; täht «v» tähendab vähelahustuvat ainet; kriips tähendab, et see aine ei eksisteeri või et ta vees laguneb.

Hapete ja leeliste toime indikaatoritesse.

Valmis panna —

a) reaktiivid ja materjalid — 1) neutraalne lakmus, fenoolftaleiini alkoholne lahus, metüüloranži lahus; 2) lahjendatud happed — sool-, väävel- ja lämmastikhape; 3) leeliste lahused — naatriumhüdrosüüdi, kaaliumhüdrosüüdi, kaltsiumhüdrosüüdi (kustutatud lubi) lahused; indikaatorpaber (sinist ja punast lakmuspaberit, fenoolftaleiinipaberit).

b) riistad ja nõud — puustatiiv katseklaasidega.

Töö teostamise kord.

1. Paigutada statiivi kuus katseklaasi, täita neist igaüks $\frac{1}{3}$ veega ja lisada juurde veidi neutraalset (violetsset) lakmust.

2. Esimesse katseklaasi valada mõni tilk soolhapet, teise katseklaasi — väävelhapet ja kolmandasse lämmastikhapet. Tähele panna, kuidas muutub lakmuse värvus hapete toimel.

3. Valada kolme katseklaasi veidi vett ja mõni tilk järgmisi leelisi: ühte katseklaasi naatriumhüdrosüüdi lahust, teise kaaliumhüdrosüüdi ja kolmandasse kaltsiumhüdrosüüdi lahust. Jälgida, kuidas muutub neutraalse lakmuse värvus leelise toimel.

4. Korrata sama katset, kuid neutraalse lakmuse asemel võtta fenoolftaleiini lahust. Jälgida, kuidas toimib hape fenoolftaleiinisse. Kuidas mõjub leelis fenoolftaleiinisse?

5. Korrata sama katset, kuid indikaatorina tarvitada metüüloranži lahust.

6. Jälgida, kuidas muutub metüüloranži värvus hapetes ja leelistes.

7. Valada kolme katseklaasi naatriumkloriidi lahust ja lisada ühele veidi neutraallakmust, teisele fenoolftaleiini ja kolmandale metüüloranži. Kas muutub indikaatori värvus naatriumkloriidi neutraalses lahuses?

Märkida tähelepanekud.

8. Tehtud katsete alusel koostada järgmine indikaatorite tabel:

Indikaatori nimetus	Indikaatori värvus keskkondades:		
	neutraalses	hapus	leelises
1. Lakmus 2. Fenooltaleiin 3. Metüüloranž			

9. Asetada lauale neli punast lakmuspabeririba. Klaaspulgakese abil tilgutada ühele ribale NaCl-lahust, ülejäänud kolmele — mingit hapet. Kas muutub ribade värvus? Kas võib punase lakmuspaberi abil määrata, kas lahus on happeline või neutraalne?

Märkus: Klaaspulgake tuleb iga kord veega üle loputada.

10. Asetada lauale neli sinist lakmuspabeririba. Esimesele neist tilgutada NaCl-lahust, teistele leelise lahust (igaühele eri leelise lahust). Kas muutub paberite värvus? Kas võib sinise lakmuspaberi abil leeliselahust eraldada neutraallahusest?

11. Kolmele fenooltaleiinipaberile tilgutada: ühele — naatriumkloriidi lahust, teisele — hapet ja kolmandale — leelist. Mida panete tähele? Kirjutada tulemused.

Vastata küsimustele:

1. Milliseid aineid nimetatakse indikaatoriteks?
2. Millist lahust (millist keskkonda) nimetatakse neutraalseks?
3. Kas võib fenooltaleiini abil eristada hapet veest?

LABORATOORNE TÖÖ nr. 10.

Leeliste omadused.

Valmis panna —

- 1) reaktiivid ja materjalid — leelised: KOH, NaOH, Ca(OH)₂ tahkes olekus, fenooltaleiin, lakmus;
- 2) riistad ja nõud: statiiv katseklaasidega.

Tahkete leelistega töötamisel tuleb olla äärmiselt ettevaatlik, sest ka väikese killukese sattumine silma on väga ohtlik.

Töö teostamise kord.

1. Herneterasuuruse leelise tükikesele valada veidi vett ($\frac{1}{5}$ katseklaasi). Mis toimub leelise lahustumisel?

2. Hõõruda saadud leelise tilgakest sõrmede vahel. Millisena tundub see lahus? Käed puhtaks pesta.

3. Toimida fenoolftaleiiniga saadud naatriumhüdrosüüdi, kaaliumhüdrosüüdi ja kaltsiumhüdrosüüdi lahustesse.

4. Korrata sama katsset punase lakmusega.

5. Kirjutada tehtud töö aruanne.

6. Mida nimetatakse aluseks? Leeliseks?

LABORATOORNE TÖÖ nr. 11.

Hapete ja metallide vastastikune toime.

Valmis panna —

a) reaktiivid ja materjalid — metallid: tsink, magneesium, alumiinium, raud (naelu); lahjendatud happed: sool- (1:3), väävel- (1:5), äädik- (1:3) ja lämmastikhape (1:4), b) riistad ja nõud — statiiv katseklaasidega (neist 4—5 kuiva katseklaasi), põleti.

Töö teostamise kord.

1. Teostada katsed järgmiste reageerivate ainete vahel, lastes reaktsioonid kulgeda lõpuni:

a) tsink ja soolhape,

b) raud ja soolhape,

c) magneesium ja äädikhape,

d) alumiinium ja soolhape,

e) alumiinium ja väävelhape.

Metalle võtta igaühte 0,2 g, hapet valada mitte rohkem kui $\frac{1}{5}$ katseklaasi. Iga katseklaasi peale asetada kummuli teine kuiv katseklaas eralduva vesiniku kogumiseks. 1—2 minuti pärast süüdata kogutud vesinik põleti leegi kohal, kuid eemal sellest katseklaasist, milles toimub vesiniku saamise reaktsioon.

2. Kirjutada toimuvate reaktsioonide võrrandid.

LABORATOORNE TÖÖ nr. 12.

Aluselise oksüüdi ja happe vastastikune toime.

Valmis panna —

a) reaktiivid ja materjalid — vaskoksüüd (pulbrina), väävelhape (1:5);

b) riistad ja nõud — statiiv katseklaasidega, portselankauss, lehter filtriga, põleti.

Töö teostamise kord.

Portselankaussi asetada umbes 0,2 g vaskoksüüdi pulbrit ja lisada umbes 3—5 ml väävelhapet. Soojendada keemiseni ja jälgida vaskoksüüdi lahustumist. Jahtunud segule valada juurde sama palju vett ja filtreerida ta katseklaasi. Pöörata tähelepanu saadud vasksulfaadi värvusele.

Kirjutada toimunud reaktsiooni võrrand. Millisesse ainete klassi kuulub saadud ühend? Saadud lahusest vesi ettevaatlikult välja aurutada. Milline on tekkinud kristallhüdraadi valem, kuidas on tema nimetus?

Koostada töö aruanne.

LABORATOORNE TÖÖ nr. 13.

Aluselise oksüüdi ja vee vastastikune toime.

Valmis panna —

a) reaktiivid ja materjalid — kaltsiumoksüüdi tükid (värskelt põletatud), b) riistad ja nõud — portselankauss, pipett või klaaspulgake.

Töö teostamise kord.

Portselankaussi asetada mõned kaltsiumoksüüdi tüki-kesed (1—3 g). Lisada ettevaatlikult tilkhaaval vett pulgakese või pipeti abil. Mis toimub?

Kirjutada reaktsiooni võrrand. Millisesse ainete klassi kuulub saadud ühend?

Valada kaussi 5—10 ml vett ja lisada veidi neutraallakmust. Millise aine olemasolu lahuses näitab lakmus? Kirjutada reaktsiooni võrrand.

LABORATOORNE TÖÖ nr. 14.

Soolade ja leeliste vastastikune toime (vees lahustumatute metallhüdroksüüdide saamine).

Valmis panna —

a) reaktiivid ja materjalid: vase, raua, magneesiumi,

nikli soolade lahused, näiteks CuSO_4 , FeCl_3 , MgSO_4 , NiCl_2 ja leeliste lahused KOH , NaOH , Ba(OH)_2 ;

b) riistad ja nõud — statiiv katseklaasidega.

Töö teostamise kord.

Eri katseklaasides olevaile soola lahustele valada mõne leelise lahust. Vaadelda sademe tekkimist ja tema värvust. Sademe settides vedelik pealt ettevaatlikult ära valada. Sademed säilitada järgmiseks tööks. Kirjutada teostatud reaktsioonide võrrandid, märkides ühtlasi iga saadud sademe nimetus ja värvus.

LABORATOORNE TÖÖ nr. 15.

Aluste ja hapete vastastikune toime.

Valmis panna —

a) reaktiivid ja materjalid — eelmisel katsel saadud sademed ning lahjendatud sool-, lämmastik- ja väävelhape,

b) riistad ja nõud — statiiv ühes katseklaasidega.

Töö teostamise kord.

Iga sade lahustada ühes antud happes. Kirjutada teostatud reaktsioonide võrrandid. Millisesse ainete klassi kuuluvad reaktsioonide saadused?

LABORATOORNE TÖÖ nr. 16.

Neutraliseerimine.

Valmis panna —

a) reaktiivid ja materjalid — soolhappe ja naatriumhüdrosüüdi lahused, fenoolftaleiini lahus või lakmuspaber,

b) riistad ja nõud — bürett, keeduklaas või kolb.

Töö teostamise kord.

Kinnitada bürett statiivi klambrisse, nagu seda näitab joon. 24. Valada keeduklaasi veidi soolhapet, umbes

10—15 ml, büretti aga leelise lahust. Keeduklaasis ole-
vasse happesse tilgutada 1—2 tilka fenoolftaleiini lahust
või asetada tükike fenoolftaleiin-paberit. Jälgida fenool-
ftaleiini värvust.

Tilgutada büretist happesse leelise lahust, liigutades
seejuures pidevalt klaasis olevat vedelikku.

Niipea kui keeduklaasis olev vedelik (või fenoolftaleiin-
paber) läheb punaseks, tuleb neutraliseerimine lugeda
lõppenuks. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

LABORATOORNE TÖÖ nr. 17.

Soolade vahel toimuv vahetusreaktsioon.

Valmis panna —

a) reaktiivid ja materjalid — soolade lahused:
 $Pb(NO_3)_2$, $Al_2(SO_4)_3$, KJ, $Ba(NO_3)_2$,

b) riistad ja nõud — statiiv katseklaasidega,

c) õppevahenditest — soolade ja aluste vees lahustu-
vuse tabel.

Töö teostamise kord.

1. Pliinitraadi — $Pb(NO_3)_2$ lahusele valada kaalium-
jodiidi — KJ lahust. Mis toimub? Kirjutada toimunud
reaktsiooni võrrand.

Soolade ja aluste vees lahustuvuse tabeli järgi näi-
data, kumb kahest tekkinud ainest sadestus.

2. Alumiiniumsulfaadi — $Al_2(SO_4)_3$ lahusele valada
baariumnitraadi — $Ba(NO_3)_2$ lahust. Mis toimub? Kir-
jutada toimunud reaktsiooni võrrand. Näidata, missu-
gune tekkinud aineist ei lahustu vees (vt. soolade ja
aluste vees lahustuvuse tabel, lehekülg 106).

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Milliseid aineid nimetatakse: a) oksüüdideks, b) alusteks,
c) hapeteks, d) sooladeks?

Tuua näiteid.

2. Koostada järgmiste elementide oksüüdide molekulaar- ja
struktuurvalemid: a) ühevalentne kaalium (K), b) kolmevalentne
raud (Fe), c) kahevalentne magneesium (Mg), d) neljavalentne
tina (Sn), e) viievalentne lämmastik (N), f) kuuevalentne vää-
vel (S), g) seitsmevalentne kloor (Cl).

3. Koostada järgmiste elementide oksüdeerimisreaktsioonide võrrandid: a) kahevalentne tsink (Zn), b) kolmevalentne alumiinium (Al), c) ühevalentne liitium (Li), d) neljavalentne väävel (S), e) viievalentne fosfor (P).

4. Määrata elementide valents järgmistes oksüürides: a) naatriumoksüüd — Na_2O , b) baariumoksüüd — BaO , c) alumiiniumoksüüd — Al_2O_3 , d) pliioksüüd — PbO_2 , e) lämmastikhappe anhüdriid — N_2O_5 , f) kloorhappe anhüdriid — Cl_2O_7 , g) väävelhappe anhüdriid — SO_3 .

5. Milliseid oksüüde nimetatakse: a) soolatekitajateks, b) mitte-soolatekitajateks, c) aluseliseks, d) happeliseks? Tuua näiteid.

6. Tuua näiteid oksüüdide tekkimise kohta. Vastuses kirjutada vastavate reaktsioonide võrrandid.

7. Milleks kasutatakse indikaatoreid? Tuua indikaatorite näiteid.

8. Kirjutada järgmisi metalle sisaldavate aluste valemid: vaske — Cu (ühevalentset), tsinki — Zn (kahevalentset), rauda — Fe (kolmevalentset).

9. Näidata aluste saamise viise. Vastuses kirjutada vastavate reaktsioonide võrrandid.

10. Mida nimetatakse leeliseks? Tuua näiteid.

11. Jutustada leelistest. Missugused on nende füüsikalised, mis-sugused keemilised omadused?

12. Mida nimetatakse neutraliseerimiseks? Tuua näiteid.

13. Millised oksüüdid vastavad järgmistele alustele: a) baariumhüdroksüüd — $\text{Ba}(\text{OH})_2$, b) raud(III)hüdroksüüd — $\text{Fe}(\text{OH})_3$, c) kaaliumhüdroksüüd — KOH ?

Kirjutada nende oksüüdide valemid ja nimetused.

14. Millised alused vastavad järgmistele oksüüdiidele: a) naatriumoksüüd — Na_2O , b) kaltsiumoksüüd — CaO , alumiiniumoksüüd — Al_2O_3 ?

15. Kirjutada järgmiste aluste lagunemisreaktsioonide võrrandid: a) vaskhüdroksüüd — $\text{Cu}(\text{OH})_2$, b) raud(III)hüdroksüüd — $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

16. Jutustada hapete omadustest.

17. Mis määrab happe alususe? Tuua mitmesuguse alususega hapete näiteid.

18. Koostada järgmiste hapete struktuurvalemid: a) metafosforhape — HPO_3 , b) väävlishape — H_2SO_3 .

19. Missugused happed vastavad järgmistele anhüdriididele: a) lämmastikhappe anhüdriid — N_2O_5 , b) süsihappe anhüdriid — CO_2 , c) kloorhappe anhüdriid — Cl_2O_7 . Tuua nende hapete valemid ja nimetused.

20. Millised anhüdriidid vastavad järgmistele hapetele: a) väävelhape — H_2SO_4 , b) fosforhape — H_3PO_4 , c) lämmastikhappe — HNO_2 ? Tuua nende anhüdriidide valemid ja nimetused.

21. Mida nimetatakse happejäägiks? Tuua näiteid.

22. Kuidas määratakse happejäägi valentsi?

23. Millised happejäägid on järgmistes hapetes: a) lämmastikhape — HNO_3 , b) väävlishape — H_2SO_3 , c) väävelhape — H_2SO_4 , d) süsihape — H_2CO_3 , e) fosforhape — H_3PO_4 . Näidata, kui suur on nende happejääkide valents.

24. Määrata valents: a) lämmastikul lämmastikhappes — HNO_3 , b) väävlil väävlisappes — H_2SO_3 , c) fosforil fosforhappes — H_3PO_4 .

25. Defineerida a) mis on keskne sool, b) mis on hapu sool, c) mis on aluseline sool, d) mis on kaksiksool. Tuua vastavad näited.

26. Koostada kesksete soolade valemid, mis on tekkinud allpool toodud tabelis esinevate metallide ja hapete reageerimisel:

Metallid	Metalli valents	Happed
Kaalium — K	I	Fosforhape — H_3PO_4
Kaltsium — Ca	II	Lämmastikhape — HNO_3
Alumiinium — Al	III	Väävelhape — H_2SO_4
Höbe — Ag	I	Lämmastikhape — HNO_3
Naatrium — Na	I	Süsihape — H_2CO_3

Kuidas nimetatakse tekkinud sooli?

27. Määrata metallide valents järgmistes soolades: a) baariumkarbonaadis — $BaCO_3$, b) vasksulfaadis — $CuSO_4$, c) pliiintraadis — $Pb(NO_3)_2$, d) raud(II)kloriidis — $FeCl_2$, e) kroomnitraadis — $Cr(NO_3)_3$, f) liitiumkarbonaadis — Li_2CO_3 .

28. Koostada järgmiste kesksete soolade struktuurvalemid: a) naatriumkarbonaat — Na_2CO_3 ja magneesiumsulfaat — $MgSO_4$,

b) naatriumfosfaat — Na_3PO_4 ja alumiiniumkloriid — $AlCl_3$,
 c) kaltsiumnitraat — $Ca(NO_3)_2$ ja baariumkarbonaat — $BaCO_3$,
 d) alumiiniumsulfaat — $Al_2(SO_4)_3$ ja naatriumnitraat — $NaNO_3$.

29. Koostada hapete ja metallide vastastikuste reaktsioonide võrrandid. Metallide valents on vastavalt sulgudes:

- a) soolhape — HCl ja tsink — Zn(II),
- b) soolhape — HCl ja alumiinium — Al(III),
- c) väävelhape — H_2SO_4 ja raud — Fe(II),
- d) väävelhape — H_2SO_4 ja alumiinium — Al(III).

30. Koostada hapete ja aluseliste oksüüdide vastastikuste reaktsioonide võrrandid:

- a) naatriumoksüüd — Na_2O ja lämmastikhape — HNO_3 ,
- b) kaaliumoksüüd — K_2O ja soolhape — HCl,
- d) kaltsiumoksüüd — CaO ja soolhape — HCl,
- e) magneesiumoksüüd — MgO ja väävelhape — H_2SO_4 ,
- g) raud(III)oksüüd — Fe_2O_3 ja lämmastikhape — HNO_3 ,
- h) raud(III)oksüüd — Fe_2O_3 ja soolhape — HCl.

31. Kirjutada aluste ja hapete vahel toimuvate reaktsioonide võrrandid:

- a) kaltsiumhüdrosüüd — $Ca(OH)_2$ ja lämmastikhape — HNO_3 ,
- b) kaaliumhüdrosüüd — KOH ja väävlishape — H_2SO_3 ,
- d) alumiiniumhüdrosüüd — $Al(OH)_3$ ja soolhape — HCl,
- e) tsinkhüdrosüüd — $Zn(OH)_2$ ja väävelhape — H_2SO_4 ,
- g) baariumhüdrosüüd — $Ba(OH)_2$ ja fosforhape — H_3PO_4 .

Kasutades aluste ja soolade vees lahustuvuse tabelit, näidata, missugused tekkinud sooladest sadestuvad.

32. Kirjutada mõningate reaktsioonide valemid, mille abil võib saada igaühte siin märgitud ainetest:

- a) magneesiumkloriidi — $MgCl_2$, b) kaaliumsulfaati — K_2SO_4 ,
- d) alumiiniumkloriidi — $AlCl_3$.

33. Kirjutada neutraliseerimisreaktsioonide võrrandid, mille tulemusena tekivad järgmised soolad: a) K_2CO_3 , b) $CaCl_2$, d) $Ba(NO_3)_2$, e) Na_3PO_4 , g) Na_2SO_4 , h) KNO_3 .

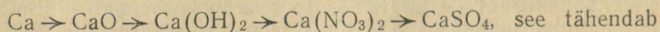
34. Koostada mittetäieliku neutraliseerimisreaktsioonide võrrandid, mille tulemusena tekivad järgmised hapud soolad: a) Na_2HPO_4 , b) $KHSO_4$, d) $NaHCO_3$, e) NaH_2PO_4 .

35. Koostada vahetusreaktsioonide võrrandid järgmiste soolade vastastikusel reageerimisel: a) baariumkloriid — $BaCl_2$ ja alumiiniumsulfaat — $Al_2(SO_4)_3$, b) baariumnitraat — $Ba(NO_3)_2$ ja kaaliumsulfaat — K_2SO_4 , d) hõbenitraat — $AgNO_3$ ja kaltsiumkloriid — $CaCl_2$, e) hõbesulfaat — Ag_2SO_4 ja alumiiniumkloriid — $AlCl_3$.

36. Koostada vahetusreaktsioonide võrrandid järgmiste soolade ja aluste vastastikusel reageerimisel: a) raud(III)sulfaat — $Fe_2(SO_4)_3$ ja naatriumhüdroksiid — $NaOH$, b) raud(II)kloriid — $FeCl_2$ ja kaaliumhüdroksiid — KOH , d) vask(I)nitraat — $Cu(NO_3)_2$ ja naatriumhüdroksiid — $NaOH$.

37. Kuidas nimetatakse järgmisi sooli: a) $NaNO_3$, $KHSO_4$, $AlCl_3$, K_3PO_4 , $Mg(OH)Cl$, $Fe_2(SO_4)_3$, K_2S ; b) $Ca(HS)_2$, $FeSO_4$, $Fe_2(SO_4)_3$, $AgNO_3$, Na_2CO_3 , $Ca_3(PO_4)_2$, KHS ; d) $KHCO_3$, KNO_3 , $CuCl$, $CuCl_2$, $Al_2(SO_4)_3$, $MnCl_2$, Na_3PO_4 , CuS ; e) $Zn(NO_3)_2$, $BaSO_4$, $FeCl_2$, $FeCl_3$, $CaCO_3$, $Ca(HCO_3)_2$, Na_2S .

38. Kirjutada järgmiste ainete muundumise reaktsioonide võrrandid:



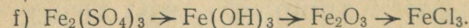
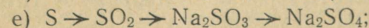
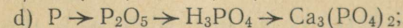
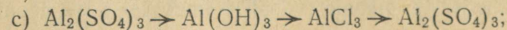
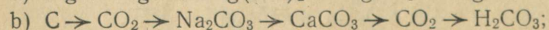
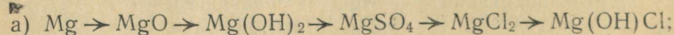
1) kaltsiumi — Ca muundumise reaktsiooni võrrand kaltsiumosküüdiks — CaO ;

2) kaltsiumosküüdi — CaO muundumise reaktsiooni võrrand kaltsiumhüdroksüüdiks — $Ca(OH)_2$;

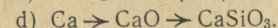
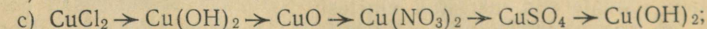
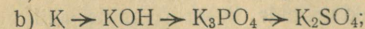
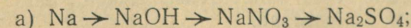
3) kaltsiumhüdroksüüdi — $Ca(OH)_2$ muundumise reaktsiooni võrrand kaltsiumnitraadiks — $Ca(NO_3)_2$;

4) kaltsiumnitraadi — $Ca(NO_3)_2$ muundumise reaktsiooni võrrand kaltsiumsulfaadiks — $CaSO_4$.

39. Kirjutada järgmiste ainete keemiliste muundumiste reaktsioonide võrrandid:



40. Milliste reaktsioonide abil võib teostada järgmisi muundumisi:



41. Nimetada aineid, mida tähistatakse järgmiste valemitega:

- $Mg(HCO_3)_2$; Na_2SO_4 ; $AgNO_3$; CaO ; H_2SiO_3 ; $CuCl_2$;
- $Ba(OH)_2$; Fe_2O_3 ; HNO_3 ; K_2SO_3 ; $NaHSO_3$;
- KOH ; Na_2O ; $NaNO_3$; $FeSO_4$; KJ ; $AlCl_3$; H_3PO_4 ;
- $Zn(NO_3)_2$; $CaCO_3$; $FeCl_2$; $MgSO_4$; SO_3 ; HNO_3 .

42. Näidata, millistesse keemiliste ühendite klassi kuuluvad järgmised ained ning koostada nende struktuurvalemid:

- $Sr(OH)_2$; $HMnO_4$; MgO ; $CuSO_4$; $Fe(OH)_2$;
- K_2O ; $Ba(NO_3)_2$; $Al(OH)_3$; $CaSO_4$; H_2SO_3 ; $KHCO_3$;
- $NaOH$; H_3PO_4 ; $FeSO_4$; Fe_2O_3 ; HNO_3 ;
- K_2SO_3 ; Al_2O_3 ; $LiOH$; HNO_2 ; Ag_2SO_4 ; CO_2 .

43. Millised reaktsioonid toimuvad järgmiste ainete vahel (kirjutada reaktsioonide võrrandid):

- Na ; H_2O ; $Ca(OH)_2$; HNO_3 ; CuO ; H_2SO_4 ;
- $AlCl_3$; Na_2O ; KOH ; H_2SO_4 .

44. Lahendada ülesanded:

a) Arvutada, mitu grammi magneesiumoksüüdi tekib 0,5 gramm-molekuli magneesiumi täielikul põlemisel?

b) Kui palju vajatakse lubjakivi (oletades, et ta on 100-protsendiline) 20 t kustutatud lubja saamiseks?

c) Mitu grammi süsihappegaasi sadestab kogu kaltsiumi lahusest, mis sisaldab 2 g kaltsiumhüdroksüüdi?

d) Kui palju eraldub vesinikku 3 g naatriumi toimel veesse?

e) Kui palju tekib magneesiumhüdroksüüdi, kui toimida lahusesse, mis sisaldab 4 g $MgSO_4$ küllaldase hulga leeliselega?

f) Kui palju väävelhapet (100%-st) on vajalik selleks, et neutraliseerida

- 1) 20 g naatriumhüdroksüüdi,
- 2) 10 g kaaliumhüdroksüüdi,
- 3) 15 g baariumhüdroksüüdi?

g) Mitu grammi lämmastikhapet neutraliseerib:

- 1) 7 g kaaliumhüdroksüüdi,
- 2) 10 g naatriumhüdroksüüdi,
- 3) 2 g baariumhüdroksüüdi?

h) Lahusesse, mis sisaldab 16 g vasksulfaati, lisati 8 g rauapulbrit. Mitu grammi vaske eraldus lahusest ja milline hulk rauda jäi järele? (Ülesande lahendamisel võtta aatomkaalud ümardatult: raud 56 ja vask 64.)

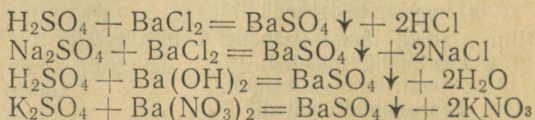
i) Mitu grammi saadakse hõbekloriidi kahe mooli hõbenitraadi ja ühe mooli kaltsiumkloriidi vastastikusel toimel?

ELEKTROLÜÜTILINE DISSOTSIATIOON.

§ 30. Hapete, aluste ja soolade lahuste iseärasused.

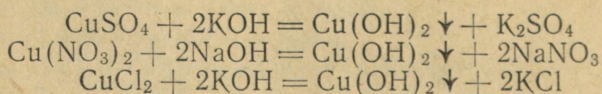
Hapete, aluste ja soolade molekulid koosnevad kahest osast. Hapete molekulid koosnevad vesinikust ja happejäägist, soolade molekulid — metallist ja happejäägist, aluste molekulid — metallist ja veejäägist ehk hüdroksüülist.

Happed, alused ja soolad reageerivad lahustes üksteisega, kusjuures happejäägid ja hüdroksüül reageerivad vastastikku metallide ja vesinikuga, ilma et nad laguneksid, ja lähevad muutmatult üle reageerivate ainete molekulidest uute, tekkivate ainete molekulidesse. Seda võib tõestada järgmiste katsetega: baariumi ühendite lisamisel väävelhappe või selle soolade lahusesse tekib alati ühe ja sama baariumühendi — baariumsulfaadi sade, näiteks:



Sademe tekkimine ei sõltu sellest, milliste happejääkidega soolades või hüdroksüüliga leelises oli seotud baariumiioon ja milliste metallidega soolades või vesinikutga happes oli seotud happejääk — SO_4 .

Samuti saame alati ühe ja sama vaseühendi — vaskhüdroksüüdi sademe, valades leeliste lahust vasesoolade lahusesse:



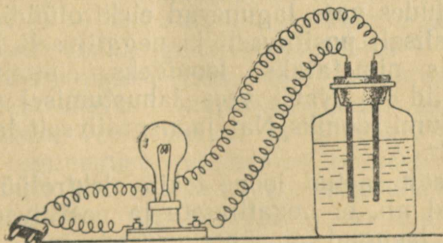
Vaskhüdrosüüdi tekkimine ei sõltu sellest, milliste happejääkidega soolades oli seotud vase aatom või milliste metallidega leelistes oli seotud hüdroksüül.

Siit näeme, et hapete, aluste ja soolade lahustes vesiniku ja metallide aatomid, happejäägid ning hüdroksüülrühmad toimivad kui iseseisvad, üksteisest sõltumatud osakesed. Samasugusele järeldusele tuleme hiljemini kirjeldatud katsete põhjal, mis näitavad nende ainete, see on hapete, aluste ja soolade lahuste elektrivoolu juhtivust.

§ 31. Lahuste elektrijuhtivus.

Mitmesugused ained erinevad üksteisest elektrijuhtivuse poolest. Nii juhivad hästi elektrivoolu metallid, teised ained, nagu suhkur, piiritus, glütseriin jt. ei juhi elektrivoolu.

Elektrivoolu juhtivust võib määrata katseliselt, kasutades joonisel 25 kujutatud seadeldist.



Joon. 25. Lahuste elektrijuhtivuse kindlakstegemine.

Uuritav aine paigutatakse nõusse, kuhu ulatuvad ka elektroodid, mis peavad kokku puutama uuritava ainega. Teised elektroodide otsad ühendatakse valgustusvõrgu juhtmetega. Uhte juhtmesse lülitatakse elektrilamp, mille abil võib otsustada voolu olemasolu üle juhtmetes. Kui nõus asetsev aine juhib voolu, siis hakkab metallniidike lambis hõõguma.

Kirjeldatud seadeldise abil teostatud katsed näitavad, et keedusoola, sööbenaatriumi ja väävelhappe lahused juhivad hästi elektrivoolu, suhkru, piirituse ja glütseriini lahused aga mitte. Samuti ei juhi voolu kuivad soolad, veeta happed ja alused tahkes olekus.

Aineid, mis vees lahustunult või sulas olekus juhivad elektrivoolu, nimetatakse elektrolüütideks.

Seega on happed, alused ja soolad elektrolüüdid.

Aineid, mis ei juhi elektrivoolu, nimetatakse mitte-elektrolüütideks. Mitteelektrolüütide hulka kuuluvad suhkur, piiritus, glütseriin ja mitmed teised ained.

§ 32. Elektrolüütiline dissotsiatsioon.

Hapete, aluste ja soolade vesilahuste elektrijuhtivust seletab elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria. Selle teooria, mille edasist arengut võimaldas aatomi ehituse õpetus, lõi 1887. aastal rootsi teadlane S. Arrhenius (1859—1927). Elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria väljatöötamisel omavad suurt tähtsust vene teadlaste tööd, eriti I. A. Kablukovi uurimused.

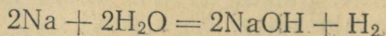
Kaasaegsete vaadete järgi on elektrolüütilise dissotsiatsiooni põhialused järgmised:

1. Lahustudes vees lagunevad elektrolüüdid kas täielikult või osaliselt positiivselt ja negatiivselt laetud osakesteks, mida nimetatakse ionideks. Näiteks laguneb naatriumkloriid — NaCl vees lahustumisel positiivselt laetud naatriumi ioniks Na^+ ja negatiivselt laetud kloori ioniks Cl^- .

Vastupidiselt laetud ioone tekib elektrolüüdi lahuses sellisel hulgal nii, et negatiivsete ja positiivsete ionide summaarsed laengud on ühesuursed, mille tagajärjel kogu lahus terviklikult on elektriliselt neutraalne. Ioonid on kas «liht» või «liitioonid». Lihtiooni moodustab üks aatom, näiteks naatriumiioon — Na^+ . Ioon, mis koosneb mitmest aatomist, on liitioon. Liitiooni näitena võib tuua ioon — NO_3^- , mis tekib lämmastikhappe — HNO_3 lahustumisel vees.

Ioonid liiguvad lahuses vabalt ja korratult igas suunas (sellest on tuletatud nende nimigi; *ionos* tähendab kreeka keeles «rändav»).

2. Ioonid erinevad aatomitest, millest nad on tekkinud, mitte üksi elektrilaengu olemasolult, vaid ka teiselt omadustelt. Näiteks, naatriumi aatomid lagundavad vee, tõrjudes sellest välja vesiniku ja tekitades lahuses naatriumhüdrosüüdi:



Ioonid tekitavad veega ühinedes ebapüsivaid ühendeid —ioonhüdraate. Kloori ioonid on värvuseta ja lõhnata, gaasiline kloor erineb neist värvuselt ja lõhnalt.

Elektrolüüdi molekulide lagunemist ioonideks lahusti toimet nimetatakse elektrolüütiliseks dissotsiatsiooniks. See nähtus on tingitud nii elektrolüüdi kui ka lahusti molekulide ehitusest. Nimetatud protsess ei toimu ainult vees, vaid ka mõningais muudes vedelikkudes. Järelikult sõltub elektrolüütiline dissotsiatsioon keskkonnast, milles elektrolüüt on lahustunud.

Füüsikast on teada, et vastastikune külgetõmbejõud kahe vastupidiselt laetud keha vahel (laengute võrdsuuruse ja ühesuguse kauguse juures teineteisest) on erinev ja tingitud keskkonnast: kõige suurem on ta õhuta ruumis ja gaasides; petrooleumis on ta näiteks kaks korda, piirituses 27 korda ja vees 81 korda väiksem kui õhus.

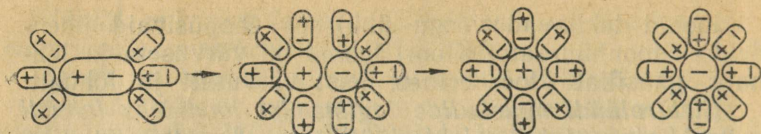
Hapete, aluste ja soolade dissotsiatsioon vees on tingitud nende ainete ja vee molekulide ioon-ehitusest. Ioonühendid koosnevad vastupidiselt laetud ioonidest. Nii on naatriumkloriidi — NaCl kristallid tekkinud naatriumi — Na^+ positiivselt ühelaengulistest ja kloori — Cl^- negatiivselt ühelaengulistest ioonidest. Vastastikune külgetõmbejõud elektrolüüdi vastupidiselt laetud ioonide vahel on suurim õhus, vees muutub ta nõrgaks, põhjustades elektrolüüdi lagunemist iseseisvaiks ioonideks kas täielikult või osaliselt. Näiteks on naatriumkloriidi lahuses sellisteks ioonideks naatriumi ioonid ja kloori ioonid.

Et saada selget kujutlust elektrolüüdi dissotsiatsioonist vesilahustes, meenutame D. I. Mendelejevi poolt loodud lahuste hüdraatteooriat. Selle teooria kohaselt toimivad vastastikku vee molekulid lahustunud ainega ja tekitavad ebapüsivaid ühendeid, mida nimetatakse hüdraatideks.

Silmapaistev vene teadlane I. A. Kablukov arendas edasi D. I. Mendelejevi poolt antud teooria põhialuseid ja tuli otsusele, et mitte üksi molekulid ei hüdratiseeru, vaid ka ioonid. Elektrolüüdi dissotsiatsiooni vesilahuses põhjustab vee molekulide dipoolne ehitus.

Molekulide dissotsiatsiooni vees kujutab joonisel 26 toodud skeem. Joonisel on kujutatud elektrolüüdi molekul, mida ümbritsevad vee molekulid.

Vee dipoolide positiivsed poolused on pööratud elektrolüüdi molekuli negatiivselt laetud iooni poole ja nega-

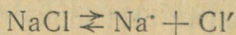


Joon. 26. Molekulide dissotsiatsioon vees.

tiivsed poolused selle molekuli positiivselt laetud iooni poole. Vastastikune külgetõmbejõud mõjub nii elektrolüüdi molekulide ioonidesse kui ka vee dipoolidesse. Seejuures nõrgeneb side vastupidiste laengutega ionide vahel elektrolüüdi molekulis ning vee molekulide liikumisenergia tõttu lagunevad elektrolüüdi molekulid iseseisvateks ioonideks. Vee molekulid ümbritsevad nüüd elektrolüüdi ioone, nagu seda kujutab joonis, tekitades nn. hüdratiseeritud ioone. Hüdratiseerumise tõttu eemalduvad vastupidiselt laetud ioonid üksteisest, mis takistab nende taasühinemist molekuliks.

Kuigi külgetõmbejõud lahuses liikuvate hüdratiseeritud ionide vahel on nõrgenenud, on ta siiski olemas ning ioonid võivad üksteisele liginedes uuesti ühineda ja tekitada elektrolüüdi dissotsieerumata molekule, millised võivad uuesti laguneda ioonideks jne. Seega on elektrolüütilise dissotsiatsiooni protsess pöörduv ja elektrolüüdi lahuses kujuneb «liikuv tasakaal». Selliseks nimetatakse olukorda, millal lahuses tekivad üheaegselt nii elektrolüüdi dissotsieerumata molekulid kui ka tema iseseisvad (olgugi hüdratiseeritud) ioonid.

Elektrolüüdi dissotsiatsiooni pöörduvat protsessi tähistatakse võrrandiga, milles võrdsusmärk asendatakse suunamärkidega \rightleftharpoons . Näiteks NaCl dissotsiatsiooni protsessi väljendab järgmine võrrand:



Lahuses leiduvate ionide laenguid märgitakse tinglikult punktidega ja komadega. Märkidega + ja - tähistatakse neid ioone, mis asetsevad tahketes soolades ja muudes ionühendites.

Ainete molekulid, mis pole ionühendid, nagu suhkur, piiritus, glütseriin, ei lagune vesilahuses. Järelikult mitte-

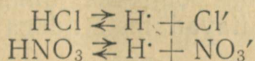
elektrolüütide vesilahustes puuduvad laetud osakesed (ioonid). See on põhjuseks, miks nende vesilahused ei juhi elektrit.

§ 33. Hapete, aluste ja soolade dissotsiatsioon vesilahustes.

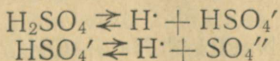
Elektrolüütide dissotsiatsiooni uurimine näitas, et hapete, aluste ja soolade molekulid lagunevad vees ioonideks, mis vahetusreaktsioonides toimivad kui iseseisvad, teineteisest sõltumatud osakesed.

1. Hapete dissotsiatsioon.

Hapete molekulid dissotsieeruvad vees positiivselt laetud vesiniku ioonideks ja negatiivselt laetud happejäägi ioonideks. Sool- ja lämmastikhappe dissotsiatsiooni tähistatakse võrranditega:

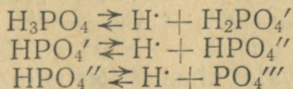


Kahe- ja mitmealuseliste hapete dissotsieerumisel tekib järgemööda mitu liiki negatiivselt laetud ioone. Sellist dissotsiatsiooni nimetatakse järkjärguliseks ehk astmeliseks. Väävelhappe järkjärgulist dissotsiatsiooni väljendatakse võrranditega:



Seega eraldub väävelhappe molekulist esmalt üks, hiljem teine vesinikuioon, kusjuures teise iooni eraldumine toimub raskemalt, sest viimasel tuleb vabaneda palju suuremast, kahelaengulise iooni külgetõmbejõust.

Fosforhappe — H_3PO_4 dissotsieerub kolmeastmeliselt:



Mitmealuseliste hapete dissotsiatsiooni võrrandite koostamisel tuleb jälgida, et happejäägist tekkinud iooni nega-

tiivsete laengute arv võrduks happe molekulist eraldunud vesinikuioonide arvuga.

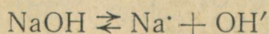
Mitmealuseliste hapete järkjärguline dissotsiatsioon põhjustabki hapude soolade tekkimist, näiteks naatriumvesiniksulfaat — NaHSO_4 , kaltsiumdivesinikfosfaat — $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ja teised.

Juba enne elektrolüütilise dissotsiatsiooniteooria ilmumist teati, et kõik happed sisaldavad vesinikku, kuid polnud veel täpselt määratud, milliseid vesinikku sisaldavaid aineid tuleb pidada hapeteks. *Elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria järgi nimetatakse happeks ainet, mis tekitab lahuses positiivselt laetud vesiniku ioone ja negatiivselt laetud happejäägi ioone.*

Happe omadus tekitada lahuses vesiniku ioone ongi põhjuseks, miks mitmesuguste ainete lahustel on hapumaitse ja nad värvivad lakmuspaberi punaseks. Sellised hapete omadused pole tingitud mitte erinevate hapete molekulide, vaid hapete lahustumisel vees tekkinud vesiniku ionide omadustest. Lahuses leiduvate vesiniku ionide omadused on põhjuseks, miks happed neutraliseerivad leelisi, tekitavad metallidega reageerides sooli jne.

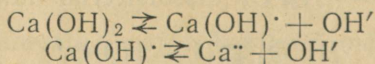
2. Aluste dissotsiatsioon.

Aluste molekulid dissotsieeruvad vees positiivselt laetud metalli ionideks ja negatiivselt laetud hüdroksüül-ioonideks. Nii väljendub naatriumhüdroksüüdi dissotsiatsioon võrrandiga:



Alused, mille molekulis on rohkem kui üks hüdroksüülrühm, dissotsieeruvad astmeliselt.

Nii väljendub aluse $\text{Ca}(\text{OH})_2$ astmeline dissotsiatsioon võrrandites:



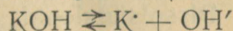
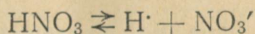
Kõigi lahustuvate aluste (leeliste) omadused, mis väljenduvad lakmuspaberi värvuse muutumises, «seebi-maitses» jne., on tingitud hüdroksüüli ionide olemasolust nende lahustes.

Elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria järgi nimetatakse aluseks ainet, mis tekitab lahuses positiivselt laetud metalli ioone ja negatiivselt laetud hüdroksüüli ioone.

3. Amfoteersed hüdroksüüdid.

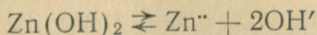
Nagu teada, võib hapnikku sisaldavaid happeid ja aluseid nimetada oksüüdide hüdraatideks. Nii on väevli-hape — H_2SO_3 oksüüdi — SO_2 hüdraat ja kustutatud lubi — $\text{Ca}(\text{OH})_2$ oksüüdi — CaO hüdraat.

Kas hüdraat kuulub hapete või aluste klassi, sõltub sellest, milliseid ioone tekitab lahuses selle hüdraadi molekul. Varemalt näidati, et hapete molekulide dissotsieerumisel eralduvad vesiniku ioonid, aluste molekulide dissotsieerumisel aga hüdroksüüli ioonid,

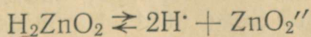


Peale happeliste ja aluseliste hüdraatide eksisteerivad veel nn. amfoteersed hüdroksüüdid, näiteks tsinkoksüüdi-hüdraat ehk tsinkhüdroksüüd — $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

$\text{Zn}(\text{OH})_2$ dissotsieerub happelises keskkonnas kui alusjäärgmise võrrandi kohaselt:

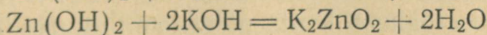
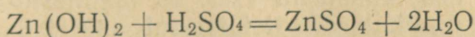


Leeliselises keskkonnas $\text{Zn}(\text{OH})_2$ dissotsieerub nagu hape, ning seda ainet võib tähistada valemiga H_2ZnO_2 , dissotsiatsiooni väljendab võrrand:

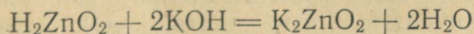


Aineid, mis olenevalt keskkonnast dissotsieeruvad kui alused või kui happed, nimetatakse amfoteerseteks.

Amfoteersed hüdroksüüdid tekitavad sooli nii hapete kui ka aluste vastastikusel toimel.

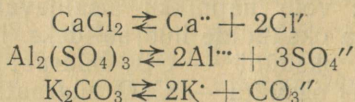


ehk



4. Soolade dissotsiatsioon.

Kesksete soolade molekulid dissotsieeruvad positiivselt laetud metalli ionideks ja negatiivselt laetud happejäägi ionideks. Allpool on toodud mõningate soolade dissotsiatsiooni võrrandid:



Soolade dissotsiatsiooni võrrandite koostamisel tuleb jälgida, et kõigi soolamolekulide dissotsieerumisel tekivate metalli ionide laengute summa võrduks happejäägi ionide laengute summaga.

§ 34. Dissotsiatsiooniaste.

Elektrolüütide lahuste omaduste uurimine näitab, et aluste lahendamisel dissotsieeruvate molekulide arv kasvab. Kontsentreeritud lahused sisaldavad peamiselt mittedissotsieerunud molekule. Väga lahjades lahustes on peaaegu kõik elektrolüüdi molekulid dissotsieerunud.

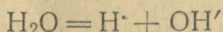
Seda väidet võib tõestada järgmine katse. Lamedasse nelinurksesse anumasse paigutame kaks plaaditaolist anumaseintega võrdset elektroodi. Valame anumasse veidi mõne happe, näit. soolhappe kontsentreeritud lahust ja lülitame voolu sisse. Ahelikku lülitatud lamp hakkab nõrgalt helendama. Kui anumasse lisada vähehaaval vett ja segada viimane happega, suureneb aegamööda lambi helendumine. Seda nähtust põhjustab lahuse lahendamisel dissotsieerunud ionide arvu suurenemisega kaasnev lahuse elektrijuhtivuse kasv.

Dissotsieerunud molekulide arvu suhet lahustunud aine molekulide üldarvuga nimetatakse elektrolüüdi dissotsiatsiooniastmeks. Kui näiteks elektrolüüdi igast sajast molekulist, mis lahustusid vees, 60 lagunesid ionideks, siis on elektrolüüdi dissotsiatsiooni aste 0,6 ehk 60%.

Ühesuguse lahuse kontsentratsiooni juures on erinevatel elektrolüütidel dissotsiatsiooniaste erinev. Iga elektrolüüdi dissotsiatsiooniaste määratakse katseliselt, mõõtes tema lahuse elektrijuhtivust. Elektrolüüte, mis hästi

dissotsieeruvad ionideks, nimetatakse tugevateks elektrolüütideks. Nõrgad elektrolüüdid tekitavad lahuses ainult väikse arvu ioone. Tugevad elektrolüüdid on sellised happed, nagu soolhape, lämmastikhape ja väävelhape, peaaegu kõik soolad ja leelised (välja arvatud NH_4OH). Nõrkade elektrolüütide hulka kuulub näiteks süsihape — H_2CO_3 .

Vesi kuulub nõrkade elektrolüütide hulka. Vee enda dissotsiatsiooni väljendatakse võrrandiga:



Keemiliselt puhtas vees leidub vabu vesiniku ja hüdroksüüli ioone äärmiselt vähe, kusjuures nende olemasolu võib kindlaks teha väga tundlikkude mõõteriistade abil.

Elektrolüütide tugevusel on suur tähtsus keemiliste reaktsioonide suhtes.

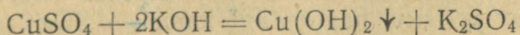
Näiteks ühesuguse kontsentratsiooniga väävelhappe ja äädikhappe toimel tsingisse (tavalistel tingimustel) eraldub väävelhappe puhul vesinikku palju energilisemalt. Selle põhjuseks on suurema arvu ionide olemasolu väävelhappe lahuses.

§ 35. Vahetusreaktsioonid elektrolüütide lahustes. Ioonreaktsioonid.

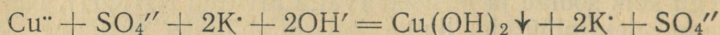
Elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria järgi kujutab tugeva elektrolüüdi lahus ionide (või nende hüdraatide) ja vee molekulide segu. Kahe tugeva elektrolüüdi lahuse ühtevalamisel reageerivad ainult ionid, mitte aga elektrolüütide molekulid. Selliseid reaktsioone nimetatakse ioonreaktsioonideks.

Elektrolüütide vahel lahustes toimuvate keemiliste reaktsioonide olemuse tähistamiseks kasutatakse ioonvõrrandeid.

Vaatleme näitena reaktsiooni, mis toimub vasksulfaadi ja kaaliumhüdroksüüdi vahel lahustes. Selle reaktsiooni molekulaarkujus koostatud võrrand on järgmine



Kuna ained CuSO_4 , KOH ja K_2SO_4 on lahuses täielikult dissotsieerunud ja ainult vaskhüdrosüüdi sade koosneb $\text{Cu}(\text{OH})_2$ dissotsieerumata molekulidest, siis võib reaktsiooni võrrandit tähistada järgmisel kujul:



Arvestades asjaolu, et sellest reaktsioonist SO_4'' ja K' -ioonid osa ei võta, eemaldame nende ionide märgid võrrandi mõlemast poolest ja saame nüüd ionvõrrandi:



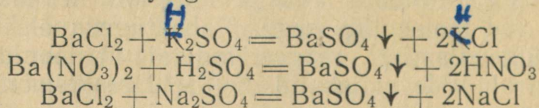
Reaktsiooni ionvõrrandiks nimetatakse sellist võrrandit, millest on eemaldatud kõik nende ionide märgid, mis sellest reaktsioonist osa ei võta.

Ionvõrrandite koostamisel on soovitatav kinni pida järgmisest korrast:

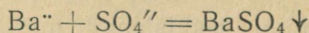
1. Kirjutada reaktsiooni võrrand molekulaarsel kujul.
2. Kirjutada see reaktsioon uuesti, jättes lahustumatud ja nõrgalt dissotsieerunud ained molekulide kujul, kõik teised ained tähistada aga nende ionidega, milleks nad on dissotsieerunud.
3. Eemaldada võrrandi vasemast ja paremast poolest võrdsel arvul need ionid, mis reaktsioonist osa ei võta.

Ionvõrrand erineb molekulaarvõrrandist sellepoolest, et ta ei tähista mitte ainult kindlat reaktsiooni, vaid väljendab ühetaoliste reaktsioonide rühma olemust. Selles seisnebki ionvõrrandite tähtsus.

Näiteks toome järgmisi reaktsioone:



Kõigi nende reaktsioonide olemust väljendab järgmine ionvõrrand:



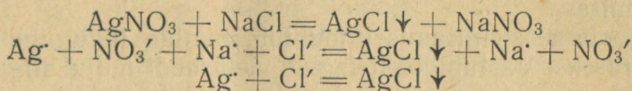
Antud ionvõrrandist näeme, et kui lahuses reageerivad kaks elektrolüüti, millest üks sisaldab baariumi ioone — Ba'' ja teine happejäägi ioone — SO_4'' , siis need

ioonid, ühinedes omavahel, tekitavad lahustumatu baa-riumsulfaadi — BaSO_4 .

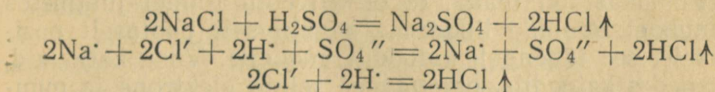
Võib esineda ioonreaktsioone, kus tekkinud ionidest kaks liiki ühinevad dissotsieerumata molekulideks.

Sellised reaktsioonid on järgmised:

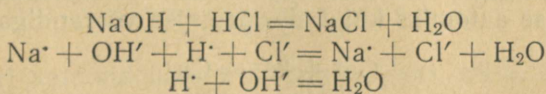
1. Sademena eralduvate vähelahustuvate ainete tekki-mine, näiteks hõbekloriidi tekkimine hõbenitraadi ja naat-riumkloriidi lahuste vastastikusel toimel:



2. Lenduvate ainete tekkimine, mis eralduvad gaasi- dena, näiteks kloorvesiniku tekkimine kontsentreeritud naatriumkloriidi ja väävelhappe lahuste vastastikusel toimel:



3. Nõrgalt dissotsieeruva aine tekkimine, näiteks vee tekkimine naatriumhüdroksüüdi neutraliseerimisel sool- happega:



Kahel esimesel juhul üks reaktsiooni tulemusena tek- kinud aine eemaldub lahusest, järelikult eemalduvad lahusest ka seda ainet tekitanud kaks liiki ioone. Kolman- dal juhul tekib vesi, seega eemalduvad reaktsiooni puhul ka vett tekitanud ioonid. Reaktsioon kulgeb seni, kuni kõik need kaks liiki ioone on ühinenud.

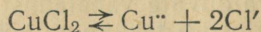
Selliseid reaktsioone nimetatakse pöördumatuteks.

§ 36. Elektrolüüs.

Elektrolüütilise dissotsiatsiooni teooria võimaldab seletada nähtusi, mis toimuvad elektrivoolu läbimisel elektrolüüdi lahusest — elektrolüüsi olemust.

Vaatleme vask(II)kloriidi — CuCl_2 vesilahuse elektro-
lüüsi, kasutades katsel söest elektroode.

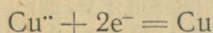
Vask(II)kloriidi molekulid dissotsieeruvad vesilahuses
positiivselt laetud vase ioonideks ja negatiivselt laetud
kloori ioonideks:



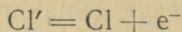
Vase ja kloori ioonid on lahuses pidevas kaootilises
liikumises.

Voolu sisselülitamisel muutub ioonide liikumine kor-
rapäraseks. Vastupidiselt laetud elektroodi mõjul liiguvad
ioonid vastavate pooluste juurde: vase ioonid negatiivse
ja kloori ioonid positiivse pooluse juurde. Ioone, mida tõm-
bab enda külge katood, nimetatakse katioonideks; anioo-
nideks aga nimetatakse neid ioone, mida tõmbab enda kül-
ge anood.

Füüsikast on teada, et elektrivoolu toimel juhtmetes
toimub elektronide liikumine negatiivselt pooluselt posi-
tiivsele, see tähendab katoodilt anoodile. Vase katioonid,
lähenedes katoodile, omandavad sellelt elektrone ja muu-
tuvad neutraalseteks aatomiteks, s. t. redutseeruvad siin.
Kuna vase ioonil on kaks positiivset laengut, siis saab ta
katoodilt 2 elektroni. Tähistades vaba elektroni täht e^- ga
miinusmärgiga, siis võib vase iooni redutseerumise prot-
sessi vase aatomiks kujutada järgmise võrrandiga:



Negatiivsed kloori ioonid, puutudes kokku anoodiga,
annavad talle elektrone, s. t. nad oksüdeeruvad. Kloori
iooni oksüdeerumist kloori aatomiks võib kujutada järg-
mise võrrandiga:



Neutraalseid aatomeid või aatomite rühmi, mis teki-
vad ioonide laengute neutraliseerimisel elektrootide juu-
res, nimetatakse primaarseteks elektrolüüsi saadusteks.

*Elektrolüüsiks nimetatakse protsessi, kus elektrivoolu
läbimisel elektrolüüdi lahusest toimuvad elektrootidel
oksüdeerumise-redutseerumise protsessid: katoodil redut-
seerumine, anoodil oksüdeerumine.*

Kasutades keemiliselt inertseid aineid — sütt, grafiiti
jt. elektrootidena, tekivad vask(II)klóriidi lahuse elektro-

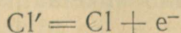
löösi saadustena katoodil metalne vask, anoodil gaasiline kloor ($2\text{Cl} = \text{Cl}_2$).

Sageli muutuvad elektrolüüsi nähtused keerulisteks, kusjuures elektrolüüsi saadustena ei teki mitte need ained, mille ioone sisaldab lahus, vaid hoopis uued ühendid, mis tekivad neutraalsete aatomite ja aatomite rühmade vastastikusel reaktsioonil. Teostades vask(II)klooriidi lahuse elektrolüüsi vaskelektroodidega, märkame anoodil gaasilise kloori tekkimise asemel anoodi lahustumist, katoodil aga toimub endiselt vase sadestumine.

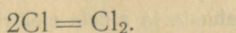
Elektrolüüsi protsessi olemuse tundmaõppimisel tuleb arvestada asjaolu, et igas vesilahuses lahustunud elektrolüüdi ionide kõrval eksisteerivad veel, kuigi väga vähesel arvul, vesiniku ja hüdroksüüli ionid, mis tekivad vee dissotsieerumisel.

Katse näitab, et naatriumi, kaaliumi ja kaltsiumi soolade elektrolüüsil katoodil eralduvad erandlikult vee vesiniku ionid. See ongi põhjuseks, miks NaCl vesilahuse elektrolüüsil katoodil eraldub gaasiline vesinik: naatriumi ionid jäävad seejuures lahusesse.

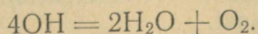
Negatiivsete ionide oksüdeerumine anoodil, nagu seda näitab katse, toimub järgmise seaduspärasuse järgi. Kui elektrolüüdi negatiivsed ionid ei sisalda hapnikku, näit. kloori ionid, siis neutraliseeritakse see liik ioone järgmiselt:



Kloori aatomid ühinevad molekulideks, mille tagajärjel gaasiline kloor eraldub anoodil:



Hüdroksüülrühmad, andes ära elektrone, tekitavad neutraalse rühma OH, mis pole suuteline iseseisvalt eksisteerima, vaid muundub vee molekulideks ja hapnikuks, viimane eraldub gaasina anoodil:



§ 37. Elektrolüüsi kasutamine.

Tehnikas rakendatakse elektrolüüsi väga laialdaselt. Metallurgias kasutatakse elektrolüüsi metallide saamisel, keemiatööstuses mitmesuguste kemikaalide tootmisel,

metallide puhastamisel lisanditest jne. Metallide lisanditest puhastamise protsessi nimetatakse veel rafineerimiseks.

Vase elektrolüütilisel rafineerimisel paigutatakse vase soola, näiteks CuSO_4 lahusesse katoodina lisandeid sisaldav vaskplaat, anoodiks võetakse aga peenike puhtast vasest traat. Elektrolüüsil läheb kogu vask üle anoodilt katoodile, kuna lisandid kogunevad sademena nõu põhja, milles toimub elektrolüüs.

Praktiliselt leiab elektrolüüs rakendamist galvanoplastikas ja galvanostegias.

Galvanoplastika võimaldab saada täpseid metalseid koopiaid, näiteks medalitest, rahadest, mitmesugustest reljeefsetest kujutistest jne. Selleks võetakse esmalt kopeeritavalt esemelt vahast või kipsist jäljend. Enne elektrolüüsi teostamist kaetakse viimase pind elektrijuhtivuse saavutamiseks õhukese grafiidikihi ja paigutatakse katoodina vastava elektrolüüdi lahusesse. Nii kasutatakse vasest koopia saamiseks vase soola. Galvanoplastika leiutas möödunud sajandi kolmekümnendatel aastatel vene akadeemik B. S. Jakobi (1801—1874); see oli elektri tööstusliku rakendamise esimeseks samuks.

Galvanostegiaiks nimetatakse elektrolüüsi rakendamist ühe metalli pinna katmiseks teise metalli õhukese kihiga. Sel teel toimub nikeldamine, kroomimine jne.

LABORATOORNE TÖÖ nr. 18.

Lahuste ja ainete elektrijuhtivus.

Valmis panna —

a) reaktiivid ja materjalid — naatriumkloriid, suhkur, väävelhape (1 : 5),

b) riistad ja nõud — riist elektrijuhtivuse määramiseks, neli keeduklaasi.

Töö teostamise kord.

1. Koostada ja joonistada vooluahel elektrijuhtivuse määramiseks, nagu on näidatud joonisel 25.

Valada pool keeduklaasi kraanivett ja paigutada

sinna elektroodide otsad. Lülitada sisse vool. Kas lamp hakkab põlema? Lülitada vool välja.

2. Asetada elektroodid klaasi, milles on destilleeritud vesi. Lülitada vool sisse. Kas lamp hakkab põlema? Lülitada vool välja.

3. Kuivatada elektroodid puhta käterätikuga või filterpaberiga. Asetada elektroodide otsad klaasis oleva kuiva keedusoola sisse ja lülitada vool sisse. Kas lamp hakkab põlema?

4. Jättes elektroodid soola sisse, valada klaasi vähehaaval destilleeritud vett, segades seejuures klaasi sisu klaaspulgaga. Jälgida lampi. Kuidas seletada lambi helendumist ja tema helendumise suurenemist? Lülitada vool välja, võtta elektroodid soolalahusest, loputada nad veega üle ja kuivatada.

5. Asetada puhaste ja kuivade elektroodide otsad klaasis olevasse suhkrusse. Lülitada vool sisse ja jälgida lampi. Kas lamp süttib? Valada suhkrule destilleeritud vett, segada segu klaaspulgaga ja jälgida lampi. Mida võib panna tähele?

6. Asetada puhaste ja kuivade elektroodide otsad klaasi, milles on destilleeritud vesi, lülitada sisse vool ja valada vette veidi väävelhapet. Kas lamp süttib? Lülitada vool välja. Võtta elektroodid klaasist, pesta ja kuivatada.

7. Kirjutada lühike töö aruanne.

8. Vastata küsimustele:

1. Kuidas seletada keedusoola lahuse ja kraanivee elektrijuhtivust? Miks suhkur ei juhi elektrivoolu nii kuivas kui ka lahustunud olekus?

LABORATOORNE TÖÖ nr. 19.

Naatriumkloriidi vesilahuse elektrolüüs.

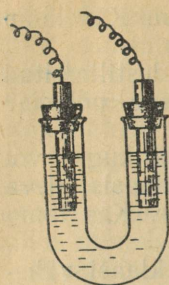
Valmis panna —

a) reaktiivid ja materjalid — naatriumkloriidi lahus, fenoolftaleiini lahus,

b) riistad ja nõud — elektrolüüsi teostamise seadeldis. (Joon. 27.)

Töö teostamise kord.

1. Koostada ja joonistada seadeldis, nagu see on joon. 27.



Joon. 27. Keedusoola lahuse elektrolüüsi seadeldis.

2. Valada elektrolüüsil kasutatavasse U-torusse naatriumkloriidi lahust ja kinnitada mõlemasse harusse süsielektroodid. Ühendada mõlema juhtmed alalisvoolu allikaga. Jälgida, mis toimub kummaski harus.

3. 5–10 minuti pärast lülitada vool välja. Nuusutada ettevaatlikult vedelikku kummaski toru pooles. Millises toru pooles võib tunda kloori iseloomulikku lõhna? Millisel elektroodil eraldub kloor? Valada mõni tilk fenoolftaleiini lahust kummassegi toru poolde. Mida võib panna tähele? Kuidas seletada nähtust?

4. Kirjutada aruanne tehtud tööst.

5. Vastata küsimustele:

- a) Mida nimetatakse aine elektrolüüsiks?
- b) Millised ained tekivad naatriumkloriidi vesilahuse elektrolüüsil?

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Millised on hapete, aluste ja soolade üldised iseloomulikud omadused?
2. Kuidas uuritakse ainete elektrijuhtivust?
3. Mida nimetatakse: a) elektrolüüdiks, b) mitteelektrolüüdiks, c) elektrolüütiliseks dissotsiatsiooniks?
4. Millisteks ionideks dissotsieeruvad: a) hapete, b) aluste, c) soolade molekulid?
5. Milliseid võrrandeid nimetatakseioonvõrranditeks?
6. Tuua järgmiste ainete dissotsiatsiooni protsesside võrrandid: a) happed: sool-, lämmastik- ja väävelhape; b) alused: kaaliumhüdroksüüd, naatriumhüdroksüüd, kaltsiumhüdroksüüd; c) soolad: kaaliumnitraat, kaltsiumkloriid, alumiiniumnitraat, naatriumfosfaat.
7. Miks on ioone sisaldav lahus neutraalne?
8. Kuidas defineerida elektrolüütilise dissotsiatsiooni seisukoht: a) mis on hape, b) mis on leelis?
9. Kuidas seletada elektrivoolu läbimist elektrolüüdist?
10. Mida nimetatakse: a) elektrolüüsiks, b) katiooniks, c) aniooniks?
11. Jutustada, kuidas toimub vask(II)kloriidi vesilahuse elektrolüüs.
12. Loetleda elektrolüüsi praktilise kasutamise viise.

HALOGEENID.

§ 38. Halogeenide üldiseloomustus.

Halogeenideks nimetatakse järgnevaid elemente: fluori, kloori, broomi ja joodi.

Kõigi halogeenide aatomitel on väliskihis 7 elektroni. Välise elektronikihi ühesugusest ehitusest on tingitud halogeenide suur omavaheline sarnasus. See sarnasus ilmneb halogeenide keemilistes omadustes, samuti ka nende poolt tekitatud ühendite vormides ja omadustes. Kõigi halogeenide aatomid liidavad endaga väga kergesti ühe elektroni, tekitades ühelaengulisi negatiivseid ioone. Järelikult on halogeenid tüüpilised metalloidid. Elektronide äraandmise omadus esineb halogeenidel palju nõrgemalt. Vabu positiivseid ioone nad ei tekita. Halogeenide aatomite ehitusest tingituna (mille väliskihis on 7 elektroni), peab halogeenide maksimaalne positiivne valents olema seitse. Kuid säärane valents on ainult klooril ja joodil. Broomil on kõige suurem positiivne valents mõningates ühendites viis, fluor on enamasti negatiivselt ühevalentne.

Fluor, kloor, broom ja jood tekitavad metallidega otsesel ühinemisel sooli. Sellest omadusest on tulnud ka nende elementide üldnimetus — halogeenid, mis tähendab kreeka keeles «soolatekitajad».

Nii tekib kloori ja naatriumi vastastikusel toimel sool — naatriumkloriid.

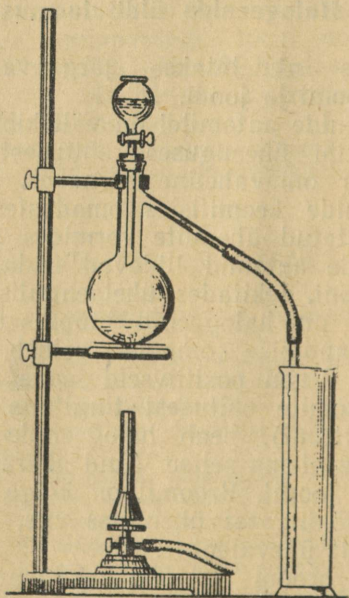
§ 39. Kloor.

Kloori keemiline märk on Cl (hääldada kloor). Kloori aatomi laeng on 17; järelikult tema tuuma ümbritsevad 17 elektroni, mis tekitavad kolm elektronkihti. Esimeses

kihis on kaks elektroni, teises kaheksa ja lõpuks kolmandas kihis on seitse valentselektroni. Kloori aatomkaal on ümardatult 35,5.

1. Kloor looduses.

Omades suurt keemilist aktiivsust kloori looduses vabas olekus ei leidu, vaid ainult ühenditena. Kloori ühendid on aga väga laialdaselt levinud. Kõige rohkem leidub kloori ühenditest looduses naatriumkloriidi ehk keedusoola. Vähesel määral leidub kloori peaaegu kõigis



Joon. 28. Kloori saamine.

kivimeis. Tuhandete aastate jooksul lahustas looduslik vesi kloori sisaldavaid sooli ja varus neid ookeanides ja meredes, millede kuivamisel tekkisid paljudes maakera kohtades võimsad keedusoola lademed.

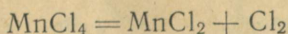
2. Kloori saamine.

Kloori saamiseks tööstuslikult kasutatakse keedusoola vesilahuse elektrolüüsi. Kloor eraldub sel puhul gaasina anoodil, kuna katoodil tekib naatriumhüdroksüüdi lahus. Et eemaldada gaasist niiskust, juhitakse eralduv kloor läbi kuivatusaparaatide. Müügile lastakse kloor vedelas olekus terasballoonides (6 at rõhul).

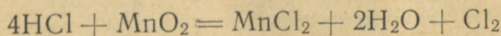
Laboratooriumides saadakse kloori harilikult kontsentreeritud soolhappest, toimides viimasesse mangaandioksüüdiga (MnO_2). Reaktsioon toimub soojendamisel. Algul tekib mangaandioksüüdist ja soolhappest mangaan(IV)kloriid ja vesi.



Soojendamisel laguneb $MnCl_4$ mangaan(II)kloriidiks — $MnCl_2$ ja vabaks klooriks — Cl_2 :



Kokkuvõttes saame:



Lõppvõrrand näitab, et esialgsetest ainetest — soolhappest ja mangaandioksüüdist — saadakse mangaan(II)kloriid, kloor ja vesi.

3. Kloori omadused.

Kloor on kollakas-roheline terava lõhnaga gaas. Oma värvuse tõttu on kloor saanud ka oma nimetuse, kreeka keeles tähendab «Chloros» roheline. Kloor on õhust umbes kaks ja pool korda raskem. Sissehingamisel ärritab ta tugevalt hingamisteede limanahka. Suus tekitab ta põletustunde ja paneb kõhima. Suurel hulgal kloori sissehingamisel inimene lämbub. Kloor kuulub mürgainete hulka. Mürgituse puhul tuleb kannatanu viia värske õhu kätte; anda nuusutada nuuskpiiritust, samuti toob kergendust suitsetamine.

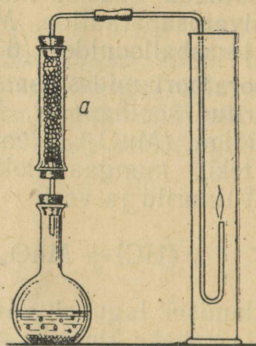
Kloor on keemiliselt väga aktiivne element. Paljud ained nagu naatrium, vask, raud, tina, fosfor ja teised

põlevad klooris, s. t. nad ühinevad klooriga, kusjuures tekib valgus ja soojus.

Mõned ained, nagu antimon, süttivad klooris otsestelt põlema; vaske, naatriumi, rauda ja teisi tuleb enne veidi soojendada.



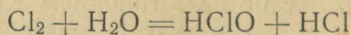
Joon. 29. Antimoni ühinemine klooriga.



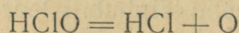
Joon. 30. Vesiniku põlemine klooris:
a — kloorkaltsiumi toru vesiniku kuivatamiseks.

Vesinik põleb klooris, tekitades kloorvesiniku. Kloor ise ei põle puhtas hapnikus, samuti mitte õhus. Mitmed liitained reageerivad klooriga. Asetades põleva parafiinküünla anumasse, mis sisaldab kloori, jätkab küünal põlemist, tekitades palju tahma. Küünla põlemisel ühineb kloor parafiini koostisse kuuluva vesinikuga, kuna parafiini süsinik eraldub vabas olekus, tekitades tahma.

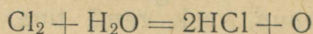
Vesilahuses reageerib kloor aegamööda veega, tekitades alakloorishappe — HClO ja soolhappe — HCl :



Alakloorishape on ebapüsiv ühend, ta laguneb kergesti:



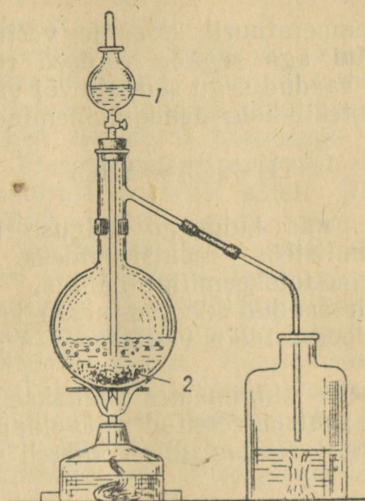
Mõlemaid üksteisele järgnevaid reaktsioone võib kirjutada ühe võrrandiga:





Joon. 31. Kün-
la põlemine
klooris.

Joon. 32. Niis-
ke riide pleegi-
tamine klooriga.



Joon. 33. Kloorvesiniku saa-
mine ja tema lahustumine vees:
1 — hape, 2 — keedusool.

Reaktsioonil eralduv atomaarne hapnik mõjub hävitavalt pisikutele ja pleegitab värve. Selle tõttu kasutatakse kloori vee juuresolekul desinfitseeriva ja pleegitava vahendina.

Kloori neelavad leeliste ja tiosulfaatide lahused, näiteks naatriumtiosulfaadi lahus ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$).

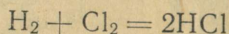
4. Kloori kasutamine.

Kloori kasutatakse peamiselt keemiatööstuses mitmesuguste kloori ühendite, näiteks soolhappe, kloorlubja ja teiste ainete saamiseks. Et hävitada vees esinevaid võimalikke haiguspisikuid, lisatakse veele kloori (vee kloorimine) keskmiselt 1,5 g 1 m³ vee kohta. Kloori kasutatakse paljude arstimite tootmisel, putukate hävitamiseks ja mitmesuguste teraviljade, jahu jne. kahjurite tõrjevahendiks. Kloori kasutatakse ka riide ja paberi pleegitamiseks.

§ 40. Kloorvesinik ja soolhape.

1. Kloorvesiniku saamine.

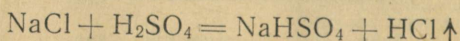
Harilikul temperatuuril kloor ja vesinik ei reageeri teineteisega. Kui aga segada võrdsed ruumalad kloori ja vesiniku ja saadud segu süüdata või valgustada ereda valgusega, siis tekib kohe nende ühinemine plahvatusega:



Reaktsioone, mis kulgevad valguse mõjul, nimetatakse fotokeemilisteks reaktsioonideks. Kloorvesiniku süntees on seega fotokeemiline nähtus.

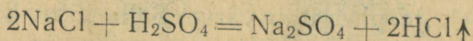
Sünteesiliselt saadud kloorvesinikku kasutatakse keemiatööstuses kloorvesiniku vesilahuse — soolhappe tootmisel.

Laboratoorsetes tingimustes saadakse kloorvesinikku keedusoola ja kontsentreeritud väävelhappe vastastikusel toimel. Nõrgal soojendamisel kulgeb reaktsioon võrandi järgi:



Kloorvesiniku kõrval tekib veel naatriumvesiniksulfaat.

Tugeval soojendamisel saadakse reaktsiooni tulemusena keskne sool:



2. Kloorvesiniku omadused.

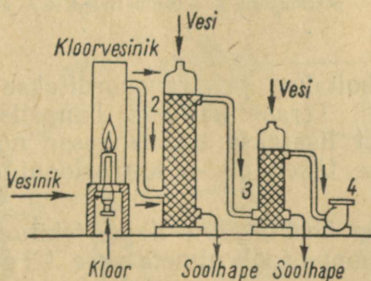
Kloorvesinik on värvuseta, õhust veidi raskem, terava lõhnaga gaas, mis ärritab tugevasti hingamiselundeid. See gaas ei põle ega soodusta põlemist. Niiskes õhus kloorvesinik tekitab veauruga väikseid soolhappe piisku, moodustades udu. Seega on tekkinud udu põhjuseks, miks kange soolhape «suitseb» õhus.

Kloorvesinik lahustub hästi vees: 0° C juures lahustub ühe ruumühiku vee kohta umbes 507 ruumala kloorvesinikku. Kloorvesiniku vesilahusel on happelised omadused, teda nimetatakse kloorvesinikhappeks või tehnilise nimetusega soolhappeks.

3. Soolhappe saamine.

Tööstuses saadakse soolhapet kahel viisil: sünteetiliselt ja «sulfaatmenetlusega».

Soolhappe saamine sünteetiliselt toimub kahes järjus: kloorvesiniku süntees ja tema absorbeerimine vees. Kloorvesiniku süntees toimub kontaktahjus, mis kujutab endast vertikaalset terastorni kõrgusega 7 m ja läbimõõduga 0,6 m. Torni alumises osas asetseb kahest kontsentrilisest terastorust koosnev põleti. Kloor juhitakse ahju altpoolt, põleti sisetoru kaudu, mille ülemises osas on hulk auke. Vesinik juhitakse ahju põleti välistoru kaudu. Süüdates segu põlema tekib gaaside rahulikul põlemisel kloorvesinik. Kloorvesiniku absorbeerumine toimub absorptsioonikolonnis, mis on seestpoolt täidetud happekindla rõngastäidisega. Rõngastäidis võimaldab suurendada gaasi kokkupuutepinda veega ning saavutada seega täielikumat absorptsiooni. Vesi ja kloorvesinik liiguvad üksteisele vastassuunas, mis samuti soodustab täielikumat absorbeerumist. Absorptsiooniseadeldisel on kaks kolonni (torni). Esimeses neist saadakse rohkem kontsentreeritud hape, kusjuures osa gaasi jääb absorbeerumata. Kloorvesiniku jäägi absorbeerumine toimub teises kolonnis, kus tekib vähem kontsentreeritud hape (joon. 34).



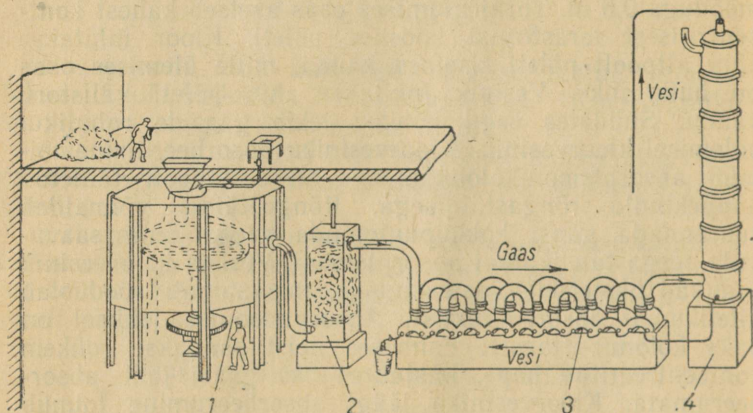
Joon. 34. Sünteetilise soolhappe saamise skeem tööstuses:

1 — kloorvesiniku sünteesi ahi, 2 — esimene absorptsioonitorn, 3 — teine absorptsioonitorn, 4 — pump.

Kloorvesiniku sünteesiks vajalikku vesinikku ja kloori saadakse harilikult keedusoola vesilahuse elektrolüüsil.

Sünteetiline soolhape lisandeid peaaegu ei sisalda; tema erikaal on 1,15, mis vastab 31-protsendilisele kloorvesiniku sisaldusele.

Soolhappe valmistamiseks varem kasutatud «sulfaatmenetluse» juures soojendatakse keedusoola ja väävelhappe segu, tekkiva kloorvesiniku absorbeerumine veega toimub nn. tsellaariustes (joon. 35).



Joon. 35. Tööstuslik seadeldis soolhappe saamiseks sulfaatmenetlusel:
1 — sulfaatahi, 2 — pesemistorn, 3 — tsellaariused, 4 — absorptsioonitorn.

Soolhapet hoitakse ja transporditakse harilikkudes terastsisternides. Terase kaitseks happelise korrosiooni (sööbimise) eest lisatakse soolhappesse nõndanimetatud inhibiitoreid, see tähendab — korrosiooni eest kaitsvaid aineid.

Soolhappe on ühealuseline hape, tekitades ainult ühe liigi sooli. Soolhappe sooli nimetatakse kloriidideks.

4. Soolhappe kasutamine.

Soolhapet kasutatakse laialdaselt tööstuses ja laboratoorses praktikas. Temast saadakse metallide kloriide, kloori, vesinikku jn. Kasutatakse värvainete, arstimate ja liimi valmistamisel, nahatööstuses ning arstiteaduses.

Inimese ja loomade organismis kuulub soolhappe mao-

mahla koostisse, omades seega suurt tähtsust seedimisprotsessis. Erinäärmed valmistavad soolhapet toiduga vastuvõetud keedusoolast.

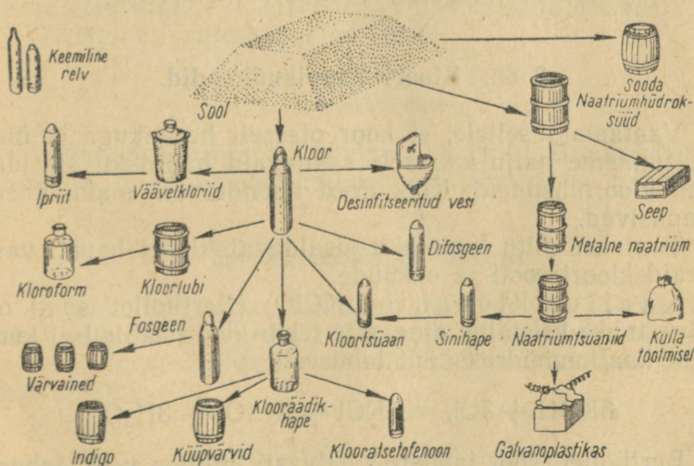
§ 41. Soolhappe soolad.

Naatriumkloriidi (kloornaatriumi ehk keedusoola) — NaCl leidub merevees kuni 3%. Samuti sisaldavad naatriumkloriidi mõningate järvede ja allikate veed. Üksikutes läbivooluta järvedes tõuseb soola sisaldus 26%-ni. Sellistes järvedes sadestub sool järve põhja, tekitades nõndanimetatud «settesoola». Maakeral leidub mõningates kohtades võimsaid kivisoola lademeid. NSV Liidus leidub soolalademeid Ukraina NSV-s, Lõuna-Uraalis, Taga-Kaukaasias, Kasahstanis ja mujal.

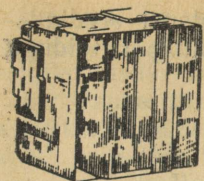
Naatriumkloriid on keemiatööstuses väärtuslik tooraine, temast saadakse naatriumhüdroksüüdi, kloori, soodat, soolhapet, kloorlupja ja teisi aineid.

Keedusoola kasutatakse veel metallurgias, samuti naha- ja seebitööstuses. Nimetamisväärse hulga naatriumkloriidi kasutab inimene enda ja loomade toiduks, samuti kiiresti riknevate saaduste konserveerimiseks.

Kaaliumkloriidi (KCl) rikkalikud lademed mineraalide sülvini ja karnalliidi kujul avastati 1928. aastal Kama jõe



Joon. 36. Keedusoola kasutamine.



Joon. 37. Naatriumkloriidi (kivisoola) kristall.

ülemjooksul. Need Solikamski kaaliumkloriidi leiukohad on rikkamaid maailmas.

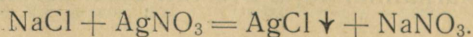
Kaaliumkloriid on väärtuslik kaaliväetis. Teda kasutatakse ka klaasi ja keemiatööstuses.

Tsinkkloriidi ($ZnCl_2$) kasutatakse kaitseks mädanemise vastu raudteeliiprite, telefonipostide jne. immutamiseks. Edukalt kasutatakse seda soola ka meditsiinis, hammaste plommide valmistamisel ja metallide jootmisel.

Kaltsiumkloriidi ($CaCl_2$) kristallumisel tekib kristallhüdraat, mille koostis on järgmine: $CaCl_2 \cdot 6H_2O$. Veevaba sool on väga hügrokoopne, millise omaduse tõttu kasutatakse teda kuivatamisvahendina eksikaatorites ja teistes laboratoorseses seadmetes.

Elavhõbe(II)kloriid, sublumaat ($HgCl_2$) on kange mürk. Lahja vesilahusena kasutatakse teda desinfitseeriva vahendina.

Hõbekloriid ($AgCl$) on üks vähestest soolhappe lahustumatutest sooladest. Lahustumatu hõbekloriidi tekkimine on üks kloori ioonile iseloomulikke reaktsioone, mida kasutatakse laialdaselt kloori kvalitatiivseks määramiseks:

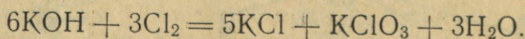


§ 42. Kloori hapnikuühendid.

Vaatamata sellele, et koor otseselt hapnikuga ei ühine, tunneme palju kaudselt saadavaid hapnikku sisaldavaid klooriühendeid. Kõik need ühendid on enam-vähem ebapüsivad.

Tuntakse mitu hapnikku sisaldavat kloori hapet, vastavaid kloori sooli ja oksüüde.

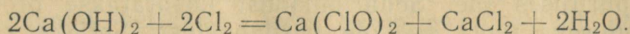
Kaaliumkloraat — $KClO_3$ (Berthollet' sool) on valge tahke kristalne aine, mis tekib kloori läbimisel kuumast kaaliumhüdrosüüdi lahusest:



Berthollet' sool lahustub halvasti külmas vees, lahuse jahtumisel sool sadestub.

Berthollet' soolaga tuleb töötada ettevaatlikult, sest ta võib kergesti plahvatada. Eriti tugevasti plahvatab Berthollet' soola segu kergesti süttivate ainetega. Berthollet' soola kasutatakse tuletikkude tootmisel. Berthollet' sool on ainult vesilahusena eksisteeriva kloorhappe — HClO_3 sool.

Kloorlubi — $\text{Ca}(\text{ClO})_2$. Kloori toimel kustutatud lubjasse tekib kloorlubi:



Kloorlupja kasutatakse laialdaselt desinfitseerimiseks ja degaseerimiseks (gaasärastamiseks), s. t. mürggaasiga mürgistatud maa-alade ja esemete ohutuks tegemiseks.

Vee ja õhu süsihappegaasi toimel tekitab kloorlubi alakloorishappe — HClO , mis laguneb soolhappeks ja atomaarseks hapnikuks. Sellel reaktsioonil põhinebki kloorlubja desinfitseeriv toime.

§ 43. Broom.

Keemiline märk on Br (lugeda broom). Broomi tuuma laeng on 35. Tuuma ümbritsevad 35 elektroni moodustavad neli elektronikihti: esimeses kihis on kaks elektroni, teises kaheksa, kolmandas kaheksateist ja neljandas seitse elektroni, s. t. elektronide asetus kihtides on: 2; 8; 18; 7. Broomi aatomkaal on 79,92.

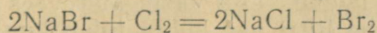
1. Broom looduses.

Vabas olekus broomi looduses ei leidu. Broomi leidub ühendites metallidega, näiteks naatriumiga ja kaaliumiga.

2. Broomi saamine ja omadused.

Broomi saadakse mõningate järvede ja puuraukude vees leiduvatest broomi sooladest. Broomi saamine on rajatud kloori omadusele — välja tõrjuda broomi sooladest broomi.

Näiteks:



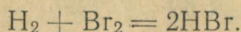
Broom on tumepruun iseloomuliku lõhnaga kergesti auruv vedelik, mille erikaal on 3,12. Vedela broomi kohal anumas hõljuvad alati pruunid broomiaurud. Vedel broom tekitab raskelt ravitavaid haavandeid, tema aurud toimivad lämmatavalt ning ärritavad silmi ja nahka.

Broom lahustub vees paremini kui kloor. Broomi vesilahust nimetatakse broomveeks. Samuti lahustub ta hästi mitmes orgaanilises lahustis: bensiinis, petrooleumis, piirituses jne. Seda omadust kasutatakse broomi eraldamiseks tema soolade vesilahustest. Selleks valatakse broomisoola lahusele kloorvett ja mõnda veega segunematut lahustit, näiteks bensooli. Pärast loksutamist läheb broom bensoolikihti.

Broomi kasutatakse arstimite, värvainete ja mõningate mürkainete tootmisel.

3. Broomi ühendid.

Broom on vähem aktiivne kui kloor. Vesinik ühineb broomiga ainult soojendamisel, tekitades gaasilise broomvesiniku:



Viimane on värvuseta terava lõhnaga gaas, mis hästi lahustub vees, tekitades kange broomvesinikhappe (HBr). See on omadustelt sarnane soolhappega. Broomvesinikhappe sooli nimetatakse bromiidideks.

Broomi soolad on kloori sooladega sarnased nii väliselt kui ka omadustelt. Naatriumbromiidi — NaBr ja kaaliumbromiidi — KBr kasutatakse arstiteaduses. Hõbebromiid — AgBr leiab tarvitamist fotograafias.

§ 44. Jood.

Keemiline märk on J (lugeda jood). Joodi tuuma laeng on 53. Elektronide asetus kihtides on 2; 8; 18; 18; 7. Joodi aatomkaal on 126,91.

1. Jood looduses

Jood on looduses haruldane element. Joodi sisalduvaid mineraale leidub väga vähe. Merevees on aga joodi kaunis palju: ühe liitri vee kohta tuleb kuni 2 mg joodi.

Mõningate vetikate liigid ja merikapsas on eriti suure joodi sisaldusega, samuti sisaldab joodi ka nafta puuraukude vesi. Bakuu rajoonis tekivad terved heiteveejärved, mis sisaldavad rikkalikult joodi.

2. Joodi saamine.

Joodi toodetakse nafta puuraukude heitevetest ja joodi sisaldavaist vetikaist. Joodi saamiseks vetikad põletatakse, saadud tuhk sisaldab joodi tema sooladena, mis eraldatakse veega uhtumise teel. Tekkinud joodisoolade vesilahusest saadakse joodi mitmel viisil, näit. toimides klooriga:



3. Joodi omadused.

Jood on tahke mustjashall kristalne aine, nõrga metallilise läike ja terava lõhnaga. Joodi erikaal on 4,93. Jood võib aurustuda, ilma et ta enne veelduks ning ta aurud muutuvad jahtudes uuesti tahketeks kristallideks. Mõningate tahkete kehade omadust vahetult tahkest olekust üle minna aurudeks nimetatakse sublimatsiooniks. Jood lahustub vees halvasti; hästi lahustub ta orgaanilistes lahustites, nagu bensoolis, piirituses ja bensiinis.

4. Joodi kasutamine.

Joodi ja tema preparaate kasutatakse arstiteaduses. Joodtinktuur (10%-ne lahus piirituses) desinfitseerib hästi haavu ja soodustab nende paranemist. Inimese organism vajab samuti teatud hulka joodi. Joodi puudumine organismis põhjustab raskeid haigestumisi.

5. Joodvesinik.

Joodi ühinemisel vesinikuga tekib joodvesinik — HJ. Reaktsioon toimub ainult soojendamisel.

Joodvesinik on värvusetu, terava lõhnaga gaas, mis lahustub hästi vees. Joodvesiniku vesilahusel on happe

omadused, teda nimetatakse joodvesinikhappeks. Joodvesinikhape on soolhapet meenutav tugev hape. Joodvesinikhappe sooli nimetatakse jodiidideks. Omadustelt sarnanevad jodiidid kloori ja broomi sooladega.

§ 45. Fluor.

Fluori keemiline märk on F (lageda fluor). Fluori aatomi tuuma laeng on 9; elektronide asetus on kihtides 2; 7. Tema aatomkaal on 19.

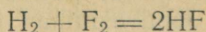
1. Fluor looduses.

Vabas olekus fluori looduses ei leidu, kuna ta on keemiliselt äärmiselt aktiivne. Fluor esineb looduses fluori sooladena, peamiselt (kaltsiumfluoriidi) CaF_2 kujul. Kaltsiumfluoriidist koosnevat mineraali nimetatakse veel sulapaoks ehk fluoriidiks. Fluori sisaldavad veel fluorapatiidid ($3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$), samuti kuulub ta väga haruldase mineraali krüoliidi koostisse, mille koostist väljendab valem $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$. Fluori sisaldavad veel loom- ja taimorganismid, kuna ta kuulub luude ja hammaste vaaba koostisse. Taimedest on fluoririkkad sibul ja läätsed.

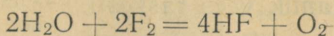
2. Fluori saamine ja omadused.

Viimasel ajal saadakse fluori sulatatud ühendi $\text{KF} \cdot 2\text{HF}$ elektrolüüsil.

Tavalistes tingimustes on fluor paksudes kihtides nõrgalt rohekas-kollane gaas. Fluori molekulid koosnevad kahest aatomist, järelikult on fluori valem F_2 . Metalloididest on fluor kõige aktiivsem element. Enamiku elementidega ühineb fluor juba tavalistes tingimustes. Paljudele liitainetele toimib fluor sööbivalt. Fluori nimetus on tuletatud ladinakeelsest sõnast «fluore», mis tähendab «voolama». Toimides teistesse ainetesse muudab fluor nad lahustuvateks, s. t. «voolavateks». Vesinikuga ühineb fluor plahvatuslega juba madalal temperatuuril ja pimedas, kusjuures eraldub palju soojust:



Tung ühineda vesinikuga on fluorigil nii suur, et ta on võimeline võtma vesinikku ära isegi veelt:



Mõningad ained, nagu räni, väävel ja fosfor süttivad fluori atmosfääris. Isegi plaatina ja kuld ühinevad fluoriga. Vee puudumisel kattuvad mõned metallid, näiteks vask fluori atmosfääris fluori soolade õhukese kaitsva kihiga; see asjaolu võimaldab fluori hoida fluoriühenditega seestpoolt kaetud vaskanumates.

Fluor on halogeenide hulgas kõige aktiivsem, ta tõrjub välja kõik teised halogeenid nende ühenditest. Kaasajal kasutatakse fluori kõrgetele temperatuuridele vastupidavate määrdeõlide saamiseks, keemilisele toimele vastupidava plastmassi teflooni ja külmetusseadmetes kasutatava vedeliku — freooni saamiseks.

3. Fluorvesinik.

Fluorvesinik on fluori ja vesiniku ühend, tema valem on HF. Fluorvesinikku saadakse väävelhappe toimel kaltsiumfluoriidisse. Reaktsiooni teostamisel tuleb aineid soojendada:



Fluorvesinik on värvuseta terava lõhnaga gaas. Ta veeldub kergesti (+19,5° juures). Fluorvesiniku aurud ärritavad tugevalt hingamiselundeid. Niiskes õhus fluorvesinik suitseb. Fluorvesiniku happelised omadused on tingitud vee juuresolekust. Kuivas olekus ei reageeri fluorvesinik suurema osa metallidega. Fluorvesinikku hoitakse ja transporditakse eboniidist või mõnest teisest materjalist anumas, mis on kaetud seestpoolt parafiiniga. Fluorvesiniku vesilahust nimetatakse fluorvesinikhappeks, mille tehniline nimetus on sulahape.

Viimane on tüüpiline, kuid nõrk mürgine hape. Sulahape söövitab klaasi samuti nagu fluorvesinik, sellepärast tuleb teda hoida samasugustes eboniidist anumates. Müügilolev sulahape on 40%-ne fluorvesiniku vesilahus, mille erikaal on 1,13. See hape reageerib enamiku metallidega, välja arvatud kuld, plaatina ja mõned teised. Mõningate metallidega annab ta fluorisooli, mis

katavad metalli kaitsva kihiga. Sulahappe sooli nimetatakse fluoriidideks, näiteks kaltsiumfluoriid. Fluorisooladest lahustub enamik vees raskesti.

§ 46. Halogeenide võrdlev iseloomustus.

Halogeenide tundmaõppimisel selgub, et nende keemilised omadused on väga sarnased. See on tingitud nende aatomite väliskihi *elektronehitusest*, milles on seitse valentselektroni.

Halogeenid kuuluvad kergesti reageerivate metalloidide hulka. Suure keemilise aktiivsuse tõttu halogeene looduses vabas olekus ei leidu. Halogeenid tekitavad omavahel väga sarnaseid, terava lõhnaga, õhus suitsevaid vesiniku ühendeid. Need gaasid lahustuvad vees, tekitades happeliste omadustega lahuseid, nn. halogeenvesinikhappeid. Nende hapete vesinik asendub kergesti metallidega, kusjuures tekivad vastavad soolad. Halogeen-vesinikhapete sooli võib saada halogeenide otsesel ühinemisel metallidega.

Halogeene iseloomustab suur keemiline sugulus metallidega ja vesinikuga. Hapnikuga halogeenid otseselt ei ühine; sellele vaatamata eksisteerivad kaudselt saadavad halogeenide hapnikuühendid.

Kuid halogeenide keemilistes omadustes esineb ka tunduvald erinevusi. Erinevad omadused on tingitud halogeenide mittevõrdsetest aatomkaaludest ning aatomite elektronkihtide arvust. Nagu katsed näitavad, muutuvad seaduspäraselt, seoses aatomkaalu ja elektronkihtide arvu suurenemisega, halogeenide füüsikalised ja keemilised omadused. Elektronkihtide arvu kasvamise tagajärjel aatomikestas suureneb valentselektronide kaugus aatomituumast, mille tulemusena nõrgeneb tuuma külgetõmbejõud valentselektronidele. Sellest tingituna on kõige aktiivsem element halogeenide hulgas fluor: tema valentselektronid on seotud kõige kindlamalt aatomi tuumaga. Allpool toodud tabelist näeme, et halogeenide metalloidsete omaduste nõrgenemine toimub fluorist joodi suunas. Selles suunas väheneb ka nende vesinikuühendite püsivus.

Aatomi ehitus annab seletuse nähtusele, et üks halogeen tõrjub teisi välja nende ühenditest. Nii tõrjub fluor

Halogeenide võrdlev iseloomustus.

Keemiline märk	Aatomkaal	Aatomituu- ma laeng	Elektronkihtide arv	Elektroni- de ase- tus kihtides	Eri- kaal	Sula- mis- tem- pera- tuur	Kee- mis- tem- pera- tuur	Vär- vus gaasi- lises olekus	Reageerimine vesinikuga
F	19	9	2	2; 7	1,108 vede- lalt —187° juures	—218°	—188,2°	rohe- kas- kolla- ne	ühineb plah- vatusesega pi- medas ja soo- jendamiseta
Cl	35,5	17	3	2; 8; 7	1,57 vede- lalt 0° juures	—101°	—34°	kolla- kas- rohe- line	ühineb ainult valguse käes või soojenda- misel
Br	80	35	4	2; 8; 18; 7	3,12 vede- lalt 0° juures	—5,7°	+59°	puna- kas- pruun	ühineb ainult soojenda- misel; ühend on püsiv
J	127	53	5	2; 8; 18; 18; 7	4,93 tah- kelt 4° juures	+113°	+183°	tume- lilla	ühineb ainult soojenda- misel; ühend on ebapüsiv

välja kloori, broomi ja joodi nende ühenditest vesinikuga või metallidega. Kloor tõrjub välja ainult broomi ja joodi (mitte aga fluori), broom võib tõrjuda välja ainult joodi. Samasugust omadust võib tähele panna ka halogeenide ja hapniku ühendite juures: mida kindlamalt halogeen oma elektrone kinni hoiab, seda raskem on hapniku aatomitel neid oma külge tõmmata. Sel põhjusel on joodi ja hapniku ühendid püsivamad kui broomi ja kloori hapniku ühendid. Fluori ja hapniku ühendite saamine on isegi kaudsel teel väga raske.

Halogeenide füüsikaliste omaduste seaduspärane muutumine väljendub erikaalude suurenemises, sulamis- ja keemistemperatuuride tõusus jne.

Kloorvesiniku ja soolhappe saamine, kloori ioonile iseloomulik reaktsioon.

Valmis panna:

a) reaktiivid ja materjalid — jämekristalne naatriumkloriid, väävelhape (3:2), (40 ml vett ja 60 ml H_2SO_4 , erikaal 1,84), sinine lakmuslahus, puuvill, hõbenitraadi, kaltsiumkloriidi ja alumiiniumkloriidi lahused;

b) riistad ja nõud — seadeldis gaasi saamiseks (joon. 38), metallist statiiv klambriga, põleti, katseklaase, protselankauss.

Töö teostamise kord.

1. Kokku panna seadeldis joon. 38 järgi, proovida tema hermeetilisust ja paigutada tõmbekappi.

2. Puistata katseklaasi naatriumkloriidi (joonisel on näidatud kui palju) ja kinnitada katseklaas klambrisse teatud kallakuga.

3. Valada portselankaussi vett (peaaegu täis).

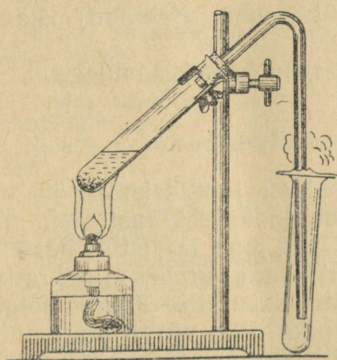
4. Valada katseklaasi, kus on naatriumkloriidi, veidi antud kontsentratsiooniga väävelhapet (umbes $\frac{1}{4}$ katseklaasi). Jälgida, et väävelhappe tilgad ei sattuks kätele, sest kontsentreeritud väävelhape söövitab nahka. Kui väävelhape satub kätele, tuleb kiiresti käsi pesta suure hulga veega.

5. Sulgeda katseklaas korgiga, mida läbib gaasijuhte toru, enne seda tuleb katseklaas seestpoolt filterpaberi abil korgi juures kuivatada. Gaasijuhte toru ots pista kuiva katseklaasi ja sulgeda katseklaasi ava toru ümber puuvillatopiga. (Puuvillaga suletakse katseklaas seepärast, et takistada katseklaasi koguneval gaasil segunemist õhuga.)

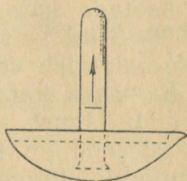
6. Katseklaasi, milles toimub keedusoola (naatriumkloriidi) reaktsioon väävelhappega, tuleb nõrgalt soojendada.

7. Kui reaktsioonil eralduv gaas (milline?) tõrjub katseklaasist õhu välja, tekib puuvilla kohal «suits» (millest?). Seejärel tuleb gaasijuhte toru katseklaasist eemaldada (selleks tõsta seadeldis klambriga statiivi mööda ülespoole) ja katkestada soojendamine.

8. Eemaldada puuvillatopp katseklaasi otsast (katseklaas hoida asendit muutmata, avaga ülespoole). Kiiresti sulgeda katseklaasi ava sõrmega, pöörata ta ümber ja paigutada, sulgedes ava sõrmega, veega täidetud portselankaussi.



Joon. 38. Kloorvesiniku saamine.



Joon. 39. Kloorvesiniku lahustamine vees.

9. Mis toimub, kui avada katseklaas vee all? (Vaata joon. 39.)

10. Sulgeda katseklaas sõrmega vee all ja võtta ta veest välja.

11. Valada lahus pooleks kahte katseklaasi.

12. Ühte katseklaasi valada sinist lakmust. Kuidas muutub lahus? Miks?

13. Mida võib märgata, kui teise katseklaasi valada veidi hõbenitraadi lahust? Kirjutada reaktsiooni võrrand.

14. Valada katseklaasi veidi kaltsiumkloriidi lahust. Lisada juurde hõbenitraadi lahust. Milline on tekkinud sademe koostis? Kirjutada toimunud reaktsiooni võrrand molekulaar- ja ionkujul.

15. Teha sama katse alumiiniumkloriidiga.

16. Kirjutada kloori-iooni iseloomustava reaktsiooni ionvõrrand.

17. Kirjutada tehtud töö aruanne.

Joodi lahustuvus vees ja orgaanilistes lahustites; joodi reaktsioon tärklisega.

Valmis panna:

a) reaktiivid ja materjalid — kristalne jood, tärkliskliister, piiritus (bensiin, bensool, atsetoon), kaaliumjodiid.

b) riistad ja nõud — statiiv katseklaasidega.

Töö teostamise kord.

1. Asetada katseklaasi 1—2 joodikristalli ja valada juurde 2—3 ml vett. Loksutada katseklaasi sisu. Millise värvuse omandab vedelik? Kas jood lahustub hästi vees?

2. Samasse katseklaasi lisada umbes 1—2 ml kaaliumjodiidi lahust ja uuesti loksutada. Jõuda selgusele, kas kogu jood on lahustunud. Mis värvi on joodilahus kaaliumjodiidi lahuses? Säilitada lahus.

3. Asetada katseklaasi joodi kristallike ja valada joodile piiritust või mõnda teist orgaanilist lahustit (bensiini, bensooli, atsetooni jne.). Kuidas lahustub jood orgaanilistes lahustites? Milline on lahuse värvus?

4. Valada katseklaasi veidi lahjendatud tärkliskliistri lahust ja mõni tilk varem valmistatud joodi-kaaliumjodiidi lahust. Mis toimub katseklaasis? Teostatud reaktsiooni, mis on väga tundlik ja iseloomulik joodile, nimetatakse jood-tärklisreaktsiooniks.

5. Mis toimub, kui soojendada katseklaasi, milles toimus joodi reaktsioon tärklisega?

6. Mis toimub saadud lahuse jahtumisel?

7. Kirjutada tehtud töö aruanne.

Vastata küsimusele: Milline reaktiiv on joodile tundlik ja iseloomulik?

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Kirjutada halogeenide keemilised märgid ja nimetused, seletada, kuidas on tuletatud nende nimetused.

2. Millist valentsi omavad halogeenid ühendites vesinikuga, hapnikuga ja metalliga?

3. Loetleda elementide: a) fluori, b) kloori, c) broomi ja d) joodi tähtsamaid ühendeid looduses.

4. Nimetada halogeenide a) fluori, b) kloori, c) broomi ja d) joodi füüsikalisi omadusi.
5. Jutustada, missugused on halogeenide a) fluori, b) kloori, c) broomi ja d) joodi keemilised omadused.
6. Kuidas saadakse: a) fluori, b) kloori, c) broomi ja d) joodi?
7. Kus kasutatakse: a) fluori, b) kloori, c) broomi ja d) joodi?
8. Kuidas toimib kloor inimorganismi?
9. Mida teha mürgistuste puhul klooriga?
10. Mis on degaseerimine (gaasärastamine)?
11. Milline on kloorlubja koostis ja omadused, milleks kasutatakse kloorlubja?
12. Millised ioonid tekivad Berthollet' soolast?
13. Kuidas saadakse kloori ja kloorvesinikku a) laboratoorselt, b) tööstuslikult?
14. Nimetada kloorvesiniku a) füüsikalised ja b) keemilised omadused.
15. Milleks kasutatakse soolhapet?
16. Nimetada tähtsamate kloori soolade koostis, nimetus ja praktiline kasutamine.
17. Mida nimetatakse sublimatsiooniks?
18. Kirjutada hõbekloriidi ja raud(III)kloriidi vastastikuse reaktsiooni molekulaar- ja ioonvõrrandid.
19. Millised ühised omadused on halogeenide vesinikuühenditel?
20. Kuidas saadakse sulahapet?
21. Lahendada ülesanded:
 - a) kui palju eraldub kloorvesinikku küllaldase hulga väävelhappe toimel 100 kg naatriumkloriidisse? b) kui palju võib saada fluorvesinikku 50 kg kaltsiumfluoriidist? c) kui palju oli võetud kaaliumkloriidi, kui tema lagunemisel saadi 64 g hapnikku?

D. I. MENDELEJEVI PERIOODILISUSE SEADUS JA KEEMILISTE ELEMENTIDE PERIOODILINE SÜSTEEM.

Keemia ajaloos osutus silmapaistvaks sündmuseks perioodilisuse seaduse avastamine ja selle alusel keemiliste elementide esimese loomuliku klassifitseerimise süsteemi — perioodilise süsteemi loomine.

Selle suure töö lõpetas 1869. aastal geniaalne vene teadlane D. I. Mendelejev.

Perioodilisuse seadus on üks tähtsamaid keemia seadusi. D. I. Mendelejevi visa töö lõpptulemusena avastatud perioodilisuse seadus võimaldas leida keemiliste elementide vahelist sisemist sidet.

§ 47. Keemiliste elementide esialgne klassifikatsioon.

Keemiliste elementide võrdlemisel pöörati varem peamine tähelepanu lihtainete füüsikaliste omaduste tundmaõppimisele. Elementide jagamisel kahte rühma — metallideks ja metalloidideks — võeti aluseks elementide füüsikaliste omaduste erinevus.

Nagu teada, on metallid (peale elavhõbeda) tavalistes tingimustes tahked ained. Neid iseloomustab omapärane metalne läige, sepistatavus, venitatavus; nad juhivad hästi soojust ning elektrit.

Metalloidid juhivad soojust ja elektrit halvasti. Tahked metalloidid on haprad. Paljud metalloidid on tavalistes tingimustes gaasilised ained.

Hiljem hakati keemilisi elemente võrdlema nende keemiliste omaduste järgi, peamiselt nende oksüüdide omaduste järgi. Nagu teada, moodustavad metallid peamiselt aluselisi oksüüde ja metalloidid hapete anhüüdriide.

Elementide põhjalikum uurimine näitas, et elementide liigitamine metallideks ja metalloidideks on pealis-

kaudne. Selgus, et mõnel elemendil on nii metalli kui ka metalloidi omadused. Nii kuulub alumiinium füüsikalistelt omadustelt metallide hulka, kuid tema hüdroksüüd — $\text{Al}(\text{OH})_3$ võib tekitada lahustuvaid sooli nii hapetega kui ka leelistega. Selliseid elemente on peale alumiiniumi veel terve rida.

Looduses leidub inertgaase: heeliumi, neoni ja teisi, millel puuduvad nii metallide kui ka metalloidide omadused. Järelikult elementide liigitamine metallideks ja metalloidideks ei haara kõiki elemente ja on tinglik, kuna pole võimalik tõmmata kindlat piiri metallide ja metalloidide vahel. Sellepärast püüti aastate jooksul luua täielikum elementide klassifikatsioon.

Peatumata selle küsimuse ajaloo juures, tuleb märkida, et paljude teadlaste sellesuunalised püüded ei andnud soovitud tulemusi. Keegi enne Mendelejevit pole suutnud klassifitseerida elemente nii, et see oleks kõiki rahuldanud. Ebaõnnestumiste põhjuseks oli asjaolu, et elemente ja nende rühmi vaadeldi mitte koos, vaid üks teisest lahus.

§ 48. Perioodilisuse seadus.

Erinevalt teistest teadlastest oli D. I. Mendelejev kindlalt veendunud, et keemiliste elementide vahel valitseb neid kõiki ühiseks tervikuks ühendav seos. Elementide omaduste sarnasuse ja erinevuse uurimisel tuli Mendelejev otsusele, et need omadused on tingitud aatomkaalust, mis jääb alati ühesuguseks, vaatamata sellele, millisesse keemilisse ühendisse aatom kuulub. Sel põhjusel võttis Mendelejev elementide klassifitseerimise aluseks aatomkaalu.

Asetades kõik tol ajal tuntud elemendid (64) üksteise järele nende aatomkaalude kasvu järjekorda, alates vesinikust ja lõpetades uraaniga ning võrreldes lihtainete omadusi ja elementide ühendite omadusi, avastas Mendelejev, et elementide omadused muutuvad seaduspäraselt.

Et tutvuda selle seaduspärasusega, asetame esimesed 20 elementi vesinikust kuni kaltsiumini üksteise järele nende aatomkaalude järjekorda. Jättes algul vesiniku kõrvale, vaatleme talle järgnevaid elemente (aatomkaalud on antud sulgudes ümardatult):

Heelium — **He** (4). Inertgaas, ei tekita ühendeid, valents on null.

Liitium — **Li** (7). Ühevalentne metall. Tekitab oksüüdi Li_2O . Reageerib veega, tõrjudes sealt välja vesiniku ja tekitades sööbiva leelise LiOH .

Berüllium — **Be** (9). Kahevalentne metall. Tekitab oksüüdi BeO . Reageerib pulbrina veega, kuigi väga pikkamööda, tekitades hüdroksüüdi $\text{Be}(\text{OH})_2$, mis peaaegu ei lahustu vees.

Boor — **B** (11). Kolmevalentne metalloid. Boori oksüüd B_2O_3 on anhüdriid, mis vastab nõrgale boorhappele H_3BO_3 .

Süsinik — **C** (12) on metalloid. Ta ei asenda vesinikku happes. Tekitab süsihappe anhüdrüüdi — CO_2 ja nõrga süsihappe — H_2CO_3 , milles ta omab kõrgemat valentsi hapniku suhtes, nimelt neli; vesiniku suhtes on ta samuti neljavalentne (CH_4).

Lämmastik — **N** (14) on tüüpiline metalloid. Tekitab tugeva happe — HNO_3 — lämmastikhappe, milles tema valents on viis, sellele happele vastav anhüdriid on N_2O_5 . Vesinikuga tekitab ammoniaagi, milles ta on kolmevalentne.

Hapnik — **O** (16) on tüüpiline metalloid. Tekitab vee — H_2O , milles hapniku valents on kaks.

Fluor — **F** (19) on metalloididest kõige aktiivsem. Tekitab vesinikuga fluorvesiniku — HF , mille vesilahus on hape. Ühinedes metallidega tekitab fluor sooli.

Neon — **Ne** (20) on inertgaas. Sarnaneb heeliumiga.

Vaadeldes elementide omadusi liitiumist kuni neoonini näeme, et aatomkaalu kasvades nende omadused muutuvad. Kui liitiumil on tüüpilised metalli tunnused, siis järgmisel elemendil berülliumil on need omadused juba tunduvalt vähenenud. Iga järgmise elemendiga vähenevad metallilised ja suurenevad metalloidsed omadused kuni fluorini, mis esineb juba tüüpilise metalloidina.

Elementide valentsi hapniku suhtes liitiumist lämmastikuni kasvab iga järgmise elemendi juures ühe võrra, kuna aga valents vesiniku suhtes süsinikust kuni fluorini väheneb ühe võrra. Fluorile järgneb inertgaas neon, mis sarnaneb heeliumiga.

Vaatleme neonile järgnevate elementide omadusi.

Natrium — **Na** (23) on ühevalentne liitiumiga sarnanev aktiivne metall, mis reageerib ägedalt veega, eraldades vesinikku ja tekitades vees hästi lahustuva leelise NaOH.

Magneesium — **Mg** (24) on kahevalentne, berülliumiga sarnanev metall, mis reageerib hapnikuga ainult soojendamisel, tekitab magneesiumoksüüdi — MgO ja magneesiumhüdrosüüdi — $Mg(OH)_2$.

Alumiinium — **Al** (27) on kolmevalentne metall. Tema hüdrosüüd $Al(OH)_3$ tekitab lahustuvaid sooli nii hapetega kui leelistega.

Räni — **Si** (28) on neljavalentne, süsinikuga sarnanev metalloid, tekitab ränihappe anhüdrüüdi — SiO_2 , mis vastab ränihappele — H_2SiO_3 . Vesiniku suhtes on ta neljavalentne (SiH_4).

Fosfor — **P** (31) on metalloid, keemilistelt omadustelt meenutab lämmastikku. Tekitab anhüdrüüdi P_2O_5 , milles ta on viievalentne. Vesinikuga tekitab fosfiini — PH_3 , milles ta on kolmevalentne.

Väävel — **S** (32) on metalloid, sarnaneb omadustelt hapnikuga. Tekitab väävelhappe anhüdrüüdi — SO_3 , milles ta on kuuevalentne. Vesinikuga ühinedes tekitab väävel väävelvesiniku — H_2S , milles ta on kahevalentne.

Kloor — **Cl** (35,5) on aktiivne metalloid, sarnaneb fluoriga. Kõrgeimas oksüüdis — klooranhüdrüüdis — Cl_2O_7 on kloor seitsmevalentne. Tekitab vesinikuga kloorvesiniku — HCl , mille vesilahus on hape. Ühinedes metallidega tekitab kloor sooli.

Argoon — **Ar** (40) on inertgaas, mis sarnaneb heeliumi ja neoniga.

Seega kordavad elementide omadused peaaegu täielikult naatriumist kuni argoonini eelmiste elementide omadusi liitiumist kuni neonini. Iga kaheksanda elemendi järel kohtame eelmise kaheksa elemendiga sarnaseid elemente.

Aatomkaalude suuruse järgi üksteise kõrvale asetatud elementide omadused muutuvad järjekindlalt teatud kindla perioodi järele. Selle elementide omaduste muutumise perioodilisuse avastas D. I. Mendelejev.

Ta sõnastas elementide perioodilisuse seaduse järgmiselt: *lihtainete omadused, samuti ka elementide ühendite vormid ja omadused on perioodilises sõltuvuses elementide aatomkaalude suurusest.*

Perioodilisus ei väljendu mitte ainult selles, et teatud arvu elementide järel nende omadused korduvad (esinevad uuesti leelismetallide, halogeenide ja teiste omadused), vaid ka selles, et elementide omaduste muutumine, alates ühevalentsest leelismetallist ja lõpetades halogeeni ja inertgaasiga, toimub kindlalt korduva järjekindlusega.

§ 49. Keemiliste elementide perioodiline seadus.

Elementide ridu leelismetallist kuni halogeenini, milistes piirides elementide omadused muutuvad järjekindlalt, nimetas Mendelejev perioodideks. Kahes vaadeldavas perioodis — leelismetall liitiumist kuni halogeeni fluori ja inertgaasi neonini ning leelismetall naatriumist kuni halogeeni kloori ja inertgaasi argoonini — on igapähe 8 elementi. Mendelejev nimetas neid väikesteks perioodideks.

Asetame nende kahe perioodi elemendid üksteise alla

Liitium Li 7 Li ₂ O	Berüllium Be 9 BeO	Boor B 11 B ₂ O ₃	Süsi- nik C 12 CO ₂	Lämmas- tik N 14 N ₂ O ₅	Hap- nik O 16 —	Flour F 19 —	Neon Ne 20 —
Naatrium Na 23 Na ₂ O	Magnee- sium Mg 24 MgO	Alumii- nium Al 27 Al ₂ O ₃	Räni Si 28 SiO ₂	Fosfor P 31 P ₂ O ₅	Väävel S 32 SO ₃	Kloor Cl 35,5 Cl ₂ O ₇	Ar- goon Ar 39 —

Järgmistes suurtes perioodides asetuvad leelismetalli ja inertgaasi vahel — igapähe 18 elementi, järgmises 32 elementi ja viimases, lõpetamata perioodis on teada 15 elementi.

Suured perioodid samuti nagu väikesedki perioodid algavad liitiumi ja naatriumiga sarnanevate leelismetallidega, kuid edaspidi toimub elementide metalliliste omaduste nõrgenemine pikkamööda, mille tagajärjel metallid paiknevad alles perioodi lõpul. Suured perioodid lõpevad samuti kui väiksemadki inertgaasidega. Järelikult erinevad suured perioodid väikestest mitte ainult suurema elementide arvu, vaid ka selle poolest, et neis on enamik elemente metallid.

Suurtes perioodides võib panna tähele veel ühte seaduspärasust, mille alusel igat suurt perioodi võib jagada kaheks osaks, mis vastavad väikestele perioodidele. Seda seaduspärasust iseloomustab elementide valents, mis väljendub neist moodustatud kõrgemais oksüürides. Igas suures perioodis kasvab see valents järjekindlalt ühest seitsmeni, edasi järgneb kolm teineteisele väga sarnast elementi, valents langeb uuesti üheni ja tõuseb seitsmeni, ning pärast seda muutub nulliks (vaata Mendelejevi tabel). Sel teel tekib võimalus asetada suurte perioodide elemente vastava valentsiga väikeste perioodide elementide alla, saades seega ühesuguse valentsiga elementide püstread (rühmad). Jagades elemendid perioodideks ja asetades ühe perioodi teise alla nii, et sarnaste valentsidega elemendid tuleksid üksteise alla, koostas Mendelejev tabeli, mida nimetas keemiliste elementide perioodiliseks süsteemiks.

Hiljem täiendati seda tabelit uute, peale Mendelejevit avastatud elementidega.

Perioodiline süsteem koosneb seitsmest perioodist, neist on kolm esimest (I, II, III) väikesed ja neli ülejäänut (IV, V, VI, VII) suured perioodid. Esimeses perioodis on ainult kaks elementi — vesinik ja heelium ja ta moodustab ühe rea (esimese), viimane periood pole täielik ja moodustab viimase rea. Tabelis on kümme rida, iga väike periood hõlmab ühe rea, iga suur periood aga kaks rida. Enamik elemente asetub igaüks ühes ruudus. Iga elemendi sümboli ees seisab number, mis näitab tema järjekorda tabelis. Elemendi nimetuse all on märgitud tema aatomkaal.

Tabeli kaheksandas reas järgnevad lantaanile 14 elementi, mida nimetatakse lantaniidideks. Neid lantaaniga sarnanevaid elemente leidub looduses harva. Mendelejev nimetas neid haruldasteks muldmetallideks. Kaasaegses perioodilise süsteemi tabelis paigutatakse need elemendid eraldi allapoole, kusjuures lantaani ruudus märgitakse nende asetus.

Tabeli üheksas vertikaalses ehk püstilahtris asetsevad rooma numbritega märgitud elemendid moodustavad süsteemis elementide rühmi. Iga rühm sisaldab ühesuguse valentsiga elemente. Viimase rühma moodustab inertgaaside rühm, nende valents on null, seepärast

tähistataksegi seda rühma nulliga ja nimetatakse nullrühmaks.

Elementide tähiseid ei asetata tabelis mitte iga ruudu keskele, vaid nihutatakse kas vasemale või paremale poole nurkadesse. Seda tehakse selleks, et väikeste ja suurte perioodide omadustelt sarnased (mitte üksi valentsi poolest) elemendid asetuksid üksteise all. Sellejuures jagatakse kõik rühmad, välja arvatud kaheksas ja nullrühm, allrühmadeks, millest igaüks sisaldab omavahel rohkem sarnaseid elemente.

Seda allrühma, millesse kuuluvad nii väikeste kui suurte perioodide elemendid, nimetatakse pea-allrühmaks. Kõrval-allrühmaks nimetatakse seda allrühma, mis koosneb ainult suurte perioodide elementidest.

Sellise asetuse puhul on näiteks VI rühmas kõik halogeenid üksteise all, moodustades ühe pea-allrühma; metallid: mangaan, tehneetsium, reenum moodustavad kõrval-allrühma. Samuti esimeses rühmas moodustavad pea-allrühma leelismetallid: liitium, naatrium, kaalium, rubiidium, tseesium ja frantsium; vask, hõbe ja kuld asetsevad kõrval-allrühmas.

Igas allrühmas toimub elemendi aatomkaalu kasvades «metalliliste» omaduste tugevnemine. Kui vaadelda leelismetalle, siis «metalliliste» omaduste tugevnemine toimub liitiumist naatriumi suunäs ja edasi allapoole allrühmas. Järelikult kõige aktiivsem metall selles allrühmas on frantsium (nr. 87). Kui vaadelda halogeneene, siis on kõige aktiivsem metalloid — fluor (nr. 9), kuna fluorist allapoole allrühmas toimub «metalliliste» omaduste tugevnemine ja «metalloidsete» omaduste nõrgenemine.

Tabeli allossa on paigutatud oksüüdide tüübid, mis iseloomustavad iga rühma. Esimeses rühmas asetuvad elemendid, mis tekitavad kõrgemaid oksüüde — R_2O tüüpi, teises — RO tüüpi, kolmandas — R_2O_3 tüüpi jne. Seega näitab rühma number selle rühma elementide suurimat valentsi ühendites hapnikuga, välja arvatud mõned vähesed erandid. Samuti võib iseloomustada rühma valentsi vesiniku järgi. Esimeses, teises ja kolmandas rühmas võrdub elementide valents rühma numbriga. Nimetatud rühmade elemendid on eranditult metallid. Nende elementidega ühinedes on vesinikul nega-

tiivne valents. IV, V, VI ja VII rühma metalloidid tekitavad vesinikuga iseloomulikke ühendeid, milliste tüübid on toodud tabelis allpool. Me näeme, et samal ajal, kui I—VII rühmas elementide valents hapniku suhtes pidevalt tõuseb, väheneb valents vesiniku suhtes (neljandas rühmas neli) IV—VII rühmani. Tuleb märkida, et iga IV kuni VII rühma kuuluva elemendi mõlema valentsi summa, mida saadakse tema vesinikuühendites ilmneva negatiivse valentsi ja hapnikuühendites ilmneva kõrgeima positiivse valentsi liitmisel, on kaheksa. Nii siis teades üht neist valentsidest, võime kergesti leida teise. Näiteks väävli valents vesiniku suhtes on kaks, järelikult on kõrgeim väävli valents hapniku suhtes 6 ($8-2=6$).

Kaheksandal rühmal on tabelis eri olukord. Selle rühma suurte perioodide paarisridades asetuvad igaühes kolm üksteisega sarnast elementi. Nende elementide kõrgeim valents hapniku suhtes peaks olema kaheksa. Kuid ainult mõningad VIII rühma kuuluvad elemendid tekitavad RO_4 tüüpe oksüüde.

Üheksas ehk nullrühm sisaldab, nagu seda varemalt mainiti, inertgaase.

Elementide järjestuses aatomkaalude suuruse järgi perioodilises süsteemis esineb ka mõningaid erandeid: telluur — Te (aatomkaal 127,6) seisab joodi — J ees (aatomkaal 126,1); koobalt — Co (aatomkaal 58,94) tuleb enne niklit — Ni (aatomkaal 58,69) ja argoon — Ar (aatomkaal 39,9) enne kaaliumi — K (aatomkaal 39,1).

Elementide asendid perioodilises süsteemis ei vasta igakord nende valentsile. Nii asetseb vask esimeses rühmas, kuigi tema kõrgeim valents hapniku suhtes on kolm.

Nimetatud vasturääkivused lükkaksid nagu ümber perioodilise seaduse õigsust. Kuid tegelikult aetas Mendelejev nimetatud elemente vastavasse kohta nende elementide sarnasuse tõttu teiste samasse rühma kuuluvate elementidega. Nii sarnaneb jood omadustelt broomi ja teiste halogeenidega, mis põhjustabki tema asetamist VII rühma. Nagu edaspidi näeme, on elementide asetused perioodilises süsteemis rangelt põhjendatud aatomiehituse elektronteooria seisukohalt.

§ 50. Perioodilise süsteemi tähtsus.

Perioodiline süsteem on keemiliste elementide esimene loomulik klassifikatsioon. See klassifikatsioon näitab, et elementide omadused pole juhuslikud, vaid seaduspärased ja tingitud elementide asendist perioodilises süsteemis. Mendelejevi tabelis esinevat elementi võib iseloomustada tema asendi järgi.

Lähtudes asendist perioodilises süsteemis püüame näiteks iseloomustada elementi, mille järjekorranumber on 12. Alustame aatomkaalu arvutamisest, mis peab võrduma kirjeldatavat elementi ümbritsevate elementide aatomkaalude aritmeetilise keskmisega. Tema naabrite aatomkaalud on järgmised: Be — 9,02, Na — 23,00, Al — 26,97 ja Ca — 40,07.

Leiame keskmise aritmeetilise:

$$\frac{9,02 + 23 + 26,97 + 40,07}{4} = 24,75.$$

12. kohas asetseva magneesiumi aatomkaal on 24,32, milline arv läheneb arvutatud aatomkaalule.

Arvutades nende elementide keskmist sulamistemperatuuri: Na (98°), Al (657°), Ca (800°) ja Be (1280°), saame

$$\frac{98 + 657 + 800 + 1280}{4} = 708°,$$

mis ligikaudu ühtub magneesiumi sulamistemperatuuriga (650°).

Vaadates edasi kirjeldatava elemendi keemilisi omadusi, näeme, et ta asetub horisontaalses reas naatriumi ja alumiiniumi vahel. Naatrium on tüüpiline metall, alumiinium aga nõrgalt väljendatud metalliliste omadustega metall. Järelikult element 12 peab olema vähem aktiivne kui naatrium ja aktiivsem kui alumiinium. Kirjeldatud element asetseb ühes rühmas temast kõrgemal asetseva berülliumiga ja temast allpool asetuva kaltsiumiga. Nagu teada, on berüllium nõrkade aluseliste omadustega metall*, kaltsium aga tüüpiline metall. Esitatud arutlusest võib järeldada, et element nr. 12 on

* Berüllium on amfoteerne element. (Toimetaja märkus.)

küllalt aktiivne metall, tal puuduvad metalloidsed omadused. Katse tõendab neid ennustusi: füüsikalistelt ja keemilistelt omadustelt on magneesium metall; ta lagundab vett nagu naatrium, kuid ainult soojendamisel. Magneesiumhüdoksüüd — $Mg(OH)_2$ on tüüpiline alus.

Ajal, mil Mendelejev koostas tema poolt avastatud perioodilisuse seaduse alusel oma tabeli, mitmeid elemente veel ei tuntud. Rea kaalutluste alusel tuli Mendelejev otsusele, et looduses leidub veel seni tundmatuid elemente, milliste jaoks ta jättis perioodilisse süsteemi tühjad kohad. Ettenägelikult kirjeldas ta kolme sellise elemendi omadusi nende asendi järgi teiste, tabelis asetsevate elementide alusel. Ühte neist nimetas Mendelejev ekabooriks, kuna see pidi sarnanema omadustelt booriga, teisi nimetas ta ekaalumiiniumiks ja ekasiliitsiumiks. Juba Mendelejevi eluajal avastati need kolm elementi. Esimesena avastati gallium, ning selle omadused osutusid niisugusteks nagu neid ennustati ekaalumiiniumile. Siis avastati skandium, millel olid ekaboori omadused, ning lõpuks germaanium, mis omadustelt ühtus ekasiliitsiumiga.

Asetame allpool kõrvuti 1871. aastal ennustatud ekasiliitsiumi omadused 1886. aastal avastatud germaaniumi omadustega:

Ennustatud ekasiliitsiumi omadused:

Ekasiliitsium — Es on sulav metall, mis lendub kõrgel temperatuuril.

Es aatomkaal on umbes 72

Es erikaal on umbes 5,5

EsO_2 võib kergesti redutseeruda

EsO_2 erikaal on umbes 4,7

$EsCl_4$ on vedelik, mis keeb ligikaudu 90° temperatuuril.

Avastatud germaaniumi omadused:

Germaanium — Ge on hall, kõrgemal temperatuuril lenduv metall, mis sulab umbes 960° temperatuuril

Ge aatomkaal on 72,6

Ge erikaal on 5,35 20° temperatuuril

GeO_2 redutseerub kergesti metalliks söe või vesinikuga

GeO_2 erikaal on 4,703 18° temperatuuril

$GeCl_4$ on vedelik, mis keeb 83° temperatuuril, tema erikaal on 1,88 18° temperatuuril.

Mendelejevi ennustuste täpsus pani imestama kõiki tema kaasaegseid. Nad tulid veendumusele, et perioodiline süsteem pole mitte ainult elementide õnnestunud klassifikatsioon, vaid tal on ka suur teaduslik tähtsus.

Perioodilise süsteemi abil parandas Mendelejev mõningate elementide aatomkaalu, mis olid määratud valesti või ebatäpselt. Samuti võimaldas perioodiline süsteem täpselt määrata valentsi. Nii peeti berülliumi varem kolmevalentseks, tema oksüüdi tähistati valemiga Be_2O_3 , aatomkaaluks loeti 13,5.

Perioodiline süsteem näitas, et berüllium peab asetama teises rühmas magneesiumi kohal, järelikult tema valents on 2 ja aatomkaal 9. Hilisem katse tõestas seda väidet.

Perioodilisuse seadus ja perioodiline süsteem näitab tänapäevani tee, mida mööda peab kulgema keemia areng.

Ilma perioodilisuse seaduseta oleks aatomiehituse õpetuse edasine arenemine osutunud võimatuks, oleks olnud raske avastada uusi elemente ja luua vahendeid elementide kunstlikuks muundamiseks.

Mendelejevi seadus ja elementide süsteem moodustab kaasaegse keemia teoreetilise aluse.

Mendelejevi seadusel on suur tähtsus mitte üksi keemias, vaid ka füüsikas, metallurgias ja teistes teadusharudes ning samuti praktilises elus.

§ 21. Perioodilisuse seadus ja aatomi ehitus.

XX sajandi algul tehti katseliselt kindlaks, et elemendi number perioodilises süsteemis (tema järjekorranumber) võrdub arvuliselt elemendi aatomi tuuma laenguga. Näiteks on fosfori järjekorranumber 15 ja fosfori aatomi tuuma laeng on samuti 15.

Elemendi järjekorranumber, mida kirjutatakse perioodilises süsteemis elemendi keemilise märgi juurde, võrdub tema aatomi tuuma positiivsete laengute arvuga, järelikult ka tema kesta elektronide arvuga.

Kõiki elemente, alates vesinikust (mille tuuma laeng on 1) võib asetada ritta nende tuuma laengute kasvamise järjekorras. Selles reas on iga elemendi aatomi tuuma laeng ühe võrra suurem eelmise elemendi aatomi tuuma

laengust. Selline elementide asetus ühtub täiesti elementide järjekorraga perioodilises süsteemis.

Seega tuleb lugeda elemendi aatomituuma laengut põhiliseks suuruseks, mis iseloomustab elementi ja määrab tema koha perioodilises süsteemis.

Seoses sellega väljendab keemiliste elementide perioodiline süsteem piltlikult aatomi ehitust, ja perioodilisuse seadus omandab sügavama mõtte ja uue sõnastuse: *lihtainete omadused, samuti ka elementide ühendite vormid ja omadused on perioodilises sõltuvuses nende aatomite tuumalaengute suurusest.*

Perioodilisuse seadus näitab, et keemiliste elementide omaduste seaduspärane korduvus on tingitud nende aatomite ehituse seaduspärasest korduvusest, elementide omaduste erinevus nende aatomite ehituse erinevusest. Toome näiteid ja võrdlusi:

1. Ühte loomulikku rühma koondatud ja omadustelt lähedaste elementide aatomitel on väliskihis ühesugune arv elektrone, näiteks on kõigi halogeenide aatomite väliskihis 7 elektroni.

2. Ühte loomulikku rühma (allrühma Mendelejevi tabeli järgi) koondatud elementide omaduste erinevus on tingitud nende aatomite elektronkihtide erinevast arvust. Näiteks on fluori aatomil 2, kloori aatomil 3, broomi aatomil 4 ja joodi aatomil 5 elektronkihti.

3. Elementide asetus mitmesugustes perioodides on tingitud nende aatomite elektronkihtide erinevast arvust, nagu seda näeme halogeenidel: fluor asetseb teises, kloor kolmandas, broom neljandas ja jood viiendas perioodis.

4. Elemendi aatomi elektronkihtide arv vastab selle perioodi numbrile, kuhu kuulub element perioodilises süsteemis. Seda näeme jällegi halogeenide juures.

5. Elemendi aatomi valentselektronide arv vastab selle rühma numbrile, kuhu kuulub element perioodilises süsteemis. Pea-allrühma kuuluvate elementide aatomitel on kõik valentselektronid asetatud väliskihiti; kõrval-allrühma ja kaheksandasse rühma kuuluvate elementide aatomitel on osa valentselektrone asetatud sügavamasse elektronkihti. Nii asetseb kloor seitsmenda rühma pea-allrühmas; tema aatomi väliselektronide arv on 7, mille arv vastab ka rühma numbrile. Mangaan kuulub samuti seitsmendasse rühma, kuid selle kõrval-allrühma; mangaani suurim valents hapniku suhtes on 7, milline arv

vastab rühma numbrile, kuid need seitse valentselektroni asetsevad kahes kihis: kaks väliskihis ja viis elektroni sügavamas kihis.

Seega väljendab rühma number Mendelejevi tabelis antud rühma kõrgeimat valentsi, ta võrdub aatomi valentselektronide arvuga; I—VII rühma pea-allrühma kuuluvate elementide rühma number võrdub ka nende aatomite väliskihi elektronide arvuga.

6. Kõigi rühmade (välja arvatud nullrühma) elementide aatomid võivad elektrone ära anda, omades seega positiivset valentsi. On teada, et aatomid võivad elektrone enda külge tõmmata ainult neil juhtudel, kui aatomite väliskihis on vähemalt 4 elektroni (vesinik moodustab erandi). Järelikult, elektrone enda külge tõmmata, s. t. omada negatiivset valentsi, võivad IV—VII rühma pea-allrühma kuuluvate elementide aatomid. Kui liita elemendi suurim valents hapniku suhtes (s. t. positiivne valents) tema valentsiga vesiniku suhtes (s. t. negatiivse valentsiga), siis võrdub saadud summa kaheksaga. Seda seletab asjaolu, et aatomi poolt omandatud elektronide arv peab väliselektronide arvu täiendama kaheksani, et tekitada püsivat kaheksaelektronilist väliskihti.

Seoses perioodilise süsteemi uute põhjendustega võib nüüd seletada kõiki «kõrvalekaldumisi», nii osutus telluuri aatomi tuuma laenguks 52, joodi tuuma laenguks 53. Vaatamata asjaolule, et telluuril on suurem aatomkaal kui joodil, tuli sel põhjusel asetada telluur perioodilises süsteemis enne joodi.

§ 52. Radioaktiivsus ja aatomi ehitus.

1. Radioaktiivsus.

Kaasaegne aatomi ehituse õpetus tekkis radioaktiivsuse nähtuse avastamise tulemusena.

Radioaktiivsuseks nimetatakse mõningate ainete omadust saata endast pidevalt välja erilisi kiiri.

Radioaktiivsuse nähtuse avastas esimesena prantsuse füüsik Becquerel 1896. aastal uraani ja selle ühendite uurimisel. Uraanist väljusid erilised nähtamatud kiired, mis põhjustasid fotoplaadi tumenemise, kuigi ta oli kaitsitud harilikkuude valguskiirte eest tumeda paberiga.

Marie Sklodowska-Curie, kes jätkas Becquereli katseid, leidis, et loodusliku uraani toime fotoplaadisse on tunduvalt tugevam kui tema puhtal oksüüdil, vaatamata selle suuremale uraani sisaldusele. Sel põhjusel tuli Marie Sklodowska-Curie otsusele, et uraanimineraalid peavad sisaldama mingit teist elementi, mis on radioaktiivsem kui uraan. Ühes oma abikaasa Pierre Curie'ga hakkas ta töötama uraanimaagi jäätmeid, millistest oli uraan eemaldatud. Visa, aastaid kestnud tööd kroonis hiilgav edu. Abielupaar Curie eraldas uraanimaagist uue elemendi, mida nimetati raadiumiks. Peale selle avastati maagis teise, seni tundmatu elemendi olemasolu, mida nimetati polooniumiks.

Mõlemad avastatud elemendid osutusid väga radioaktiivseteks. Raadiumi radioaktiivsus ületab uraani radioaktiivsuse mitu miljonit korda.

2. Raadium.

Raadiumi keemiline märk on Ra, järjekorranumber 88, aatomkaal (ligikaudu) on 226. Keemiliste elementide perioodilises süsteemis asetub raadium teise rühma peaarühmas ja sarnaneb keemilistelt omadustelt baariumiga.

Looduses esineb raadium mõningais mineraalides ja äärmiselt vähesel hulgal mineraalallikais. Raadiumi poolest on kõige rikkam uraanpigimaak, mis sisaldab 1 tonni kohta mitte üle 2 grammi raadiumi.

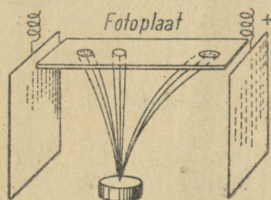
Raadiumi eraldamise protsess looduslikest uraanimaakidest on tehniliselt väga keeruline. Harilikult saadakse raadiumi tema halogeensoolade — raadiumkloriidi — RaCl_2 ja raadiumbromiidi — RaBr_2 kujul.

Raadium on valge hõbedane metall, mida iseloomustab väga tugev keemiline aktiivsus. Kõige tähtsam raadiumi omadus on tema äärmiselt tugev radioaktiivsus. On tehtud kindlaks, et raadium kiirgab pidevalt väga suurel hulgal energiat. Raadiumi soolad helenduvad pimeduses. Raadiumi kiirte mõjul hakkavad helenduma ka paljud teised ained. Selle omaduse tõttu kiiritatigi raadiumiga aineid, millised peavad pimeduses pidevalt helenduma. Inimese organismile mõjub liigne radioaktiivne kiiritamine kahjulikult. Sel põhjusel tuleb radioaktiivsete ainetega töötamisel rakendada erilisi ettevaatusabi-

nõusid. Raadiumi kiired toimivad hävitavalt pisikuisse, samuti lagundavad nad organismi kudesid. Viimase omaduse tõttu rakendatakse raadiumi pahaloomuliste kasvajate ravimiseks.

3. Radioaktiivsete ainete kiirgus.

Radioaktiivse kiirgamise uurimisel selgus, et raadiumist väljuvad kiired on erinevad ja et neid absorbeerib plii. Kui paigutada pliiist kapslisse, mille kaanes on väike ava, veidi raadiumi soola, siis väljub kaanes asuva ava kaudu ülespoole kiirte kimbuke, külgmisi kiiri absorbeerib aga plii. Kapsli avale asetatud fotoplaadile tekib ava kohal tume täpp.



Joon. 40. Radioaktiivse kiirguse jagunemine elektriväljas.

Kui aga asetada kapsel tugevasse elektrivälja, siis tekivad tumedad täpid kolmes kohas.

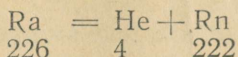
See katse näitab, et raadiumi kiirgus laguneb oma koostisosadeks, mida nimetatakse alfa (α)-, beeta (β)- ja gamma (γ)-kiirteks. Neist alfakiired, mis kujutavad endast heeliumi aatomi tuumi, hälbivad negatiivse pooluse suunas, olles seega laetud positiivselt. Beetakiired, mis kujutavad endast elektrone, hälbivad positiivse pooluse suunas, omades negatiivset laengut. Mittehälbivad neutraalsed gammakiired sarnanevad röntgenikiirtega.

4. Radioaktiivne lagunemine.

Keemiliselt puhtast raadiumist väljuvad ainult alfa- ja gammakiired.

Peale nimetatud alfa- ja gammakiirte eraldab raadium inertgaasi radooni — Rn, mille aatomkaal on 222.

Alfakiired — heeliumiaatomite tuumad — liidavad endaga kaks elektroni (beetakiiri) ja muunduvad gaasiliseks heeliumiks. Radoon tekib raadiumi muundumisest. Nagu teada, on raadiumi — Ra aatomkaal 226, heeliumi — He aatomkaal 4. Seega laguneb radium heeliumiks ja radooniks.



Radiumi lagunemine on eksotermiline protsess. Seda võib tõestada katseliselt. On määratud kindlaks, et 1 g raadiumi eraldab tunni jooksul 136 cal.

Radioaktiivse lagunemise uurimine näitas, et radoon laguneb omakorda heeliumiks ja nn. radium A-ks. Viimane laguneb samuti pikkamööda reaks radioaktiivseteks elementideks. Kõigi nende muundumiste lõppsaadus on püsiv mitteradioaktiivne plii.

Radioaktiivne lagunemine erineb tavalistest keemilistest protsessidest, ta toimub pidevalt ja iseenesest. Radioaktiivse lagunemise kiirus on alati ühesugune, sellele ei mõju ei kõrge temperatuur, ei tugev rõhk ega katalüsaatorid. Aega, mille vältel laguneb pool esialgsest radioaktiivse aine hulgast, nimetatakse poolestusajaks.

Näiteks kestab raadiumi poolestusaeg 1580 aastat, radoonil 3,85 ööpäeva ja radium A-l kõigest 3,05 minutit.

Elementide radioaktiivsuse uurimuste põhjal tuldi otsusele, et radium ise on uraani lagunemise saadus. Uraani poolestusaeg on 4,5 miljardit aastat.

5. Isotoobid. Raske vesi.

Uraani radioaktiivsete muundumiste lõppsaadus on plii, aatomkaaluga 206, hariliku plii aatomkaal on aga 207,2. Keemilistelt omadustelt on mõlemad plii teisendid samasugused. Selgus, et elementidel võib olla ühesugune tuumalaeng ja seega ka ühesugused keemilised omadused, kuid nad võivad erineda aatomkaalult. Selliseid elemente hakati nimetama isotoopideks (isotoop on tuletatud kreeka keelest ja tähendab «samakohalist»). Nagu see nimetus näitab, asetuvad isotoobid Mendelejevi tabelis samas ruudus. Nii omab kloor kaht liiki aatomeid, ühel neist on aatomkaal 35, teisel 37. Pliil on neli isotoopi; hapnikul 3, milliste aatomkaalud on vastavalt

mudatorustiku ühele küljele paigutatakse radioaktiivne aine, teisele poole fotoplaad või eriline mõõteriist.

Laialdaselt kasutatakse kunstlikke radioaktiivseid isotoope bioloogias. Radioaktiivsete ehk nn. «märgitud» aatomite abil võib jälgida elavorganismides toimuvat ainevahetust. Fosfori ja teiste elementide radioaktiivsete isotoopide lisamisel taimede toitelahustesse õnnestus selgitada, millise kiirusega liiguvad taimedes toitained, kuidas omastavad taimed süsihappegaasi ja vaba lämmastikku. Et selgitada naatriumi osa inimese organismi ainevahetuse protsessis, lisati sissevõetavasse keedusoola väike annus naatriumkloriidi, mis sisaldas radioaktiivset naatriumi isotoopi. Praegusel ajal ravitakse naatriumi radioaktiivse isotoobi abil mõningaid südame ja vereringe haigusi. Joodi radioaktiivset isotoopi kasutatakse kilpnäärme, radioaktiivset fosfori isotoopi vere- ja nahahaiguste ravimiks. Radioaktiivne koobalti isotoop võib asendada raadiumit pahaloomuliste kasvajate ravimisel.

§ 53. Dmitri Ivanoviõtš Mendelejev (1834—1907).

Kuulus vene teadlane Dmitri Ivanoviõtš Mendelejev sündis Tobolski linnas 27. jaanuaril (8. veebruaril u. k. j.) 1834. aastal. Ta isa, kes oli gümnaasiumi direktoriks, jäi samal aastal pimedaks ning kogu rohkearvulise perekonna ülalpidamine läks ema kanda. Mendelejevi ema, kes oli tark ja energiline inimene, jäi perekonna peatoeks. Ta taastas ühes teistega poollagunenud klaasivabriku ja hakkas seda juhtima.

Lapsepõlves viibis D. I. Mendelejev sageli ühes emaga klaasivabrikus ja veetis tunde klaasisulatamise ahju juures. Kui ta jälgis klaasisulatamisel toimuvaid protsesse, siis tekkis tal, Mendelejevi enda sõnade järgi, armastus keemia vastu.

Gümnaasiumis õppides tundis Mendelejev erilist huvi loodusteaduste vastu. Pärast Tobolski gümnaasiumi lõpetamist jätkas Mendelejev hariduse omandamist Peterburi Pedagoogilises Instituudis. Mendelejev oli väga töökas ja armastas teadust, tal olid ka erakordselt suured anded. Juba üliõpilaspõlves kirjutas ta teaduslikke töid mineraloogia alal. Teda veetles keemia ja ta pühendas palju aega töödele keemia laboratooriumis. Instituudi lõpetas

1867. aastal sai ta endale ka anorgaanilise keemia professori koha. Omades suuri kogemusi teadusliku uurimise ja pedagoogilise töö alal, asus Mendelejev 1868. a. «Keemia põhialuste» koostamisele. Selle teadusliku teose koostamisel, mis veel kaasajalgi pole kaotanud oma tähtsust, avastas Mendelejev keemiliste elementide perioodilisuse seaduse. Samal aastal asutati Mendelejevi aktiivsel osavõtul Vene keemiaühing (praegu Üleliiduline D. I. Mendelejevi nimeline keemiaühing). 1880. a. esitasid tuntuimad vene teadlased Mendelejevi kandidatuuri Peterburi Teaduste Akadeemia liikme kohale, kuid selle ettepaneku lükkas tagasi Akadeemia liikmete tagurlik enamus. Samal aastal pidi Mendelejev Peterburi Ülikoolist lahkuma, kuna haridusminister polnud rahul sellega, et Mendelejev tahtis talle üle anda üliõpilaste poolt esitatud märgukirja.

1893. aastast alates oli Mendelejev Mõõtude ja Kaalude Peapalati juhatajaks. Ta suri 20. jaanuaril (2. veebruaril u. k. j.) 1907. aastal.

Mendelejevi tööd metroloogia* alal olid ettevalmistuseks parastiseks mõõtude ja kaalude meetersüsteemi kehtestamiseks Venemaal.

Mendelejevi suurimaks teeneks tuleb pidada keemiliste elementide perioodilisuse seaduse avastamist. Selle seaduse avastamisest teatas ta esimest korda Vene Keemiaseltsi istungil 6. (18.) märtsil 1869. a.

Oma klassikalises teoses «Keemia põhialused» käsitles Mendelejev esimest korda anorgaanilist (üld-) keemiat perioodilisuse seaduse alusel. Kaasaegne õpetus aine, tema ehitusest ja arenemisest põhjeneb keemiliste elementide perioodilisuse seadusel.

Mendelejevi teaduslik tegevus, mis oli seotud tema pedagoogilise ja ühiskondliku tegevusega, oli väga mitmekülgne. Mendelejevi sulest on ilmunud üle 400 trükiteose, nad käsitlevad küsimusi erinevaist teadusharudest, tehnikast, tööstusest, põllumajandusest ja pedagoogikast. Oma pedagoogilist tegevust nimetas Mendelejev kodumaa teenimiseks.

Teadlasena oli Mendelejev materialist, ta pooldas sei-

* Metroloogia on mõõtude õpetus. Metroloogia alasse kuuluvad mõõtühikute kehtestamine, etaloonide loomine, mõõtude ja kaalude kontrollimise küsimused.

sukohta, et inimene võib tunnetada seadusi ja kasutada neid vastavalt oma huvidele ja vajadustele.

Mendelejev oli oma aja eesrindlik ühiskonnategelane, ta võitles ägedalt Venemaa majandusliku ja kultuurse sõltumatuse eest. Paljudes tööstust käsitlevates teostes väljendab Mendelejev mõtteid, kuidas kasutada laias ulatuses kodumaa maapõuevaru, luua Venemaal keemiatööstus, eeskätt sooda, väävelhappe ja mineraalväetiste tootmine. Keemiatööstuse kõrval pühendas Mendelejev palju tähelepanu ka teistele tööstusharudele, eriti nafta-, söe- ja metallurgiatööstusele.

Arvurikaste Kaukaasiast ja mujalt toodetava nafta uurimistööde tulemusena esitas Mendelejev ettepaneku nafta pidevaks ümbertöötamiseks. 1887. aastal avaldas ta hüpoteesi nafta tekkimise kohta. Donbassi kivisöealaste uurimistööde aruandes väljendas ta esimest korda idee — teostada kivisöe gasifitseerimist maa all. Oma ring-sõidul 1889. aastal Uraalis uuris ta kivisöelademetes maa-alust põlemist, mis olid süttinud tulekahjude tagajärjel. Nende uurimistööde tulemusena tegi ta rea praktilisi ettepanekuid ja järeldusi, kuidas juhtida söelademetes maa-alust põlemisprotsessi ning saada sel teel väärtuslikke keemiasaadusi.

Mendelejev propageeris hapniku rakendamist metallurgiatööstuses.

Mendelejev oli üks moodsa agrokeemia rajajaid. Tema isiklikult teostatud agrotehniliste katsetega põhjendatud seisukohad maaharimise, põlluheina kasvatamise, niisutamise ja keemiliste väetiste kasutamise küsimustes pole kaotanud oma tähtsust ka praegusel ajal.

Seoses gaaside tundmaõppimisega teostas Mendelejev rea uurimistöid meteoroloogias ja lennuasjanduses. Ta ise tõusis augustis 1887. a. aerostaadil ilma piloodita õhku, et vaadelda päikesevarjutust ja uurida atmosfääri kõrgemaid kihte.

Arvurikaste reise kõrval Venemaal külastas Mendelejev ka mitmeid Euroopa ja Ameerika maid, et tutvuda nende maade tehaste ja tööstusega ning maavarade leiukohtadega ja uurida nende teadust ning majandust.

Väga suurt tähelepanu osutas Mendelejev rahvahariduse küsimustele. Mendelejevil oli selge, et tema unistus Venemaa tööstuslikust tõusust tema loodusvarade ratsio-

naalse kasutamise alusel võib teostuda vaid seoses rahva-
hariduse levikuga.

Mendelevi poolt ülestõstetud rahvamajanduslikke
ülesandeid polnud võimalik lahendada revolutsioonieelse
Venemaa tingimustes. Alles pärast Suurt Oktoobri-revo-
lutsiooni võisid täituda tema unistused. Meie maa omab
arenenud tööstust kodumaise tooraine baasil. Meil õitseb
eesrindlik ühiskonnateadus, mille edasiseks arenemiseks
on loodud kõik tingimused.

Nõukogude rahvas austab suure teadlase-patrioodi
mälestust. Mendelevi nimetus on antud arvurikastele
õppeasutustele, instituutidele ja teistele asutustele.

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Jutustada esialgsetest keemiliste elementide klassifitseerimise katsetest.
2. Sõnastada Mendelevi perioodilisuse seadus.
3. Sõnastada praegune perioodilisuse seadus.
4. Mida kujutab keemiliste elementide perioodiline süsteem?
5. Mida nimetatakse: a) perioodiks, b) reaks, c) rühmaks, d) allrühmaks?
6. Kuidas muutuvad elementide omadused: a) perioodi, b) rea, c) rühma, d) allrühma piirides?
7. Mille poolest erinevad suured perioodid väikestest?
8. Milliseid allrühmi nimetatakse pea-allrühmadeks ja milliseid kõrval-allrühmadeks?
9. Mida kujutavad endast nullrühma elemendid?
10. Kuidas saab määrata elemendi valentsi tema koha järgi perioodilises süsteemis?
11. Kus on asetatud perioodilises süsteemis kõige tüüpilisemad metallid ja kus kõige tüüpilisemad metalloiidid?
12. Kirjutada nende elementide kõrgemate oksüüdide valemid, mille olemasolu ennustas Mendelev ja mis avastati tema eluajal.
13. Milliste valemitega tähistatakse nende elementide kõrgemate oksüüdide koostist, mille järjekorranumbrid on 25, 50 ja 74?
14. Kirjutada nende elementide vesinikühendite valemid, mille järjekorranumbrid on 14, 33, 52 ja 53.
15. Milliseid elemente nimetatakse: a) lantaniidideks, b) transuraanideks?
16. Milles väljenduvad: a) loomuliku radioaktiivsuse, b) kunstliku radioaktiivsuse nähtused?
17. Mida andis radioaktiivsuse avastamine teadusele?
18. Mida nimetatakse isotoopideks?
19. Milline on radioaktiivse kiirguse koostis?
20. Nimetada radiumi lagunemise saadused.
21. Missuguseid protsesse nimetatakse termotuumseteks?
22. Kus kasutatakse radioaktiivseid isotoope praegusel ajal?

VÄÄVEL JA TEMA ÜHENDID.

§ 54. Perioodilise süsteemi VI rühma üldiseloostus.

Perioodilise süsteemi VI rühma elemendid jagatakse kaheks allrühmaks.

Pea-allrühma, mida nimetatakse hapnikurühmaks, moodustavad hapnik, väävel, seleen, telluur ja poloonium. Kõrval-allrühma, kroomiallrühma kuuluvad kroom, molübdeen, volfram ja uraan.

Hapnikurühma elementide aatomitel on väliskihis 6 elektroni, millest on tingitud nende elementide metalloidsete omaduste üleolek. Nende suurim positiivne valents on kuus, negatiivne valents aga kaks. Iga hapnikurühma element, võrreldes teda temast paremal pool asetseva halogeeniga, on omadustelt vähem aktiivne metallloid. Tema aatomid tõmbavad enda külge elektrone nõrgemalt kui samas reas asetseva naabri — halogeeni aatomid.

Viimane element hapniku rühmas — poloonium — on radioaktiivne.

Kõrval-allrühma elementide aatomid sisaldavad väliskihis ühe või kaks elektroni, millest on tingitud nende elementide metallilised omadused. Selle allrühma elementide suurim positiivne valents on kuus, kuna nende aatomitel on omadus ära anda peale 1—2 elektroni väliskihist veel osa elektrone sügavamast kihist.

Kroomiallrühma elemendid ei tekita lenduvaid vesinikuühendeid.

§ 55. Väävel.

Väävli keemiline sümbol on S, mis on tema ladina-keelse nimetuse Sulfur esimene täht. Järjekorranumber on 16; elektronide asetus kihtides: 2; 8; 6. Väävli aatomkaal on 32,006. Perioodilises süsteemis asetseb väävel VI rühmas, 3-ndas reas.

1. Väävel looduses.

Väävel on looduses laialdaselt levinud element, teda leidub nii vabas olekus kui ka mitmesuguste ühendite kujul. Puhast (ehedat) väävlit leidub kivimites, kus ta tekitab väävlisooni, mõnes kohas moodustab ta maa-aluseid lademeid (USA Louisiana osariigis) või tekitab maapinna künkaid (Kara-Kumi kõrbes). Mõnikord leitakse väävli kristalle, mis on tihti kokku kasvanud, tekitades kristallide kobaraid ehk druse.

Nõukogude Liidus on väävli leiukohad Turkmeenia NSV-s Kara-Kumi kõrbes, Usbeki NSV-s, Kaukaasias, Volga ääres, Kamtšatkal ja mujal.

Suur tähtsus on väävli looduslikkudel ühenditel metallidega, milliseid nimetatakse mõnikord läikudeks nende iseloomuliku metallilise läike tõttu. Paljud neist on väärtuslikud maagid.

Näited: PbS — pliiläik, Ag_2S — hõbeläik, Cu_2S — vaskläik, $CuFeS_2$ — kalkopüriit, FeS_2 — püriit (leeprikivi). Viimast maaki kasutatakse väävelhappe tööstuses vääveldioksiüdi saamiseks.

Väävlit leidub sageli väävelhappesoolade kujul. Nii koosneb mineraal kips $CaSO_4$ -st. Magneesiumsulfaati — $MgSO_4$ leidub lahustunult merevees, millest tingituna on mereveel mõru maitse. Võimsad naatriumsulfaadi — Na_2SO_4 lademed leiduvad Kaspia mere Kara-Bogaz-Goli lahes.

Väävel kuulub mõningate valkude koostisse loomades ja taimedes. Väävlit sisaldavate valkude lagunemisel eraldub väävel õhku väävelvesiniku kujul.

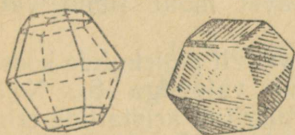
2. Väävli saamine ja puhastamine.

Väävel eraldatakse teda sisaldavatest kivimitest ja muldsetest lisanditest sulatamise teel. See protsess põhjeneb asjaolul, et väävel sulab kergemini kui temaga kaasuvad kivimid ja lisandid. Sulatamise teel saadud väävlit nimetatakse tükkväävliks, ta sisaldab harilikult veel palju lisandeid. Väävel puhastatakse destilleerimisega. Selleks paigutatakse väävel retortidesse ja soojendatakse. Tekkiv väävliaur juhatakse kivist kambritesse, kus järsul jahutamisel väävliaurud muunduvad pulbriks, mida nime-

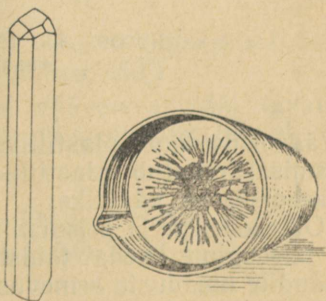
tatakse «väävelõieks». Kambri soojendamisel saadakse aurudest vedel väävel, mis valatakse vormidesse, kus ta hangub ümmarguste pulkadena. Sellist väävlit nimetatakse kangväävliks. Keemiliselt puhast väävlit saadakse tema ümberkristallimisel väävelsüsiniku lahusest.

3. Väävli omadused.

Väävel esineb mitmes allotroopses teises. Neist on kõige rohkem uuritud kahte kristalset teisendit — oktaedrilist ja prismaatilist väävlit ja amorfset plastilist väävlit. Harilikkudes tingimustes on kõige püsivam oktaedriline väävel. Oktaedrilise väävli kristallid on kollased, oktaedri kujulised (joon. 41), mille servad ja tipud on sageli vildakad.



Joon. 41. Oktaedriline väävel.

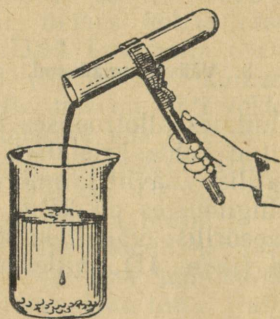


Joon. 42. Prismaatiline väävel (üksik kristall ja tiigel kristallidega).

Selline väävel sulab umbes 113° temperatuuril, tema erikaal on 2,07, vees ta ei lahustu; suuremal või vähemal määral lahustub ta väävelsüsinikus — CS_2 , bensoolis — C_6H_6 , petrooleumis ja mõnes teises vedelikus. Soojust ja elektrit juhib väävel halvasti. Sulaväävli pikaldasel jahutamisel tekivad prismaatilise väävli pikad nõeljad kristallid (joon. 42).

See väävli teisend on püsiv ainult temperatuuril üle 90° . Tema erikaal on 1,96, sulamistemperatuur 119° , lahustub samuti väävelsüsinikus. Kui ajada väävel keema ($444,6^{\circ}$) ja valada keev väävel peene joana külma vette,

siis tekib plastiline väävel (joon. 43). See on pehme pool-läbipaistev pruuni värvusega mass. Selline väävel on väga plastiline, teda võib venitada pikkadeks niitideks või anda talle muu kuju.



Joon. 43. Plastilise väävli saamine.

Väävelsüsinikus plastiline väävel täielikult ei lahustu. Seismisel muutub plastiline väävel mõne tunni vältel oktaeedriliseks väävliks.

Oktaeedrilise ja prismaatilise väävli molekulide koostis on ühesugune, seda tähistatakse valemiga S_8 . Nende teisendite omaduste erinevus on tingitud kristallide erinevast struktuurist. Väävli soojendamisel väheneb aatomite arv molekulides ning väävliauru molekulid koosnevad üle 1700° temperatuuril vaid ühest aatomist. Keemilistelt omadustelt on väävel tüüpiline metalloid. Tal on suur sugulus metallidega. Mitmega neist ühineb ta vahetult, näit. tsingiga, rauaga, vasega, elavhõbedaga ja teistega. Väävel reageerib ka metalloididega, nagu vesiniku, kloori, fosfori ja teistega.

4. Väävli kasutamine.

Väävli kasutatakse väga laialdaselt põllumajanduses taimehaiguste ja -kahjurite tõrjeks. Selleks tolmutatakse põlde ja istandusi, viinamarju ja puuvillaistandusi väävliga. Tööstuses kasutatakse väävli väävelhappe, väävelsüsiniku, musta püssirohu ja tuletikkude tootmisel ning kummi vulkaniseerimisel. Toores kautšuk muutub kõrgel

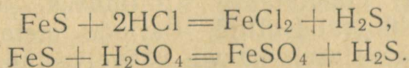
temperatuuril kleepuvaks, madalal temperatuuril murduvaks. Kummi vulkaniseerimiseks nimetatakse kautšuki, väavli või väavliühendite segu kuumutamise protsessi. Arstiteaduses kasutatakse väavlit mitmesuguste haiguste, peamiselt nahahaiguste raviks. Väavel kuulub paljude meditsiiniliste preparaatide, nagu sulfidiini, sulfasooli, disulfaani ja teiste koostisse. Laialdast kasutamist leiab väavel veterinaarias.

§ 56. Väavelvesinik.

Väavelvesiniku koostist väljendab valem H_2S , tema struktuurvalem on $\begin{array}{c} H \\ \diagdown \\ S \\ \diagup \\ H \end{array}$. Selles ühendis on väavel negatiivselt kahevalentne.

Väavelvesinik tekib väavli vahetul ühinemisel vesinikuga kõrgel temperatuuril (umbes 350°).

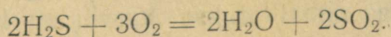
Laboratooriumis saadakse väavelvesinikku tavaliselt lahjendatud hapete, sool- või väavelhappe toimel raudsulfiidisse:



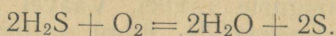
Väavelvesiniku saamiseks mainitud menetlusel kasutatakse Kipp'i aparati.

Väavelvesinik on värvusetu, õhust raskem, iseloomuliku mädamuna lõhnaga gaas. Väavelvesinik on mürgine. Viibimine väavelvesinikku sisaldavas õhus tekitab peavalu, pööritust, iiveldust; tunduv väavelvesiniku sisaldus sissehingatavas õhus põhjustab surma. Väavelvesiniku mürgitusoht on eriti kardetav sellepärast, et selle kestval sissehingamisel inimene ei tunne enam selle lõhna. Väavelvesiniku mürgituse puhul tuleb sisse hingata väga vähesel määral kloori (võib nuusutada äädikhappega niisutatud riiet, millesse on mähitud kloorlubja tükikesi).

Väavelvesiniku põlemisel õhu täielikul juurdepääsul tekivad väaveldioksüüd (väavlisgaas) ja veeaur:



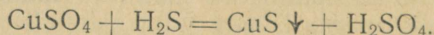
Kui alandada põleva väävelvesiniku leegi temperatuuri, hoides selles näiteks külma portselankaussi, siis tekib kausile kollane väävlikirme. Väävelvesinik ei põle siis täielikult:



Väävelvesiniku ja õhu või hapniku segu süütamisel tekib plahvatus.

Väävelvesinik lahustub vees. Ühes veeruumalas lahustub 20° juures umbes kolm ruumala väävelvesinikku. Saadud lahust nimetatakse väävelvesiniku-veeks. Ta värvib sinise lakmuspaberi punaseks. Mõned aktiivsed metallid, näiteks magneesium jt. tõrjuvad sellest lahusest välja vesinikku. Kõik see viitab asjaolule, et väävelvesiniku lahusel on happe omadused. Sellepärast nimetatakse väävelvesiniku vesilahust teisiti väävelvesinikhappeks ja tähistatakse valemiga H_2S . See on nõrk ja ebapüsiv hape. Seismisel läheb läbipaistev lahus sogaseks väävli eraldumise tagajärjel: lahuses toimub väävelvesiniku oksüdeerumine õhu hapnikuga.

Väävelvesinikhape on kahealuseline hape, mis tekitab kaht liiki: keskseid ja hapusid sooli. Väävelvesinikhappe keskseid sooli nimetatakse sulfiidideks. Näit. on FeS väävelraud ehk raudsulfiid. Paljude metallide sulfiide võib saada väävelvesiniku või väävelvesinikhappe toimel vastavate soolade lahustesse:



Kõiki sulfiide, nagu FeS , ZnS , HgS , mida saadakse metalli ja väävli vahetel ühinemisel, tuleb lugeda väävelvesinikhappe sooladeks. Väävelvesinikhappe hapusid sooli nimetatakse vesiniksulfiidideks (bisulfiidideks). Näiteks on KHS kaaliumvesiniksulfiid (kaaliumbisulfiid). Metallisulfiidide vesilahused lahustavad väävlit, tekitades polüsulfiide. Püriit — FeS_2 on looduses esinev polüsulfiid.

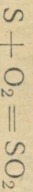
Mõningate metallide sulfiidid on värvilised, mille tõttu neid tarvitatakse värvidena. Laialdaselt kasutatakse veripunast elavhõbesulfiidi (kinnaver), kollast kadmiumsulfiidi, oranži antimonsulfiidi. Na_2S , K_2S ja lubja seguga eemaldatakse karvkatet loomanahkadelt.

502

§ 57. Väävlisshappe anhüüdriid ja väävlisshape.

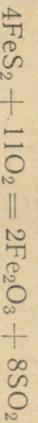
Väävlisshappe anhüüdridi koostist väljendab valem SO_2 . Tema struktuurivalem on $O=S=O$. Väävel on siin positiivsel neljavalentne. Väävlisshappe anhüüdridi ehk väävel-dioksüüdi nimetatakse ka väävlisgaasiks.

Selleks, et väävel süttiks (süttimistemperatuur on 360°), peab teda enne soojendamata; väävel põleb õhus või hapnikus violetse leegiga, levitades tekkiiva väävlisshappe anhüüdridi lõhna:



Lisandina tekib teatud hulka väävelhappe anhüüdridi valgete aurude näol.

Tööstuslikkudes tingimustes saadakse väävlisshappe anhüüdridi metallisulfiidide, peamiselt aga püriidi — FeS_2 sardamisel (s. t. põletamisel õhuvoolus):



Suurel hulgal toodetakse väävlisshappe anhüüdridi mõningate tööstusettevõtete, näit. vasesulatamise tehaste heitegaasidest.

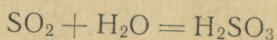
Väävlisshappe anhüüdriid on värvusetu, terava lõhnaga mürgine gaas, õhust enam kui kaks korda raskem. See gaas ärritab tugevasti hingamisteede limanahka, samuti mõjub ta kahjulikult silmadele. Taimed hävivad väävel-dioksüüdi atmosfääris. Eriti tundlikud väävlisgaasile on roosid ja kannikesed, teraviljadest tatar.

Väävlisshappe anhüüdriid veeldub kergesti; harilikul atmosfäärilisel rõhul ja jahutamisel kuni -10° muutub ta värvita vedelikuks; tema aurumisel saadakse väga madalat temperatuuri, kuni -50° . Temperatuuril $-72,7^\circ$ tardub ta tahkeks aineks.

Väävlisshappe anhüüdriid ei põle ega soodusta põlemist. Piskud ja putukad hävivad väävlisgaasi atmosfääris. Sellepärast kasutatakse väävlisgaasi desinfitseerimiseks (s. t. piskute hävitamiseks) ja desinsektiseerimiseks (s. t. putukate hävitamiseks). Kuna väävlisgaas hävitab hallitust, siis suitsetatakse temaga niiskeid ruume ja tüüja taarat, mis on määratud viinamarjade, marinaadi, keedise, konservide ja teiste puu- ja aedvilja saaduste hoidmiseks. Kuiva puu- ja aedvilja töödeldakse sageli

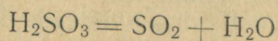
väävliseppe anhidriidiga, et neid säilitada ja kaitsta putukate vastu.

Vääveldioksüüd valastab paljusid värvaineid. Erinevalt kloori toimest ei lagunda vääveldioksüüd värvainet, vaid tekitab viimasega ebapüsiva värvitu ühendi. Värvainet võib uuesti taastada oksüdeerimise teel. Peale selle ei toimi SO₂ lagundavalt valastatavasse materjalis, nagu see toimub pleegitamisel klooriga. Sel põhjusel kasutatakse SO₂ toorsiidi, puuvilla, pabermassi ja õlgede pleegitamiseks. SO₂ lahustub hästi vees. Üks veeruumala lahustab 20° juures 40 ruumala väävliseppe anhidriidi, mis osaliselt reageerib veega, tekitades väävliseppe:

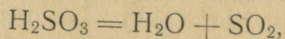
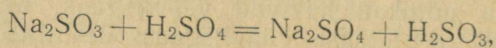


Väävliseppe molekulaarne valem on H₂SO₃, tema struktuurvalem $\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \\ \diagdown \\ \text{S} = \text{O} \\ \diagup \\ \text{H}-\text{O} \end{array}$, milles väävel on positiivselt neljavalentne.

Väävliseppe on ebapüsiv aine. Teda võib eraldada veest ainult madalal temperatuuril kristalse hüdraadi kujul. Juba harilikul temperatuuril laguneb väävliseppe veeks ja väävliseppe anhidriidiks:

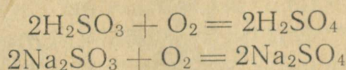


Väävliseppe molekulide ebapüsivusel põhineb vääveldioksüüdi laboratoorne saamisviis. Selleks toimitakse väävelhappesega väävliseppe sooladesse, mida võetakse kas kuivalt või kontsentreeritud lahuseks. Seejuures tekib esmalt väävliseppe, mille edasisel lagunemisel eraldub vääveldioksüüd. Kui lähteaineks on väävliseppe naatriumsool — Na₂SO₃, on toimuva reaktsiooni võrrand järgmine:



summaarselt: $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \uparrow$
 Väävliseppe vesilahus lõhnab vääveldioksüüdi järgi. Selle lahuse keetmisel võib eralduda kogu vääveldioksüüd.

Väävlishape on keskmise tugevusega hape. Vahetult reageerivad selle happega ainult aktiivsed metallid. Väävlishape on kahealuseline hape, ta tekitab kaht liiki sooli: keskseid ja hapusid. Keskseid väävlishape sooli nimetatakse sulfititeks. Väävlishape hapusid sooli nimetatakse vesiniksulfititeks ehk bisulfititeks. Näiteks NaHSO_3 — naatriumvesiniksulfit ehk naatriumbisulfit. Nii nagu väävlishape, samuti ka tema soolad oksüdeeruvad õhuhapniku toimel:

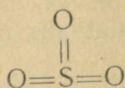


Hapud sulfitid lahustuvad hästi vees, sulfititest lahustuvad vees ainult naatriumi, kaaliumi soolad ja mõned teised.

Väävlishapet ja mõningaid tema sooli kasutatakse tööstuses. Väävlishape lahuseid kasutatakse puu- ja aedviljade ning nende saaduste konserveerimiseks (sulfitteerimiseks). Naatriumvesiniksulfitit — NaHSO_3 tarvitatakse tekstiilitööstuses kloori eemaldamiseks pleegitatavast riidest. Kaltsiumvesiniksulfitit — $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ kasutatakse paberi tootmise protsessis tselluloosi saamiseks puidust.

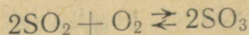
§ 58. Väävelhappe anhüdriid.

Väävelhappe anhüdrüüdi ehk vääveltrioksuüdi koostist väljendab valem SO_3 . Selles oksüüdis on väävel positiivselt kuuevalentne, mille struktuurvalem on:

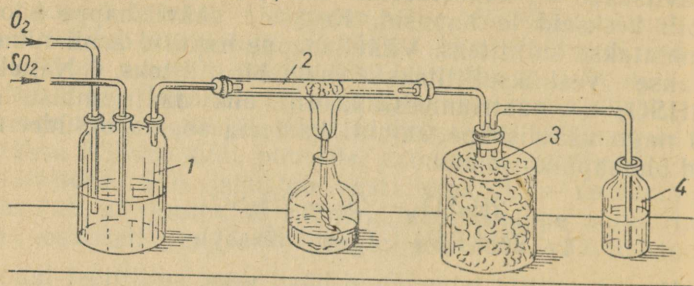


Väävelhappe anhüdrüüdi saadakse vääveldioksuüdi oksüdeerumisel õhuhapniku toimel umbes 450° temperatuuril katalüsaatori juuresolekul (vanaadiumoksuüd jt.).

Katalüsaatorita toimub see protsess tavalistes tingimustes väga pikkamööda; üle 450° temperatuuril toimub aga pöördprotsess, see tähendab väävelhappe anhüdrüüdi lagunemine väävlishape anhüdrüüdi ja hapnikuks. Seega on väävlishape anhüdrüüdi oksüdeerumine pöörduv protsess:



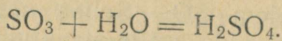
Laboratoorseses tingimustes võib väikese hulga väävelhappe anhüdrüidi saamiseks kasutada joonisel 44 kujutatud seadet (joon. 44).



Joon. 44. Väävelhappe anhüdrüidi saamine:

- 1 — kontsentreeritud väävelhapet sisaldav klaasanum väävelhappe anhüdrüidi kuivatamiseks; 2 — toru katalüsaatoriga; 3 — jäässe asetatud kolb; 4 — väävelhappe kogumispudel.

Vääveldioksiüüdi ja hapniku segu juhitakse kuivatamise otstarbel läbi väävelhappe. Edasi läbib gaas soojendatava toru, kuhu on asetatud katalüsaatorid (kroomoksiüüd jt.). Selles torus toimub väävlihappe anhüdrüidi oksüdeerumine. Tekkinud väävelhappe anhüdrüid ehk vääveltrioksiüd ühes temaga mittereageerinud gaaside lisanditega jahtub lumme paigutatud kolvis. Mitteveeldunud väävelhappe anhüdrüidi aurud tekitavad veega ühinedes väävelhappe:

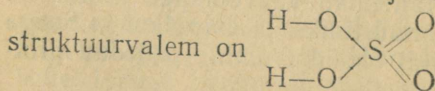


Väävelhappe anhüdrüid on värvusetu vedelik, tardub 17° juures kristalseks läbipaistvaks massiks, mis aurub 44,8° temperatuuril.

Väävelhappe anhüdrüidi ühinemine veega toimub väga energiliselt, millega kaasub tunduva hulga soojuste eraldumine.

§ 59. Väävelhappe.

Väävelhappe koostist väljendab valem H_2SO_4 , tema



Väävelhappes on väävel positiivselt kuuevalentne.

1. Väävelhappe omadused.

Puhas väävelhape on värvusetu, raske õlitaoline vedelik, mis kristallub $10,5^{\circ}$ temperatuuril. Müügil oleva kontsentreeritud väävelhappe erikaal on 1,84, ta sisaldab umbes 96% H_2SO_4 . Puhas sajabrotsendiline väävelhape ehk nn. monohüdraat keeb 339° temperatuuril. Väävelhappes võivad lahustuda suured kogused väävelhappe anhüdriidi. Sellist väävelhapet, mis sisaldab lahustunud väävelhappe anhüdriidi, nimetatakse oleumiks.

Kontsentreeritud väävelhape tekitab nahale sattudes seal raskeid põletushaavandeid. Sellepärast tuleb kontsentreeritud väävelhappega töötamisel olla väga ettevaatlik.

Väga iseloomulik on väävelhappe suhe veega. Väävelhape seguneb veega igas vahekorras, kusjuures eraldub hüdraatide tekkimise tagajärjel suurel hulgal soojust. Vette valatult langeb kontsentreeritud väävelhape oma suurema erikaalu tõttu põhja, segunedes veega aegamööda. Saadud lahus soojeneb seejuures enam-vähem ühtlaselt, kuid sõltuvalt vee suurest soojusmahtuvusest mitte liiga palju. Valades aga vett kontsentreeritud väävelhappesse, jääb vesi happe peale, tungides viimasesse ainult teatud sügavuseni. Sel juhul soojus ei levi ühtlaselt kogu vedelikus, vaid koondub kohta, kus vesi happega seguneb; happe soojusmahtuvus on aga kolm korda väiksem kui veel. Selle tulemusena võib lahuse temperatuur tõusta keemispunktini. Tekkiv aur võib happe laiali pritsida ja isegi ta anumast välja paisata.

Kontsentreeritud väävelhappe lahjendamisel veega tuleb hape pikkamööda pidevalt segades valada vette. Keelatud on valada vett kontsentreeritud väävelhappesse.

Väävelhappel on võime tugevasti veeaure neelata. Sel põhjusel kasutatakse väävelhapet gaaside kuivatamiseks. Selleks otstarbeks ühendatakse gaasijuhtetoru üht või teist gaasi sisaldavast anumast niiskust neelava anumaga, milles on kontsentreeritud väävelhape. Gaas, tungides mullidena läbi happe, muutub kuivaks. Tööstuslikes tingimustes kasutatakse gaaside kuivatamiseks erilise ehitusega torne, milles gaasi piserdatakse väävelhappega.

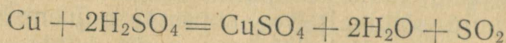
Orgaanilised ained, eriti need, mis kuuluvad süsi-

vesikute hulka, näiteks peedisuhkur — $C_{12}H_{22}O_{11}$ ja teised, söestuvad kontsentreeritud väävelhappe toimel. Süsivesikute molekulides on vesinik ja hapnik samasuguses kaalulises vahekorras kui vees. Väävelhappe võtab süsivesikuilt need elemendid, mis kuuluvad vee koostisse, süsinik eraldub seejuures söe kujul.

Väävelhappe kuulub tugevate hapete hulka. Väävelhappe vesilahusel on kõik happeid iseloomustavad omadused, ta värvib lakmuse punaseks, tekitab sooli reageerides metallidega, metallide oksüüdidega, alustega ja sooladega.

Väävelhappe toime metallidesse sõltub tema kontsentratsioonist, temperatuurist ja metalli loomusest.

Kontsentreeritud väävelhappe lahustab soojendatult peaaegu kõiki metalle, välja arvatud kuld, plaatina ja mõned teised, tekitades vastavaid sooli. Seejuures vesinikku ei eraldu. Nii näiteks tekivad vase ja kontsentreeritud väävelhappe soojendamisel vääveldioksüüd, vesi ja vasksulfaat:

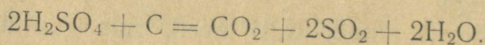


Kontsentreeritud väävelhappe ja tsingi vastastikusel toimel tekivad sõltuvalt reaktsiooni tingimustest mitmesugused ained: väävelvesinik, vääveldioksüüd või vaba väävel. Kontsentreeritud väävelhappe selline toime metallidesse on tingitud tema oksüdeerimisvõimest, sest vastava metalli soola tekitades väävelhappe ise redutseerub.

Kontsentreeritud väävelhappe ei toimi rauasse, mistõttu teda hoitakse ja transportitakse raudtaaras.

Lahjendatud väävelhappe reageerib mõningate metallidega, kusjuures eraldub vesinik vabas olekus.

Vasesse, hõbedasse ja kullasse lahjendatud väävelhappe ei toimi. Ta ei lahusta ka pliid, kuna metalli pinnale tekib õhuke lahustumatust soolast — pliisulfaadist — $PbSO_4$ koosnev kaitsekileke. Kontsentreeritud väävelhappe võib oksüdeerida ka metalloide, näiteks süsinikku. Kontsentreeritud väävelhappe ja söe vastastikusel toimel tekivad süsihappegaas, vääveldioksüüd ja vesi:

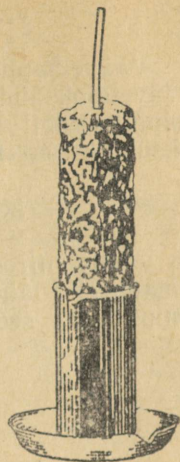


Seda reaktsiooni selgitab efektne katse, mis illustreerib suhkru söestumist väävelhappe toimel. Katse teostamisel võtta aineid järgmises vahekorras: 30 g peenestatud suhkrut ja 26 ml kontsentreeritud väävelhapet 100—120 ml-lises keeduklaasis.

Esmalt söestub väävelhappe mõjul suhkur, edasi järgneb liigse väävelhappe toime söesse eelpool toodud võrrandi kohaselt. Tekkivad gaasid ja veeaur suruvad söe keeduklaasist välja (joon. 45).

2. Väävelhappe kasutamine.

Tootmise mahult on väävelhappe tähtsamaid keemiatööstuse saadusi, kuid oma suureulatusliku ja mitmekesise kasutamise poolest seisab ta esikohal. Väävelhapet vajatakse mineraalhapete, aluste, soolade ja mineraalväetiste tootmisel, mille saamine moodustab niinimetatud põhikeemiatööstuse. Peale selle kasutatakse väävelhapet ka teistes rahvamajandusharudes: metallurgias värviliste metallide saamisel, masinaehituses metallide söövitamisel, nafta ümbertöötlemisel naftasaaduste, bensiini, petrooleumi ja määrdeõlide puhastamisel; lõhkeainete, tehiskiudainete, plastmasside, värvainete, farmatseutiliste ja lõhnaainete ning ravimite tootmisel; tekstiili- ja nahatööstuses, toiduainetetööstuses siirupi saamisel, põllumajanduses taimehaiguste ja nende kahjurite tõrjeks vajalikkude mürgkemikaalide tootmisel ja paljudes teistes tööstusharudes.



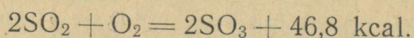
Joon. 45. Suhkru söestumine.

§ 60. Väävelhappe saamine.

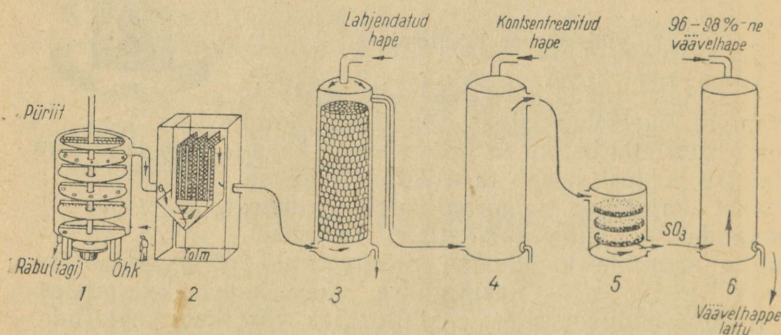
Käesoleval ajal saadakse väävelhapet vääveldioksüüdi oksüdeerimisel. Seda protsessi teostatakse kahel viisil: kontaktmenetlusel ja nitroos- ehk tornmenetlusel. Tutvume kontaktmenetlusega.

Väävelhappe saamine kontaktmenetlusel.

Väävelhappe saamine kontaktmenetlusel põhineb vääveldioksüüdi — SO_2 oksüdeerimisreaktsioonil õhuhapniku abil väävelhappe anhütriidiks ehk vääveltrioksüüdiks — SO_3



ja kontsentreeritud 96—98-protsendilise väävelhappe omadusel lahustada endas väävelhappe anhütriidi, muundudes seejuures oleumiks.



Joon. 46. Kontaktväävelhappe tehase skeem:

- 1 — püriidiah; 2 — elektrofilter; 3 — pesemistorn; 4 — kuivatustorn; 5 — kontaktaparaat; 6 — absorbeerimistorn.

Oleumi edasisel veega lahjendamisel võib saada väävelhapet igas soovitavas kontsentratsioonis. Mainitud väävelhappe saamisviisi nimetatakse kontaktmenetluseks sellepärast, et väävelhappe anhütriidi tekkimine vääveldioksüüdi ja õhuhapniku vastastikusel reageerimisel toimub kokkupuutumise ehk kontakti tõttu katalüsaatori pinnaga.

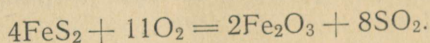
Aparaati, milles asetseb katalüsaator ja milles toimub katalüütiline protsess, nimetatakse kontaktaparaadiks.

Nõuetav tingimus vääveldioksüüdi edukaks oksüdeerumiseks kontaktaparaadis on gaasisegu puhtus. Isegi äärmiselt väike hulk lisandeid, nii öelda nende jäljed võivad katkestada katalüsaatori toime — teda «mürgi-

tada». Sel põhjusel puhastatakse kontaktaparaati juhitavat vääveldioksüüdi ja õhu segu põhjalikult mitmes eriseadmes. Sellisteks seadmeteks on filtrid, pesemise ja kuivatamistornid jne.

Joonisel 46 on toodud väävelhappe tootmise skeem kontaktmenetlusel, kus on näidatud tootmisprotsessi kõige olulisemad etapid.

Skeemist nähtub, et väävelhappe tootmisprotsess algab vääveldioksüüdi saamisega metallsulfiidide särdamise ahjus. Sellesse ahju laaditakse ülalt püriiti — FeS_2 , alt juhitakse ahju õhk. Sellisel püriidi ja õhu vastassuunalisel liikumisel seguneb püriit kõige paremini õhuga, samuti saavutatakse sellega kõige soodsam soojuslik režiim. Selle, niinimetatud «vastuvoolu süsteemi» rakendamisega toimub püriidi särdamine kõige tõhusamalt. Püriidi särdamise reaktsiooni vääveldioksüüdiks väljendab järgmine võrrand:



Reaktsiooni saadused on raud(III)oksüüd — Fe_2O_3 ja vääveldioksüüd — SO_2 .

Raud(III)oksüüd — Fe_2O_3 , mida sellel tootmisel nimetatakse räbuks (särdamisjäägiks), eemaldatakse ahjust kõrvaljätmena. Särdamisahjust väljuv mitmesuguseid lisandeid sisaldav vääveldioksüüdi ja õhu kuum segu läheb nüüd elektrofiltritesse, kus ta puhastatakse tolmust. Elektrofiltrist suubub gaaside segu pesemistorni, kuhu juhitakse ülaltpoolt jugadena lahjendatud väävelhappe. Pesemistorn on seest täidetud üksteisele asetatud keraamilisest materjalist silindriliste torukestega. Täidise kasutamine suurendab tunduvalt torni sisepinda, mille tagajärjel altpoolt tõusev gaasisegu on kauemini kontaktis ülalt pikkamööda allavoolava lahjendatud väävelhappega.

Väävelhappe reageerib pikkamööda gaasisegus leiduvate lisanditega ja viib viimased endaga kaasa. Pesemistornist läheb niiske gaasisegu kuivatustorni, mis on ehituselt ja gaasi töötlemisviisilt analoogiline eelmisega, ainult kasutatakse siin ülalt alla laskuva lahjendatud happe asemel kontsentreeritud väävelhapet.

Puhastatud ja kuivatatud gaasisegu juhitakse kontaktaparaati, kus sõelataolistel riiulitel asetub katalü-

saator. Temperatuur kontaktaparaadis hoitakse püsivalt 450° ümber. Sellest temperatuurist allpool toimub vääveldioksiüüdi oksüdeerimine väga aeglaselt, üle 450° toimub pöördprotsess — väävelhappe anhüdrüüdi lagunemine vääveldioksiüüdiks ja hapnikuks.

Kontaktaparaadis toimuv protsess on eksotermiline. Vääveldioksiüüdi oksüdeerimise reaktsioonil eralduvat soojust kasutatakse kontaktaparaati suubuva vääveldioksiüüdi ja õhu segu eelsoojendamiseks.

Kontaktaparaadis tekkinud väävelhappe anhüdrüüdi juhitakse absorbeerumistorni, kus ta lahustub vastuvoolavas kontsentreeritud väävelhappes. Sel teel saadakse oleum.

Väävelhappe saamine torn- ehk nitroosmenetlusel on väga keeruline, seepärast me siin seda ei kirjelda.

Väävelhappe tööstuse arenemine viimastel aastatel taotleb peamiselt kontaktsüsteemide täiustamist, et saada võimalikult rohkem kontsentreeritud ja puhtaid väävelhappe sorte.

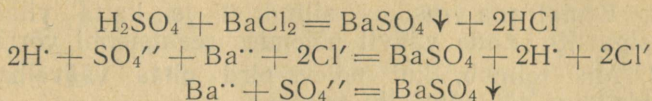
§ 61. Väävelhappe soolad.

Väävelhappe on kahealuseline happe ja tekitab kaht liiki sooli: keskseid ja hapusid sooli. Keskseid väävelhappe sooli nimetatakse väävelhappe sooladeks — sulfaatideks. Näiteks on Na_2SO_4 — naatriumsulfaat. Väävelhappe hapusid sooli nimetatakse hapudeks väävelhappe sooladeks, vesiniksulfaatideks (bisulfaatideks). Näiteks NaHSO_4 — naatriumvesiniksulfaat (naatriumbisulfaat).

Kesksete ja hapude soolade tekkimine sõltub reaktsiooni tingimustest ja reageerivate ainete kaalulistest hulkadest.

Enamik väävelhappe sooli lahustub kaunis hästi vees; erandi moodustavad baariumi, plii ja mõningad teised soolad. BaSO_4 — baariumsulfaat ei lahustu vees ega hapetes. Sellel omadusel põhjeneb sulfaat-iooni — SO_4 iseloomustav reaktsioon, mille järgi võib otsustada selleiooni olemasolust või puudumisest lahuses. Reaktsioon teostatakse järgmiselt: uuritavasse lahusesse valatakse baariumkloriidi — BaCl_2 või mõne teise baariumi soola lahust; kui sel puhul tekib valge peenkrystalne sade, mis hapetes ei lahustu, siis tuleb järeldada, et lahus sisaldab SO_4'' ioone. Nii näiteks väävelhappe ja

baariumkloriidi lahuse vastastikusel toimel tekib baariumsulfaat ja soolhape:



Mitmeid väävelhappe sooli kasutatakse laialdaselt: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — vasevitrioli (sinised kristallid) kasutatakse põllumajanduses taimehaiguste ja kahjurite tõrjeks, siniste värvainete tootmisel, tekstiilitööstuses riide peitsimiseks värvimisel; halli pulbrina esinevat vasksulfaadi monohüdraati — $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ tarvitatakse seemnevilja kuivpuhtimiseks nõgipea vastu; rauavitriol $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (helerohelised kristallid) leiab kasutamist fotograafias, värvimisel, tindi tootmisel, taimede ja puitesemete kahjurite vastu võitlemisel; tsinkvitrioliga — $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (värvita kristallid) immutatakse kaitseks mädanemise vastu raudteeliipreid, alusposte, telefoni-pöste jne; naatriumsulfaat — Na_2SO_4 leiab kasutamist klaasi ja sooda tootmisel; kristallhüdraati — $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ tarvitatakse arstimina glaubrisoola nimetuse all, samuti ka magneesiumsulfaati — $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ kasutatakse arstimina «mõrusoola» nimetuse all.

LABORATOORNE TÖÖ nr. 22.

Väävlihappe anhütriidi saamine ja tema omaduste tundmaõppimine.

(Tõmbekapis)

Valmis panna:

a) reaktiivid ja materjalid: väävel pulbrina, sinine lakmus, kaaliumpermanganaadi lahus, pürrud;

b) riistad ja nõud — 200—250 ml silinder gaasi kogumiseks, klaasplaat silindri katmiseks, metall-lusikas väävli põletamiseks, põleti.

(Töö teostamise kord.

1. Asetada lusikasse põletamiseks veidi väävlit, soojendada teda põleti leegis seni, kuni väävel hakkab põlema.

2. Lusikas koos põleva väävliga pista õhuga (või parem hapnikuga) täidetud silindrisse ja jälgida põlemist. Eemaldada lusikas silindrist ja katta viimane klaasiga. Kirjutada väävli põlemise reaktsiooni võrrand.

3. Mis toimub, kui põlev pird pista väävelhappe anhüdriidiga täidetud silindrisse?

4. Valada silindrisse, mis sisaldab anhüdriidi, veidi vett, katta ta klaasiga ja loksutada hästi silindri sisu. Kirjutada toimuva reaktsiooni võrrand.

5. Jaotada saadud lahus kahte katseklaasi. Ühte neist valada sinist lakmust, teise 1—2 ml kaaliumperman-ganaadi lahust. Mida võib panna tähele?

6. Kirjutada teostatud töö aruanne.

LABORATOORNE TÖÖ nr. 23.

Väävelhappe omaduste tundmaõppimine.

Valmis panna:

a) reaktiivid ja materjalid — lahjendatud väävelhape (1:5), kontsentreeritud väävelhape (erikaaluga 1,84), tsinki tükides, raudnaelad, alumiiniumtraat, vask (puruna või laastudena), sinine lakmus, baariumklooriidi lahus, suhkur, pirrud ja kirjutuspaber;

b) riistad ja nõud — statiiv katseklaasidega, portselantiigel, klaaspulk, lame portselankauss, tiiglitangid.

Töö teostamise kord.

Enne töö algust tuleb tutvuda ettevaatusabinõudega, millest tuleb pidada kinni, töötades kontsentreeritud väävelhappes. Selleks tuleb läbi lugeda käesoleva tööülesande lõpus toodud märkus.

a. Kontsentreeritud väävelhappe vett neelav toime.

1. Puistata tiiglisse kuni poole mahuni peenestatud suhkrut. Asetada tiigel lamedasse portselankaussi, valada suhkrule veidi kontsentreeritud väävelhapet ja, hoides kinni tiiglit tangidega, segada tema sisu klaaspulgaga, kuni tekib ühetaoline paks puder. (Katse lõp-

pedes asetada klaaspulk vette katseklaasis, aga mitte lauale.) Jälgida suhkru söestumist ja massi kohevile kerkimist. Kirjutada väävelhappe ja söe vahelise reaktsiooni võrrand.

2. Valada ettevaatlikult katseklaasi kontsentreeritud väävelhapet mitte rohkem kui $\frac{1}{10}$ tema mahust. Mis toimub, kui pista happesse pird? Enne pirru äraviskamist tuleb ta veega puhtaks loputada; hape aga hoida järgmise katse jaoks.

b) Kontsentreeritud väävelhappe lahjendamine veega.

Täidame katseklaasi pooleni külma veega ja valame sinna ettevaatlikult eelmisel katsel järele jäänud kontsentreeritud väävelhapet.

Keelatud on valada vett kontsentreeritud väävelhappesse, kuna vee esimesed tilgad, sattudes happesse, kuumenevad silmapilkselt ja muutuvad auruks. Tekkiv aur võib hapet laiali pritsida, mis tekitab nahale sattudes põletushaavu.

Katsudes sõrmega katseklaasi võib tunda soojust eraldumist.

c) Kontsentreeritud väävelhappe oksüdeeriv toime.

Paneme katseklaasi natuke vaselaaste (0,1—0,2 g) ja valame neile 1—2 ml kontsentreeritud väävelhapet. Soojendada veidi katseklaasi (katse teostada tõmbekapis). Mida võib tunda, kui nuusutada ettevaatlikult katseklaasi sisu? Kirjutada toimunud reaktsiooni võrrand.

d) Sulfaatiooni võrrand.

Kolme katseklaasi valada igaühte veidi naatriumkloriidi lahust. Ühte katseklaasi valame veidi lahjendatud väävelhapet, teise naatriumsulfaadi lahust ja kolmandasse alumiiniumsulfaadi lahust. Mis toimub? Kirjutada teostatud reaktsioonide molekulaar- ja ioonvõrrandid.

Koostada tehtud töö aruanne.

Märkus: Kontsentreeritud väävelhapet tuleb käsitseda väga ettevaatlikult. Tuleb vältida happe piiskade sat-

tumist kätele ja riietele. Eriti tuleb hoiduda väävelhappe sattumisest silma.

Juhul kui kontsentreeritud väävelhape sattub nahale, riidele jne., tuleb hape kohe ära pesta suure hulga külma veega ning pöörduda laboratoorsete tööde korraldaja poole.

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Näidata väävli koht perioodilises süsteemis ja kujutada tema aatomi ehitus.
2. Milline valents on väävliil tema ühendites a) vesinikuga, b) metallidega, c) hapnikuga?
3. Jutustada väävli leidumisest looduses.
4. Millised on väävli a) füüsilised, b) keemilised omadused?
5. Missugused on väävli allotroopsed teisendid ja mille poolst nad erinevad üksteisest? Missugused neist teisenditest on kõige püsivamad?
6. Kus kasutatakse väävliit?
7. Jutustada väävelvesinikust: a) tema koostisest, b) saamisviisidest, c) füüsilistest ja keemilistest omadustest, d) tema kasutamisest.
8. Kuidas nimetatakse väävelvesinikhappe sooli: a) keskseid, b) hapusid sooli. Tuua näiteid.
9. Näidata, kuidas kasutatakse metallide sulfiide.
10. Kirjutada väävelvesiniku vesilahuse järgmiste soolade vastastikuse toime võrrandid: a) vasksulfaat, b) pliiitraat.
11. Jutustada väävlishappe anhüdriidist: a) tema koostisest, b) saamisviisidest, c) füüsilistest omadustest, d) keemilistest omadustest, e) kasutamisest.
12. Milles väljendub väävlishappe anhüdrüidi ja kloori toime erinevus riide ja teiste materjalide pleegitamisel?
13. Mida nimetatakse a) desinfitseerimiseks, b) desinsektiseerimiseks?
14. Kujutada järgmiste ühendite struktuurvalemid: a) väävlishappe anhüdriid ja väävlishape, b) väävelhappe anhüdriid ja väävelhape.
15. Nimetada väävelhappe anhüdrüidi füüsilised ja keemilised omadused.
16. Kuidas saadakse väävelhappe anhüdrüidi?
17. Jutustada a) väävlishappe, b) väävelhappe omadustest. Milline on nende alusos?
18. Kuidas nimetatakse a) keskseid, b) hapusid väävlishappe sooli? Tuua näiteid.
19. Kuidas nimetatakse a) keskseid, b) hapusid väävelhappe sooli? Tuua näiteid.
20. Jutustada, kuidas toimib mitmesuguse kontsentratsiooniga väävelhappe metallidesse.
21. Kuidas võib kindlaks teha väävelhappe olemasolu lahuses?
22. Tuua näiteid väävelhappe omaduste kohta a) mis on tal ühised teiste hapetega, b) mis iseloomustavad ainult väävelhapet.

23. Jutustada, milles seisab väävelhappe tootmise põhiolemus kontaktmenetlusel.

24. Näidata, kuidas kasutatakse väävelhapet ja milline on tema tähtsus rahvamajanduses.

25. Kirjutada a) vase-, b) raua- ja c) tsingivitrioli valemid ja näidata, milleks neid kasutatakse.

26. Milliseid ioone moodustab väävel? (Näidata nende koostis, laengu suurus ja märk.)

27. Lahendada ülesanded:

a) Kui palju tekib väävelhappe anhüdrüidi ühe tonni püriidi sardamisel? Püriit tuleb võtta puhtana ilma lisanditeta. b) Kui palju kulub hapnikku 8 g väävli täielikuks oksüdeerimiseks väävlishappe anhüdrüidiks? c) Raudsulfiidi ja küllaldase hulga väävelhappe vastastikusel toimel tekib 0,2 g väävelvesinikku. Kui palju kulub selleks raudsulfiidi? e) Kui palju kulub hapnikku nelja mooli väävelvesiniku täielikuks põlemiseks? g) Kui palju tekib väävlishappe anhüdrüidi küllaldase hulga 100%-lise väävelhappe ja 0,5 g puhta vase vastastikusel toimel? h) Mitu tonni (ligikaudu) püriiti tuleb põletada, et saada 196 t veeta väävelhapet?

LÄMMASTIK, FOSFOR JA NENDE ÜHENDID.

§ 62. Lämmastiku rühma elementide üldiseloomustus.

Perioodilise süsteemi viienda rühma elemendid jagatakse kahte allrühma. Pea-allrühma moodustavad lämmastik, fosfor, arseen, antimon ja vismut; seda allrühma nimetatakse üldiselt lämmastiku rühmaks.

Kõrval-allrühma (vanaadiumi rühm) kuuluvad elementidest: vanaadium, niobium ja tantaal.

Lämmastiku rühma elementide aatomite väliskihis on viis elektroni, millest on tingitud nende elementide metalloidsete omaduste ülekaal. Nende suurim positiivne valents on viis, missugune arv vastab rühma numbrile perioodilises süsteemis. Lämmastiku rühma elementide negatiivne valents on kolm. Mendelejevi süsteemis asetsevad lämmastiku rühma elemendid halogeenidest ja hapniku rühmast vasemal pool. See asjaolu seletab, miks nende keemiline sugulus vesinikuga ja metallidega on väiksem, s. t. nende metalloidsed omadused on nõrgemad kui halogeenidel ja hapniku rühma elementidel.

Kõrval-allrühma (vanaadiumi rühma) elementide aatomite väliskihis on üks või kaks elektroni. See asjaolu põhjustab neil metalsete omaduste ülekaalu ja vesinikühendite puudumise.

Vanaadiumi rühma elementide aatomid võivad ära anda peale väliselektronide veel elektrone sügavamast kihist, kusjuures nende suurim positiivne valents on viis. Seega sarnanevad need elemendid kõrgema astme oksüdidelt lämmastiku all-rühma elementidega.

§ 63. Lämmastik.

Lämmastiku keemiline sümbol on N, tema ladinakeelne nimetus Nitrogenium. Lämmastiku järjekorranumber

on 7. Elektronide asetus kihtides: 2; 5. Lämmastiku aatomaal on 14. Perioodilises süsteemis asub lämmastik viienda rühmas teises reas.

Lämmastiku aatomite väliskihis on viis elektroni. Selle tõttu võivad nad ära anda osa või kõik väliselektronid ja omada muutuvat positiivset valentsi (+1-st kuni +5-ni). Keemilistes ühendites ilmnev negatiivne valents on lämmastikul kolm. Selline lämmastiku aatomite omadus on tingitud tema tungist tõmmata enda külge kolme elektroni, et moodustada aatomis kaheksaelektronilist püsivat väliskihti.

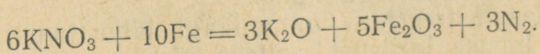
1. Lämmastik looduses.

Lämmastikku leidub looduses nii vabalt kui ka seotult, s. t. mitmesuguste ühendite kujul. Vabas olekus leidub lämmastikku — N_2 segatult teiste gaasidega õhus, ruumalalt 78%. Seotult leidub lämmastikku peamiselt lämmastikhappe sooladena mullas. Peale selle sisaldavad lämmastikku taimede ja loomade organismide valgud. Lõpuks kuulub lämmastik mõningate juhuslikult õhku sattunud gaaside, nagu ammoniaagi, lämmastikoksüüdide ja teiste ainete koostisse.

2. Lämmastiku saamine.

Tööstuslikes tingimustes saadakse lämmastikku vedelast õhust. Vedela õhu auramisel aurustub tema koostisainetest kõige enne lämmastik. Teda hoitakse terasballoonides.

Laboratoorseses tingimustes võib saada puhast lämmastikku mitmest ühendist, näiteks salpetri — KNO_3 ja rauapuru segu soojendamisel. Reaktsiooni võrrand lihtsustatud kujul on järgmine:



3. Lämmastiku omadused.

Lämmastik — N_2 on õhust veidi kergem, värvusetu, lõhnata ja maitseta gaas. Lahustub vees väga vähe, 20° temperatuuril lahustab 100 ruumala vett 1,54 ruumala lämmastikku. Vedel lämmastik keeb — 195,8°, —210° tem-

peratuuril külmub ta lumetaoliseks massiks. Keemilistelt omadustelt on lämmastik väga inertne. Kuumutamisel ühineb lämmastik magneesiumiga, kaltsiumiga ja teiste metallidega. Väga kõrgel temperatuuril ühineb ta vahe- tult hapniku ja vesinikuga.

Lämmastik ei kõlba hingamiseks; kõik elavad organis- mid hukuvad lämmastiku atmosfääris. Sellest on tule- tatud tema eestikeelne nimigi, sõnast «lämmatama».

4. Lämmastiku kasutamine.

Õhust saadud lämmastikku kasutatakse keemiatööstu- ses peamiselt ammoniaagi tootmisel. Elektrotehnikas täi- detakse lämmastikuga poolevatilisi elektrilampe.

§ 64. Lämmastiku vesinikuühendid.

Lämmastik tekitab vesinikuga mitu ühendit, millistest on kõige tähtsam ammoniaak.

1. Ammoniaak.

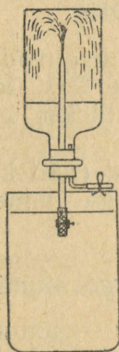
Ammoniaagi koostist väljendab valem NH_3 , tema struk- tuurvalem on $N \begin{matrix} \diagup H \\ \diagdown H \\ \diagdown H \end{matrix}$

Ammoniaak on värvusetu, kaks korda õhust kergem, terava iseloomuliku lõhnaga gaas; $-33,4^\circ$ temperatuuril ja harilikul rõhul ammoniaak veeldub. Vedelat ammoni- aaki hoitakse terasballoonides 6—8 at rõhul. Ammoniaak lahustub hästi vees. Harilikkudes tingimustes lahustub ühes ruumalas vees 700 ruumala ammoniaaki, tekitades leeliseliste omadustega lahuse.

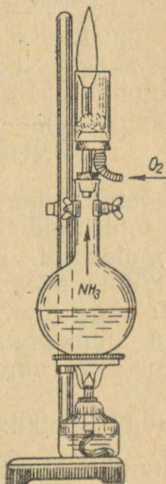
Et demonstreerida ammoniaagi lahustuvust vees ja tekkiva lahuse leelisust, selleks pistame ammoniaagiga täidetud anumast väljuva toru otsa nõusse, kuhu on vala- tud punase lakmusega värvitud vett. Vesi neelab ahnelt ammoniaaki; ta purskab sinise joana jõuliselt toru kaudu ammoniaagi nõusse.

Ammoniaagi kontsentreeritud vesilahuse erikaal on 0,91, ta sisaldab 25% ammoniaaki. Tema tehniline nimetus on ammoniaak. Arstiteaduses ja koduses majapidamises

tarvitatavat 10%-st ammoniaagi vesilahust nimetatakse nuuskiirituseks (ka salmiaakpiirituseks). Juba harilikku-del tingimustel eraldub nuuskiiritusest ammoniaak, mil-lest on tingitud ka lahuse lõhn. Mürgise toime tõttu ei tohi ammoniaaki kauemat aega sisse hingata. Suurel hul-gal sissehingatuna tekitab ta teravakujulise mürgituse.

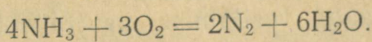


Joon. 47. Seadeldis am-moniaagi vees lahustu-vuse demonstreerimiseks.

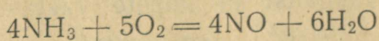


Joon. 48. Ammoniaagi põlemine hapnikus.

Ammoniaak reageerib keemiliselt paljude ainetega. Ammoniaak põleb õhus kiiresti kustuva leegiga. Hapniku jaos põleb ammoniaak kollakasrohelise leegiga, tekitades lämmastiku ja vee (joon. 48).



Katalüsaatori (plaatina) juuresolekul tekitab ammo-niaak põlemisel lämmastikoksüüdi:



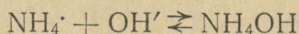
Ammoniaagi katalüütilisel oksüdeerumisel tekib läm-mastikoksüüd. See protsess on käesoleval ajal lämmastikhappe tööstusliku saamise menetiuse aluseks.

Ammooniumiühendid.

Ammoniaagi vesilahusel on leeliseline reaktsioon. Osa ammoniaagi molekule ühineb vee vesinikioonidega, tekitades ühelaengulisi liitioone NH_4^+ (ammooniumioone), vabastades hüdroksüülrühmi:



Viimased omakorda ühinevad ammooniumioonidega ja tekitavad aluse NH_4OH molekule, mida nimetatakse ammooniumhüdroksüüdiks. Rühmal NH_4^+ on ühevalentse metalli omadused:



Järelikult ammoniaagi vesilahustes leiduvad ühel ajal nii NH_3 molekulid kui ka NH_4^+ ja OH' ioonid ning NH_4OH molekulid. Harilikult vaadeldakse ammoniaagi vesilahust kui nõrka alust NH_4OH .

Samuti nagu ühevalentsed metallid (näiteks kaalium) tekitab ka ammoonium happejääkidega ühinedes soola- taolisi aineid — ammooniumi sooli.

Kaaliumi soolad:

KCl — kaaliumkloriid,
 KNO_3 — kaaliumnitraat
 K_2SO_4 — kaaliumsulfaat

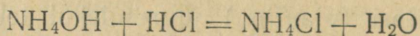
Ammooniumi soolad:

NH_4Cl — ammooniumkloriid, ka salmiaak
 NH_4NO_3 — ammooniumnitraat
 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ — ammooniumsulfaat

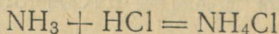
Ammooniumi sooladeks nimetatakse liitaineid, mille molekulid koosnevad ühevalentsest ammooniumrühmast NH_4 ja happejäägist.

Ammooniumi soolad tekivad:

1. Ammoniaagi vesilahuse neutraliseerimisel hape- tega:

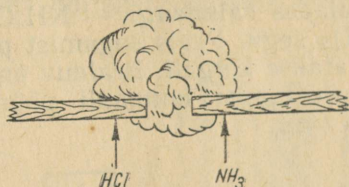


2. Ammoniaakgaasi ja hapete vastastikusel toimel:



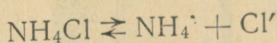
Seda reaktsiooni võib teostada järgmiselt: kolbi sise- seinu niisutatakse kontsentreeritud ammoniaagi vesi-

lahusega ja tilgutatakse sinna pipetiga tilk kontsentreeritud soolhapet. Kolb täitub paksu valge süitsuga, mis koosneb ammooniumkloriidi peenikestest kristallidest. Katset võib teostada ka teisiti: lähendades teineteisele kaks lauakest või klaaspulka, millest üks on niisutatud kontsentreeritud ammooniaagi vesilahusega, teine kontsentreeritud soolhappe vesilahusega (joon. 49).

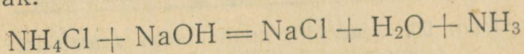


Joon. 49. Salmiaagi (ammooniumkloriidi) tekkimine gaasilisest ammooniaagist ja kloorvesinikust.

Ammooniumi soolad lahustuvad vees kergesti, kusjuures nad peaaegu täielikult dissotsieeruvad ionideks, näiteks:

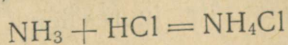


Leelise toimetel ammooniumi soola vesilahusesse eraldub ammoniaak:



Kui seejuures lahust soojendada, lendub lahusest ammoniaak, mille üle võib otsustada lõhna ja niiske fenoolftaleiinipaberi värvuse järgi. Niisiis, et avastada, kas sisaldab lahus ammooniumioone, tuleb sellele lahusele lisada leelist ja soojendada.

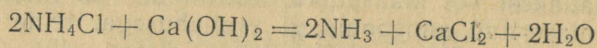
Kuivas olekus lagunevad ammooniumi soolad soojendamisel kergesti ammooniaagiks ja happeks. Kui tekkinud hape on lenduv, siis eraldudes ühes ammooniaagiga ühineb ta viimasega, tekitades sooli:



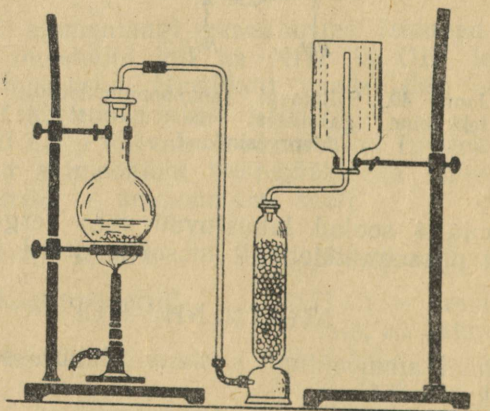
See reaktsioon seletab katseklaasi külmadele seintele valge kirme tekkimist, kui me temas soojendame kuiva ammooniumkloriidi.

§ 65. Ammoniaagi saamine.

Laboratooriumis saadakse ammoniaaki salmiaagi ja kustutatud lubja vastastikusel toimel. Reaktsiooni väljendab võrrand:

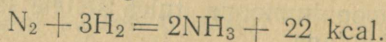


Katse teostamisel segatakse portselanuhmris hoolsalt võrdsetes ruumalades salmiaagi — NH_4Cl ja kustutatud lubja — $\text{Ca}(\text{OH})_2$ segu. Peale segamist puistatakse segu kolbi ja soojendatakse kergelt. Eralduv ammoniaak kogutakse pärast kuivatamist kummuli pööratud pudelisse.



Joon. 50. Seadeldis ammoniaagi saamiseks ammoniumkloriidist ja lubjast.

Tööstuslikult saadakse ammoniaaki lämmastiku ottsel ühinemisel vesinikuga:

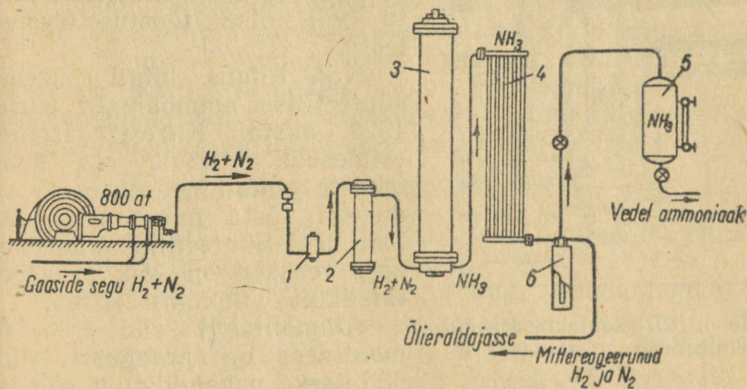


Kuna lihtsamatest ainetest keerulisema aine saamist teatavasti nimetatakse sünteesiks, siis nimetatakse kirjeldatud menetlusega saadud ammoniaaki sünteetiliseks.

Mainitud protsessi teostatakse kõrgel rõhul ja temperatuuril katalüsaatorite juuresolekul erilises kontakt-aparaadis.

Joonisel 51 on näidatud skemaatilisel ammoniaagi tootmine kirjeldatud menetlusega 800 at rõhul ja temperatuuril 500°.

Gaaside segu, mis koosneb 3 ruumalast vesinikust ja 1 ruumalast lämmastikust, juhitakse kompressorisse. Enne kontaktaparaati jõudmist läbib lämmastik-vesiniksegu õlieraldaja, mis eemaldab temast õlipiisku. Edasi suubub gaaside segu läbi kuumutatud sütega täidetud filtrisse. Peale puhastamist suunatakse gaasisegu kontaktaparaati, milles on katalüsaator. Katalüsaatoriks tarvatakse rauda ühes alumiiniumi ja teiste metallide oksüüdidega. Temperatuuri hoitakse püsivalt 500° . Kuna ammo-

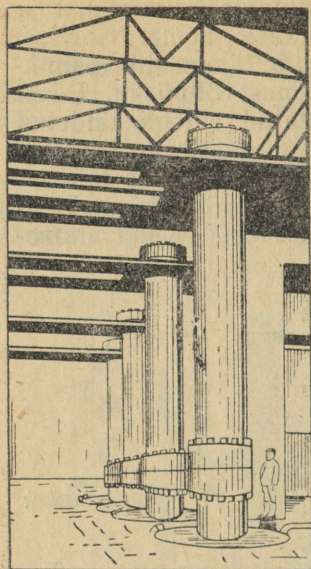


Joon. 51. Sünteetilise ammoniaagi tootmise skeem:

1 — õlieraldaja; 2 — filter; 3 — kontaktaparaat; 4 — jahuti; 5 — kogumispaak; 6 — reservuaar vedela ammoniaagi ja reageerimata H_2 ja N_2 seguga.

niaagi tekkimise reaktsioonil eraldub soojus, siis on vajalik soojendada vesinik-lämmastiksegu esialgselt ainult enne süsteemi käikulaskmist. Selleks on asetatud aparaati spiraalne traat — soojendaja, mis elektrivoolu läbimisel soojendab segu. Kontaktaparaadis toimub ammoniaagi tekkimise protsess.

Kuna see protsess on pöörduv, siis kontaktaparaadist väljuv gaaside segu sisaldab kõigest umbes 20—30% ammoniaaki, ülejäänud osa koosneb reageerimata lämmastikust ja vesinikust. Edasi suunatakse gaaside segu (NH_3 , N_2 ja H_2) torudest koosnevasse jahutisse, milles kokkusurutud ammoniaak veeldub. Jahutist eralduvad reageerimata lämmastik ja vesinik, mis suunatakse aga uuesti kontaktaparaati.



Joon. 52. Kontaktparaadid sünteetilise ammoniaagi tehases.

Vedel ammoniaak lastakse perioodiliselt kõrgrõhu (800 at) kogujast madalama rõhu all (40 at) töötavasse kogujasse. Viimane koguja on varustatud vedeliku mootmistoruga, mis näitab vedela ammoniaagi taseme kõrgust. Kogujast lastakse vedel ammoniaak balloonidesse, mis saadetakse latu või otse tööstusettevõttesse.

NSV Liidus ehitati esimene sünteetilise ammoniaagi tehas 1928. aastal. Kiiresti järgnes esimesele tehasele rea uute tehaste ehitamine seoses vajadusega tõsta mineraalväetiste tootmist. Sünteetilise ammoniaagi tehased on kõik peaaegu täielikult automatiseeritud.

Ammoniaagi süntees elementidest on praegusel ajal põhiliseks vahendiks, et siduda atmosfäärilist lämmastikku.

Lämmastiku saamise tooraineks on õhk. Vesinikku toodetakse veest.

§ 66. Ammoniaagi ja ammooniumi soolade kasutamine.

Kaasaegses keemiatööstuses on ammoniaak lähteaineks lämmastikhappe, nitraatide, ammooniumisoolade, lämmastikväetiste, paljude lõhkeainete, värvainete, farmatseutiliste preparaate jne. tootmisel.

Vedel ammoniaak aurub teiste veeldunud gaasidega võrreldes võrdlemisi kõrgel temperatuuril ($-33,4^{\circ}$), kusjuures ta neelab ümbritsevast keskkonnast soojust. Sellele omadusele on rajatud ammoniaagi praktiline kasutamine külmutusseadmetes. Teda kasutatakse kunstjää saamiseks, maa-alustel ehitustöödel maa külmendamiseks, laoruumide jahutamiseks, kus hoitakse kiirestiriknevaid toiduaineid — liha, kala ja teisi saadusi.

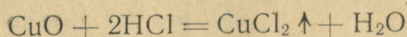
Ammoniaagi vesilahuseid kasutatakse mitmesugustes

keemiatööstuse harudes, arstiteaduses, keemia laboratooriumides, koduses majapidamises — pesupesemiseks, rasvaplekkide kõrvaldamiseks riidest jne.

Suurem osa sünteetiliselt toodetud ammoniaaki läheb lämmastikhappe ja lämmastikväetiste valmistamiseks.

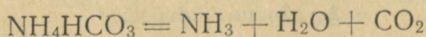
Põllumajanduses kasutatakse laialdaselt väetisena ammooniumisooli, näiteks ammooniumsulfaati — $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, ammooniumnitraati (ammooniumsalpeetrit) — NH_4NO_3 ja teisi.

Ammooniumkloriidi, mida tehnikas nimetatakse salmi-aagiks, kasutatakse galvaani elementides, värvimisel, kangaste trükkimisel, tinutamisel ja jootmisel. Viimasel juhul salmiak, puutudes kokku kuuma jootekolbiga, laguneb ammoniaagiks ja kloorvesinikuks. Viimane reageerib metalli pinda katva oksüüdiga ja tekitab lenduva soola



Selle protsessi tagajärjel puhastub metalli pind, kuna jootsulam liitub ainult puhta metalli pinnaga.

Ammooniumvesinik-karbonaati (haput ammooniumkarbonaati) — NH_4HCO_3 (põdrasarvesoola) kasutatakse pärmil asemel kondiitritööstuses. Selle soola lisamisel muutub tainas küpsetamisel väga urbseks ja kobedaks. Taigna kerkimine on tingitud NH_4HCO_3 molekulide ebapüsivusest, mis lagunevad soojendamisel kergesti võrrandi kohaselt:



Kõik kolm reaktsioonisaadust on lenduvad ained.

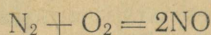
Põdrasarvesool laguneb samuti harilikul temperatuuril, seepärast lõhnab ta alati ammoniaagi järele.

§ 67. Lämmastikoksüüdid.

Lämmastik tekitab mitu oksüüdi, neist kõige tähtsamad on lämmastikoksüüd — NO ja lämmastikdioksüüd — NO_2 .

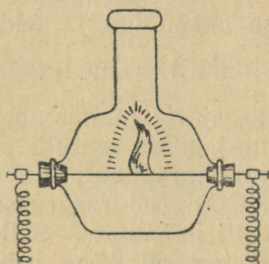
1. Lämmastikoksüüd.

Lämmastik ühineb hapnikuga vahetult ainult temperatuuril üle 1000° :



Temperatuuri tõusmisega kasvab selle reaktsiooni kiirus ja umbes 3000° temperatuuril toimub reaktsioon peaaegu momentaalselt. See asjaolu selgitab lämmastikoksüüdi tekimist õhus äikese ajal välgu sähvatustel. Laboratooriumis saadakse lämmastikoksüüdi lämmastikhappe ja vase vastastikusel toimel.

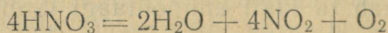
Lämmastikoksüüd — NO on värvuseta gaas, ta säilib ainult hapniku puudumisel; õhus ta läheb pruuniks muundudes lämmastikdioksüüdiks. Lämmastikoksüüd lahustub vees vähe, ta ei reageeri veega. Ta kuulub mittesoolatekitajate oksüüdide hulka.



Joon. 53. Lämmastiku põlemine hapnikus.

2. Lämmastikdioksüüd.

Lämmastikdioksüüd — NO₂ tekib kontsentreeritud lämmastikhappe lagunemisel:



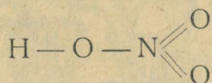
Lämmastikdioksüüd on pruun omapärase lõhnaga, tugevalt hingamisteid ärritav mürgine gaas. Õhust on ta raskem. Lämmastikdioksüüdi ja vee vastastikusel toimel tekivad lämmastikhape — HNO₃ ja lämmastikoksüüd — NO:



Kui reaktsioon toimub hapniku juuresolekul, mis oksüdeerib lämmastikoksüüdi — NO lämmastikdioksüüdiks — NO₂, siis saadakse lõpptulemusena ainult lämmastikhape.

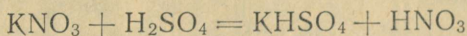
§ 68. Lämmastikhape.

Lämmastikhape koostist väljendab valem HNO_3 , tema struktuurvalem on:

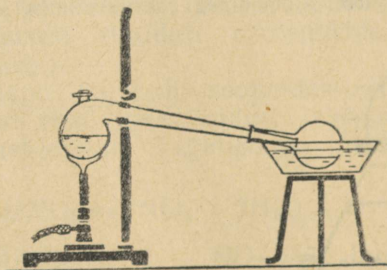


Saamisviisid.

Laboratooriumis saadakse lämmastikhapet väävelhappe ja lämmastikhappe soola, näiteks kaaliumnitraadi vastastikusel toimel:



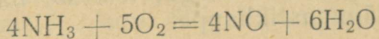
Tugev soojendamine põhjustab tekkiva lämmastikhappe lagunemist.

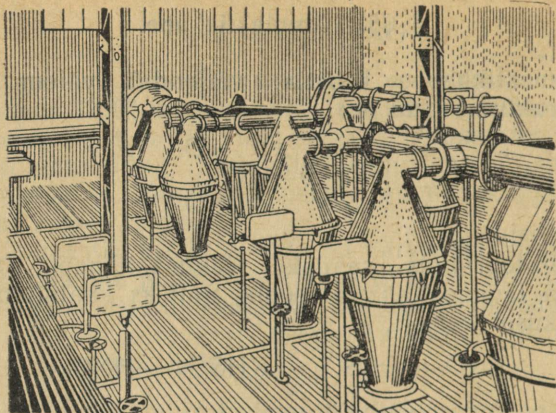


Joon. 54. Seadeldis lämmastikhappe saamiseks salpeetrist.

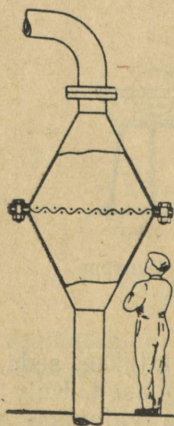
Laboratoorses tingimustes teostatakse seda reaktsiooni joonisel 54 kujutatud skeemi kohaselt. Kuiv sool — nitraat — paigutatakse retorti, kuhu valatakse vähesel hulgal väävelhapet, segatakse ja soojendatakse kergelt. Eralduvad lämmastikhappe aurud juhitakse külma vette asetatud kolbi, kus nad veelduvad vedelaks lämmastikhapeks.

Kaasaegsel tööstuslikul tootmisel saadakse lämmastikhapet sünteetilise ammoniaagi oksüdeerimisel õhuhapniku toimel katalüsaatori (plaatina, plaatina sulam roodiuuga jt.) juuresolekul 750° temperatuuril. Sel puhul tekib esmalt lämmastikoksüüd

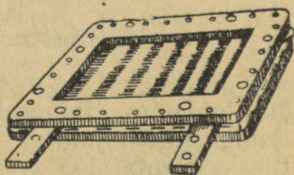




Joon. 55. Ammoniaagi oksüdeerimise seade.

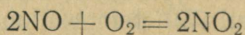


Joon. 56. Ammoniaagi oksüdeerimiskonvertri skemaatiline läbilõige.



Joon. 57. Kahekordne plaatinavõrk ammoniaagi oksüdeerimiseks.

Edasi oksüdeerub lämmastikoksüüd õhuhapnikuga ühinedes lämmastikdioksüüdiks:



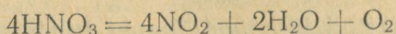
Viimane, reageerides veega, tekitab, nagu juba varemalt mainiti, lämmastikhappe.

Kirjeldatud lämmastikhappe saamise menetlus arenes tööstuses XX sajandi esimesel veerandil; varem toodeti lämmastikhapet ainult väävelhappe ja salpeetri NaNO_3 vahetusreaktsioonil; salpeetrit imporditi Tšiilist.

§ 69. Lämmastikhappe omadused.

Puhas lämmastikhape on värvuseta vedelik (erikaal 1,53), mis keeb $+86^\circ$ temperatuuril. Öhu käes ta suitseb. Tardub -41° , tekitades värvituud, mõnikord kollakaid kristalle. Ta on väga hügrokoopne. Veega seguneb lämmastikhape igas vahekorras. Müügil oleva lämmastikhappe erikaal on 1,4 (68-protsendiline), mis keeb $+120,5^\circ$ juures. Kontsentreeritud lämmastikhapet (96—98% HNO_3), mis lämmastikdioksüüdi — NO_2 sisalduse tõttu omab pruuni värvust, nimetatakse teisiti veel suitsevaks lämmastikhappeks. (Lahusest eraldub pikkamööda NO_2 , mille tõttu hape suitseb.)

Lämmastikhape laguneb soojendamisel ja valguse mõjul, seepärast peab teda hoidma jahedas ja pimedas kohas. Lämmastikhappe lagunemine toimub võrrandi järgi:

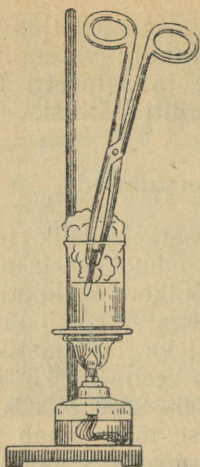


Tekkiv lämmastikdioksüüd — NO_2 jääb lahusesse ja annab talle kollase värvuse. Eralduvast hapnikust on tingitud lämmastikhappe oksüdeerivad omadused.

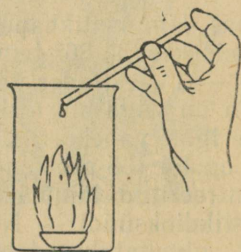
Lämmastikhape on tugev oksüdeerija.

Paljud metalloolid oksüdeeruvad lämmastikhappe toimel, muundudes hapeteks. Näiteks muundub väävelväävelhappeks, kui teda keeta ühes lämmastikhappega; fosfor muundub samadel tingimustel fosforhappeks. Kuumal lämmastikhappesse pistetud hõõguv süsi süttib heledalt põlema ja jätkab põlemist, kusjuures eraldub lämmastikdioksüüd (joon. 58).

Sageli eraldub aine oksüdeerumisel lämmastikhappega nii palju soojust, et aine süttib iseendast. Iseenesest võib süttida näiteks soojendatud saepuru, puuvill ja paber, kui neile toimida suitseva lämmastikhappega. Kui valada tärpentinisse ($\text{C}_{10}\text{H}_{16}$) lämmastikhapet, siis süttib tärpentin põlema, tekitades tahma. Tuleohu vältimiseks tuleb selle katse korraldamisel rakendada vastavaid ettevaatusabinõusid (joon. 59). Lämmastikhape oksüdee-



Joon. 58. Sõe põlemine lämmastikhappes.



Joon. 59. Tärpentin sütitib lämmastikhappes.

rib paljusid orgaanilisi aineid ja valastab mitmed värvained.

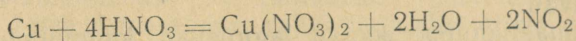
Kontsentreeritud lämmastikhapet tuleb käsitseda väga ettevaatlikult. Riide ja jalatsid «põletab» ta täielikult. Kui lämmastikhape sattub kätele või mujale, tuleb ta esmalt pesta suure hulga veega, siis sooda lahusega ja uuesti veega. Eriti tuleb hoiduda, et lämmastikhape ei sattuks silma.

Pudelikud, milles lämmastikhapet hoitakse, tuleb sulgeda klaaskorgiga, harilikud ja kautšukist korgid purunevad aegamööda.

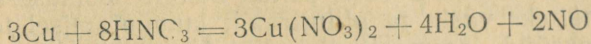
§ 70. Lämmastikhappe toime metallidesse.

Lämmastikhappe ja metallide vastastikune toime põhjeneb happe tugevatel oksüdeerivatel omadustel ja sõltub happe kontsentratsioonist, metalli loomusest ja temperatuurist. Lämmastikhape oksüdeerib peaaegu kõiki metalle, välja arvatud plaatina, kuld ja mõned teised, tekitades vastava metalli nitraadi. Kuna kõik nitraadid lahustuvad hästi vees, siis kasutatakse lämmastikhapet nende metallide lahustamiseks, millesse teised happed ei toimi. Sellised metallid on vask, hõbe ja plii. Seejuures redut-

seerub kontsentreeritud lämmastikhape kuni lämmastikdioksüüdini, lahjendatud lämmastikhape redutseerub aga kuni lämmastikoksüüdini, peale selle võivad tekkida ka teised lämmastikhappe redutseerumissaadused (dilämmastikoksüüd, ammoniaak). Nii näiteks vase ja kontsentreeritud lämmastikhappe vastastikune toime väljendub järgmiselt:



Lahjendatud lämmastikhape aga reageerib vasega teisi:



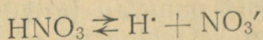
Kontsentreeritud lämmastikhape ei reageeri külmalt raua, alumiiniumi ja mõne teise metalliga, nähtavasti tekib metallipinnale lahustumatu oksüüdi kaitsekileke.

Lämmastikhappe oksüdeeriv toime suureneb soolhappe juuresolekul. Ühest kontsentreeritud lämmastikhappe mahuosast ja kolmest kontsentreeritud soolhappe mahuosast koosnevat segu nimetatakse «kuningveeks».

Kuningvesi lahustab mõningaid neist metallidest, mida lämmastikhape ei lahusta, nende hulgas ka «metallide kuninga» — kulla.

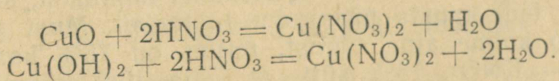
Lämmastikhappe (nii kontsentreeritud kui ka lahjendatud happe) ning metallide vastastikusel toimel vesinikku ei eraldu.

Lämmastikhape on väga tugev hape; vesilahustes on ta peaaegu täielikult dissotsieerunud:



Lämmastikhape nagu kõik teisedki happed reageerib aluseliste oksüüdidega, alustega ja mõnel juhul sooladega.

Näiteks:



§ 71. Lämmastikhappe soolad.

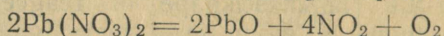
Lämmastikhape tekitab ainult keskseid sooli, mida nimetatakse lämmastikhappe sooladeks ehk *nitraatideks*. Kaalium-, naatrium-, kaltsium- ja ammoniumnitraati nimetatakse salpeetriteks.

NaNO_3 — naatrium- ehk tšiilisalpeeter,
 KNO_3 — kaaliumsalpeeter,
 $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ — kaltsiumsalpeeter, ka lubjasalpeeter,
 NH_4NO_3 — ammooniumsalpeeter.

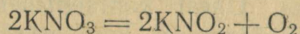
Peaaegu kõik lämmastikhappe soolad lahustuvad kergesti vees, kristalluvad hästi ja on harilikudel tingimustel püsivad.

Lämmastikhappe soolad lagunevad, kuumutades neid üle sulamistemperatuuri (mõned juba varem). Lagunemisaaduste keemiline koostis sõltub metalli loomusest.

Nii näiteks vask- ja pliinitraadi kuumutamisel tekivad metallioksüüd, lämmastikdioksüüd ja hapnik.



Naatrium- ja kaaliumnitraadi kuumutamisel eraldub hapnik ja tekib lämmastikuhappe sool:



See reaktsioon seletab efektse katse, — söe põlemise sula salpeetri pinnal. Katse teostamiseks puistatakse kuiva katseklaasi veidi kaaliumsalpeetrit — KNO_3 (umbes üks gramm), kinnitatakse katseklaas vertikaalses asendis statiivi klambrisse ja kuumutatakse soola sulamiseni. Samal ajal kuumutatakse hõõgumiseni tükike puusütt. Kui sulasalpeetri pinnale ilmuvad eralduva hapniku mullikesed, pistetakse hõõguv süsi salpeetrit sisaldavasse katseklaasi. Süsi põleb energiliselt sulasalpeetris, põlemisel tekkivad gaasid panevad ta hüppama ning teinekord paiskavad isegi katseklaasist välja.

Väävli põlemisel samadel tingimustel tekib pimestav leek, kusjuures soojust eraldub nii palju, et katseklaas võib hakata isegi sulama.

Et salpeeter eraldab lagunemisel hapnikku, siis kasutatakse teda musta püssirohu tootmisel. Must püssirohi koosneb kolme aine segust, milles on 75% kaaliumnitraati — KNO_3 , 15% sütt — C ja 10% väävliit — S. Püssirohu põlemisel tekivad süsihappegaas, lämmastik ja teised gaasid. Tekkinud gaaside maht ületab mitu korda põleva püssirohu mahu, milline asjaolu põhjustabki püssirohu plahvatusjõu.

Püssirohu põlemise tahked saadused — kaaliumsulfiid ja teised tekitavad püssiraua siseseintele õhukese tahmakirme.

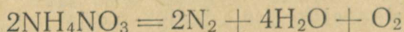
Palju sajandeid kasutati musta püssirohtu sõjaasjanduses. Praegusel ajal kasutatakse musta püssirohtu laskmisel jahipüssist.

§ 72. Lämmastikhappe ja tema soolade kasutamine.

Lämmastikhape on tähtsamaid lämmastikuühendeid, kuna tema kasutamine rahvamajanduses on väga mitmekülgne. Lämmastikhapet tarvitatakse mineraalväetiste, orgaaniliste värvainete, tehissiidi, plastmasside, kinolintide, tselluloidsete lakkide tootmisel, samuti kasutatakse teda väävelhappe tootmisel nitroosmenetlusel ja lämmastikhappe soolade saamiseks. Lämmastikhape on vajalik lõhkeainete tootmiseks. Lõhkeained ei ole vajalikud mitte ainult riigikaitseks, vaid ka ehitus- (näit. tunnelite, kanalite, paisude jne. ehitamisel) ja kaevandustöödel.

Lämmastikhappe kasutamise valdkond laieneb pidevalt, mis põhjustab ka tema tootmise kasvamist. Toodangu mahult seisab lämmastikhape teisel kohal pärast väävelhapet.

Lämmastikhappe sooli, eriti NH_4NO_3 ja $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ kasutatakse laialdaselt väetistena. Ammooniumsalpeetrit — NH_4NO_3 segatult alumiiniumi pulbriga ning söega kasutatakse lõhkeainena — ammonaali nimetuse all. Ammonaali lõhkeomadused on tingitud ammooniumnitraadi molekulide ebapüsivusest, mis kergesti lagunevad, tekitades gaase — lämmastikku, hapnikku ja veeauru:



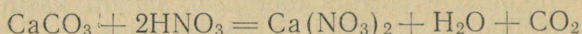
Eraldub hapnik oksüdeerib alumiiniumi ja söe.

Plahvatust põhjustab tahke aine momentaalne muundumine kuumutatud gaasideks ja veeauruks.

§ 73. Lämmastiku ringkäik looduses.

Organismide elus on lämmastikul eriti suur tähtsus. Ta kuulub elu aluse moodustava valkaine koostisse. Loomade organism pole suuteline valke iseseisvalt sünteesima, vaid nad saavad neid valmis kujul taimse toiduga. Taimed valmistavad valke sünteetiliselt, omandades selleks lämmastikku tema mineraalühenditest, õhus leiduvat vaba lämmastikku taimed pole enamasti võimelised omandama.

Kasvades inimese poolt puutumata pinnasel (jäätmaal) ei kannata taimed lämmastiku puuduse all. Seda tingib asjaolu, et taim kõduneb samal paigal, kus ta kasvab ning taime jäätmete mädanemisel pöörduv lämmastik mulda tagasi. Mullas eluneb eriliik niinimetatud nitrifitseerivaid baktereid, mis soodustavad lämmastiku omastamist taimede poolt, oksüdeerivad mädanemisel tekkinud ammoniaagi lämmastikhappeks, viimane, reageerides mullas leiduvate süsihappe sooladega, tekitab salpeetri:



Peale eelpool kirjeldatud protsessi toimuvad mullas ka sellised protsessid, mis põhjustavad lämmastiku kadu. Nii eraldub valkainete mädanemisel osa lämmastikku vabalt õhku, minnes sel teel paratamatult kaduma.

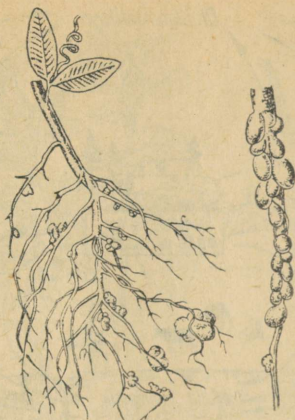
Teatavasti lahustuvad salpeetrid vees hästi; mullast kantakse osa lahustunud salpeetreid veega jõgedesse ja sealt merre, kust ta enam mulda tagasi ei pöördu.

Mullas eluneb veel eriliik niinimetatud denitrifitseerivaid baktereid. Hapniku puudumisel mullas võtavad need bakterid neile vajaliku hapniku mullas leiduvast salpeetrist. Bakterite poolt lagundatud salpeetrist tekkiv vaba lämmastik eraldub õhku.

Kirjeldatud protsesside tagajärjel väheneb pidevalt lämmastiku hulk mullas.

Lämmastiku kaod mullas kaetakse peale mädanemise veel teiste protsesside teel. Neist protsessidest nimetame äikese tagajärjel õhus tekkivaid lämmastikoksüüde, mis veega ühinedes moodustavad lämmastikhappe; viimane muundub mullas nitraatideks.

Teine protsess, mis osaliselt taastab mulla lämmastiku kao, toimub liblikõieliste taimede (ristiku, viki, herne, lupiini ja teiste) juurtel elunevate niinimetatud mügarbakterite elutegevusel. Asudes taimede juurtele põhjustavad mügarbakterid seal nn. mügarate tekkimist, mis pärast nimetatigi neid mügarbakteriteks. See bakterite liik sünteesib lämmastikku sisaldavaid aineid, kasutades selleks vahetult õhulämmastikku. Õhulämmastikku omastavate mügarbakterite elutegevus on peamiseks põhjuseks, miks lämmastikku sisaldavate ainete hulk mullas säilib enam-vähem muutumata, vaatamata protsessidele, mis on seotud lämmastiku kaoga mullast.



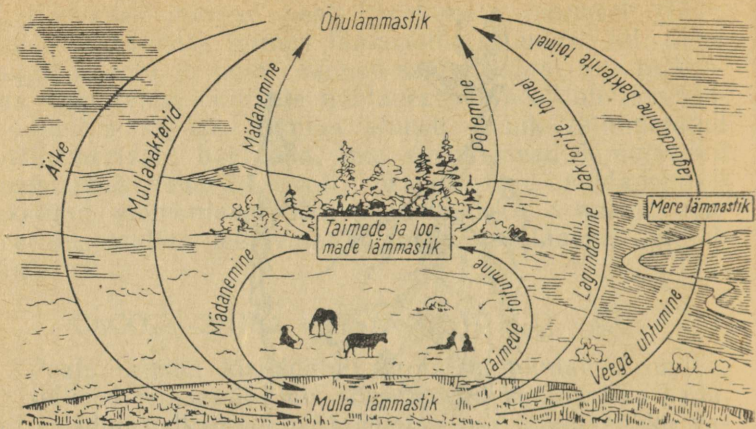
Joon. 60. Liblikõieliste taimede juured neil asetuvate mügaratega.

Peale mainitud bakterite eluneb mullas veel üks liik baktereid, mis vahetult omastavad vaba lämmastikku õhust. Pärast mügar- kui ka mullabakterite hukku jääb kogutud lämmastik nende mädanemisel mulda, rikastades viimast lämmastiku ühenditega.

Loomulikkudel tingimustel on mõlemad protsessid tasakaalus, neist üks põhjustab lämmastiku kadu mul- last, teine aga toob lämmastiku mulda tagasi. Sellest olenevalt toimub looduses lämmastiku ringkäik, ning taimed saavad neile vajalikke nitraate küllaldasel mää- ral (joon. 61).

Inimese tegevus häirib lämmastiku loomuliku ring- käiku looduses. Harides maad ja kasvatades kultuur- taimi saab inimene tasuks saagi ja veab selle sageli teise paika; ühes saagiga viiakse põllult kaasa ka lämmastik. Peale selle hävitatakse sageli ebaõige põlluharimisega ka mulla lämmastikku koguvate bakterite elutegevus. Läm- mastiku hulk mullas väheneb. Lämmastiku puudus pidur- dab taimede kasvu, põhjustab lehtede mahavarisemist ja teisi protsesse, mis takistavad taimede normaalset arenemist.

Et vältida kirjeldatud taimede kasvuks ebasoodsaid tingimusi, tuleb mulda anda lämmastikku sõnniku näol, künda sisse lämmastikurikkaid liblikõielisi taimi (rohe-



Joon. 61. Lämmastiku ringkäik looduses.

line väetis), samuti väetada maad kunstlikkude mineraalväetistega.

Tuleb märkida, et lämmastiku külluse tõttu mullas teraviljade küpsemine hilineb, vili lamandub põllul, samuti väheneb suhkrupeedis suhkru sisaldus. Sel põhjusel tuleb anda väetisi põllule ainult sellisel hulgal, mis vastab agronoomiateaduse nõuetele.

Tähtsaim looduslik allikas, millest saadakse lämmastikku tema ühendite tootmiseks, on õhk.

§ 74. Õhk.

1. Õhu koostis.

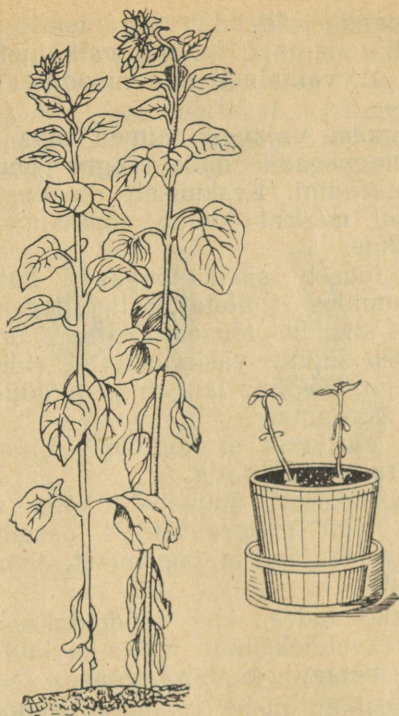
Õhk on koostiselt mitmesuguste gaaside segu. Õhu koostise määras esimest korda kindlaks Lavoisier.

Õhu koostis.

Koostisosad	Sisaldus % -s	
	mahu järgi	kaalu järgi
Lämmastik	78,10	75,51
Hapnik	20,43	23,01
Inertgaasid	0,94	1,29

Süsihappegaas — sajandikest kuni 1%-ni

Veeaur — kümnendikest kuni mõne protsendini



Joon. 62. Lämmastikväetiste mõju taime kasvule:
vasemal — taim lämmastikuga väetatud pinnal,
paremal on taim ilma väetiseta.

Kõigist õhu koostisosadest on lämmastik, hapnik ja inertgaasid põhilised ained, mille hulk õhus on püsiv. Süsihappegaasi ja eriti veeauru sisaldus võib õhus kõikuda sõltuvalt mitmesugustest tingimustest.

2. Õhu tähtsus.

Õhu hapnik on vajalik hingamiseks, põlemiseks ja teisteks looduses toimuvateks oksüdeerimise protsessideks, ainete oksüdeerimise tagajärjel vabaneb neis peidetud energia. Hapniku puudus või üleküllus õhus takistab elavorganismi normaalseid talitlusi.

Õhu lämmastik vähendab organismis hapniku toime aktiivsust. Õhu lämmastik on valkainete ehitamiseks vajalik materjal, valkained aga moodustavad elava looduse aluse.

Süsihappegaasi vajavad taimed oma kudede ehitamiseks. Süsihappegaasi hulk kõigub õhus sajandikest kuni ühe protsendini. Keskmiselt moodustab ta mahult 0,03%. Sellisel määral leidub süsihappegaasi põldude ja metsade õhus.

Linnades tõuseb süsihappegaasi hulk õhus kuni 0,04%. Eluruumides ei ületa süsihappegaasi hulk 0,5%. Kui aga tema sisaldus tõuseb 1%-ni, muutub hingamine raskeks, ilmneb üldine väsimustunne (loidus), apaatia, vaimse töö tajumusvõime langeb ja tööjõud kaob. Sageli hakkab pea valutama.

Selleks et eluruumi ei koguneks liigselt süsihappegaasi, tuleb ruume õhutada.

Veeaurude sisaldus õhus võib olla väga muutlik, sõltuvalt asupaiga geograafilisest asendist, kõrgusest merepinnast, aastaajast ja ööpäevast, temperatuurist ja teistest teguritest.

Tööstuspiirkondades, kus töödeldakse sulfiidmaake, leidub õhus vääveldioksüüdi. Nafta ja kivisöe rajoonides sisaldab õhk metaani ja teisi gaase.

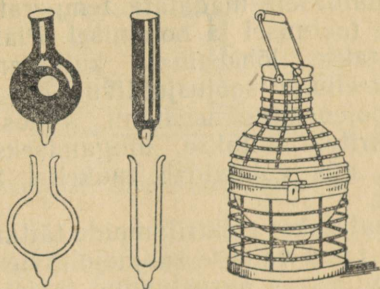
Kogu atmosfäär meie maakera ümber moodustab tervikuna nagu ümbrise, mis kaitseb elu maakera pinnal. Ta kaitseb maakera jahtumast. Selle tulemusena on keskmine temperatuur maakera pinnal $+15^{\circ}$. Atmosfäär kaitseb maakera mitmesuguste kosmiliste kiirte vastu, mis toimivad hävitavalt elavaisse organismidesse.

Praegusel ajal on õhk keemiatööstuses ammendamatu väärtuslik tooraine. Temast saadakse hapnikku, lämmastikku, süsihappegaasi, inertgaase (peamiselt argooni ja neoni).

3. Õhu füüsikalised omadused.

Õhk, millest on eemaldatud tolm, süsihappegaas ja veeaurud, on värvusetu. Üks liiter õhku kaalub 1,293 g. Õhk on 14,44 korda vesinikust raskem. -140° temperatuuril ja umbes 36 at rõhul muutub õhk sinakaks vedelikuks, mille erikaal on umbes 0,5, ja keeb 1 at rõhul umbes -190° temperatuuril (vedela õhu keemispunkt

asetseb hapniku -183° ja lämmastiku keemispunkti $-195,8^{\circ}$ vahel). Praegusel ajal on õhu veeldamise tehnika tööstuslikes tingimustes hästi välja kujunenud. Vedelat õhku hoitakse mitmesuguse kujuga erilistes anumates, mille kahekordsed seinad on seestpoolt hõbetatud; neid nõusid nimetatakse Dewari-anumateks (joon. 63).



Joon. 63. Dewari-anumad vedela õhu hoidmiseks.

Ainete omadused muutuvad vedelas õhus järsult. Näiteks muutub kummi vedelas õhus purunevaks nagu klaas. Vedela õhuga niisutatud puuvill lõkkab süüdates põlema, samuti hakkab heledalt põlema vedelasse õhku pistetud hõõguv pird.

Vedelat õhku kasutatakse jahutamise otstarbel, lõhkeainete valmistamisel jne. Vedela õhu pikaldasel auramisel lahkub esmalt madalama keemistemperatuuriga lämmastik ja vedelik rikastub hapnikuga. Vedela õhu lahutamisel tema koostisosadeks — lämmastikuks, hapnikuks, süsihappegaasiks ja inertgaasideks — põhjenebki nimetatud gaaside tootmine.

§ 75. Inertgaasid.

Õhk sisaldab inertgaase: heeliumi, neooni, argooni, krüptooni, ksenooni ja radooni kokku mahult umbes 1%. Neist on kõige rohkem argooni; ta moodustab 99,47% kogu inertgaaside hulgast. Osa gaase — heeliumi ja radooni — on leitud peale õhu ka mõningates

mineraalides ja mineraalvetes (radoon). Keemiliste elementide perioodilises süsteemis moodustavad need gaasid nullrühma. Nende elementide iseloomustavaks tunnuseks on see, et nad ei võta osa ühestki keemilisest reaktsioonist. Kõik inertgaasid on värvuseta, lõhnata ja maitseta. Nende lahustuvus vees kasvab ühes järjekorranumbri tõusuga.

Kõige rohkem kasutatakse tehnikas heeliumi, teda tarvitatakse laialdaselt madalate temperatuuride saamisel, lõhkeainete tootmisel ja hoidmisel. Plahvatuste vältimiseks teostatakse lõhkeainete kuivatamist heeliumi atmosfääris. Heeliumi soojusjuhtivus on väga suur ja lõhkeainete soojenemine heeliumi atmosfääris toimub ühtlaselt. Tuukritele antakse hingamiseks hapniku ja heeliumi segu, mis võimaldab tuukritel kauemat aega viibida vee all.

Argooni kasutatakse elektrilampide täitmiseks. Argooni atmosfääris on tema väikese soojusjuhtivuse tõttu lambis asetuva metallniidikese aurustumine takistatud, mis võimaldab niiti hõõgutada kõrgema temperatuurini. Selle tagajärjel suureneb elektrilambi kasutamisega ja tugevneb valgustusjõud. Argooni ja neoniga täidetakse valgusreklaami torusid, argoon annab sinist, neon punast valgust.

Neonvalgust võib näha kaugele, isegi udus, sellepärast kasutatakse teda signaallampide täiteks tule tornides, lennuväljadel jne.

Radooni kasutatakse arstiteaduses (radoonvannid jt.).

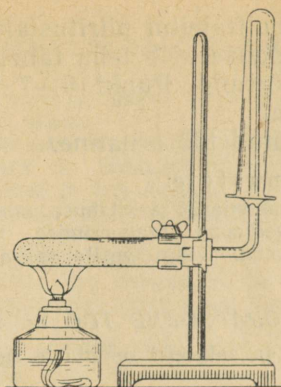
LABORATOORNE TÖÖ nr. 24.

Ammoniaagi saamine ja tema omaduste tundmaõppimine.

Valmis panna:

a) reaktiivid ja materjalid — ammooniumkloriid — NH_4Cl , kustutatud lubi — $\text{Ca}(\text{OH})_2$, punane lakmuse lahus või fenoolftaleiini piirituslahus;

b) riistad ja nõud — seade, mis koosneb kuivast tihedalt korgiga suletud katseklaasist, mida läbib klaasitoru (joon. 64), 2—3 kuiva katseklaasi, statiiv katseklaaside jaoks, metallstatiiv ühes klambritega, põleti, sügav portselankausike (või vann), portselanuher ühes nuiaga, lusikas.



Joon. 64. Ammoniaagi saamine.

Töö teostamise kord.

1. Kokku panna seade joonise nr. 64 järgi ja proovida tema hermeetilisust.
2. Valada portselankausikesse vett peaaegu ääreni.
3. Puistata uhmrisse ammooniumkloriidi ja kustutatud lupja võrdsel mahul. Lubi on soovitatav enne niisutada. Mis toimub, kui mõlemad pulbrid uhmris hästi segada ja ettevaatlikult nuusutada? Kirjutada reaktsiooni võrrand.
4. Puistata segu katseklaasi ja kinnitada seade statiiviklambrisse.
5. Asetada gaasijuhtetoru kuiva katseklaasi. Katseklaasi ava toru ümber sulgeda puuvillaga (või filterpaberiga). Milleks?
6. Soojendada ettevaatlikult katseklaasi, milles on segu (mitte enam kui 5 minutit) kuni on tunda ammoniaagi lõhna.
7. Ettevaatlikult eemaldada katseklaas gaasitoru otsast, ja hoides teda avaga allapoole (miks?), võtta avalt puuvill ja sulgeda see sõrmega; edasi pista katseklaas vette ja eemaldada sõrm, avalt. Mis toimub, kui liigutada katseklaasi? Samal ajal asetada gaasitorukese otsa teine kuiv katseklaas ja jätkata segu soojendamist.
8. Sulgeda katseklaasi ava sõrmega vee all, pöörata katseklaas ümber ja valada juurde punast lakmuslahust

(või 2—3 tilka fenoolftaleiini piirituslahust). Mida panite tähele? Millise järelduse võib teha tähelepanekust? Kirjutada reaktsiooni võrrand. Punkt 6—7 kirjeldatud katset korrata 2—3 korda.

9. Koostada tehtud töö aruanne.

Vastata küsimustele:

1. Millised on ammoniaagi vesilahuse omadused?
2. Koostada väävelhappe reageerimise võrrand a) gaasilise ammoniaagiga ja b) ammoniaagi vesilahusega.

LABORATOORNE TÖÖ nr. 25.

Lämmastikhappe ja salpeetri omaduste tundmaõppimine.

Valmis panna:

a) reaktiivid ja materjalid — lahjendatud lämmastikhappe (2:1); puusüsi; sinine lakmuslahus; kaaliumsalpeeter.

b) riistad ja nõud — statiiv katseklaasidega, põleti, tiiglitangid.

Töö teostamise kord.

1. Mida panete tähele, kui väikesele hulgale (1—2 ml) lahjendatud lämmastikhappele katseklaasis valada juurde veidi sinist lakmuslahust? Võrrelda seda toimet kontsentreeritud lämmastikhappe toimega lakmusesse (õpetaja poolt tehtud katse).

2. Puistata kuiva katseklaasi 1—2 g kuiva kaaliumsalpeetrit. Kinnitada katseklaas väikese kallakuga statiivi klambrisse. Asetada statiiv tõmbekappi. Valmis panna tükike puusütt ja tiiglitangid (või pintsett). Soojendada salpeetrit katseklaasis, liigutades leeki mööda klaasi edasi-tagasi seni, kuni peaaegu kogu salpeeter on sulanud, keerata klamber katseklaasiga nii, et viimane omandaks vertikaalse asendi. Jätkata salpeetri soojendamist ja samal ajal soojendada ka sütt, hoides teda tangidega leegis, kuni süsi on hakanud hõõguma ja sulasalpeetri pinnale tõusevad gaasi mullikesed (millise gaasi?). Visata hõõguv süsi salpeetrisse katseklaasis ja katkestada katseklaasi soojendamine. Mida võib panna tähele? Miks süsi hüppab? Kirjutada vastavate reaktsioonide võrrandid.

Koostada tehtud töö aruanne.

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Näidata lämmastiku asend perioodilises süsteemis ja tuua tema aatomi ehituse skeem.

2. Jutustada lämmastiku levikust looduses.

3. Milline tähtsus on lämmastikul loomade ja taimede elus?

4. Kuidas saadakse ja kus kasutatakse lämmastikku?

5. Loetleda lämmastiku a) füüsikalised ja b) keemilised omadused.

6. Loetleda õhu koostisosad.

7. Jutustada vedela õhu omadustest ja tema kasutamisest.

8. Millistel tingimustel lämmastik reageerib a) vesinikuga, b) hapnikuga?

9. Millise ühendi tekitab lämmastik vesinikuga ja kui suur on selles lämmastiku valents?

10. Loetleda ammoniaagi a) füüsikalised, b) keemilised omadused.

11. Näidata ammoniaagi laboratoorse saamise viise, tuua vastavate reaktsioonide võrrandid.

12. Lahendada ülesanded: a) mitu grammi kulub ammooniumkloriidi 28 g kaltsiumoksüüdiga reageerimiseks, et saada ammoniaaki? b) mitu grammi kaltsiumhüdroksüüdi kulub 10,7 g ammooniumkloriidi täielikuks reageerimiseks ammoniaagi saamisel?

13. Millisel keemilisel protsessil põhineb ammoniaagi saamise tööstuslik menetlus kaasajal? Millised on selle protsessi tingimused?

14. Mis on nuuskpiiritus?

15. Kuidas saadakse ammoniaaki nuuskpiiritusest? Kirjutada reaktsiooni võrrand.

16. Nimetada ammoniaagi kasutamise viise.

17. Mida nimetatakse ammooniumiks?

18. Kirjutada ammoniaagi reaktsiooni võrrandid järgmiste hapetega: a) soolhappega, b) lämmastikhappega, c) väävelhappega, d) süsihappega, e) fosforhappega. Nimetada aineid, mis nendel reaktsioonidel tekivad.

19. Milliseid aineid nimetatakse ammooniumi sooladeks? Tuua näiteid.

20. Koostada ammooniumhüdroksüüdi neutraliseerimisreaktsioonide võrrandid järgmiste hapetega: a) soolhappega, b) lämmastikhappega, c) väävelhappega, d) süsihappega, e) fosforhappega?

21. Näidata ammooniumi soolade üldised omadused. Kuidas mõjub neile soojendamine?

22. Millisel ammooniumkloriidi omadusel põhineb tema kasutamine metallide jootmisel? Kirjutada vastavate reaktsioonide võrrandid.

23. Millisel ammooniumvesinikkarbonaadi omadusel põhineb tema kasutamine kondiitritööstuses? Kinnitada vastus vastava reaktsiooni võrrandiga.

24. Milliseid ammooniumisooli tarvitatakse väetistena? Kirjutada nende soolade saamise reaktsioonide võrrandid ammoniaagist.

25. Kuidas tõestada ammooniumi soola olemasolu lahuses?

26. Kirjutada lämmastiku järkjärguliste muundumiste võrrandid a) ammooniumfosfaadiks, b) ammooniumsulfaadiks.

27. Milline on lämmastiku valents tema ühendites hapnikuga?
28. Jutustada lämmastikoksüüdi koostisest, saamisest ja omadustest.
29. Kuidas saadakse lämmastikdioksüüdi?
30. Loetleda lämmastikdioksüüdi omadused.
31. Väljendada võrrandiga protsessi, mis toimub lämmastikdioksüüdi lahustamisel vees.
32. Jutustada lämmastikhappe koostisest, ehitusest ja füüsikalistest omadustest.
33. Millised keemilised protsessid toimuvad lämmastikhappe saamisel ammoniaagist? Väljendada neid vastavate reaktsioonide võrranditega.
34. Kuidas saadakse lämmastikhapet sünteetilisest ammoniaagist?
35. Kuidas saadakse lämmastikhapet laboratoorsetes tingimustes? Tuua vastava reaktsiooni võrand ja selle teostamise tingimused.
36. Loetleda lämmastikhappe keemilised omadused.
37. Millega seletada lämmastikhappe tugevaid oksüdeerimisomadusi? Tuua neid omadusi tõestavaid näiteid.
38. Milles seisab lämmastikhappe eriline toime metallidesse?
39. Millised gaasid eralduvad, kui vasessa toimib a) kontsentreeritud, b) lahjendatud lämmastikhape? Tuua vastavate reaktsioonide võrandid.
40. Mis on «kuningvesi»? Milleks teda tarvitatakse?
41. Jutustada lämmastikhappe kasutamisest ja tema tähtsusest rahvamajanduses.
42. Kuidas nimetatakse lämmastikhappe sooli? Näiteid.
43. Tuua salpeetrite valemid, nende nimetused ja kasutamine.
44. Kirjutada reaktsiooni võrand, mis toimub pliinitraadi soojendamisel.
45. Arvutada lämmastiku protsentuaalne sisaldus: a) kaaliumsalpeetris, b) ammooniumsulfaadis, c) ammooniumnitraadis, d) kaltsiumsalpeetris. Näidata, missugune on neist väetistest kõige lämmastikurikkam.
46. Mitu kilogrammi ammooniumsulfaati, mis sisaldab 95% puhast soola, vajatakse 100 kg ammoniaagi saamiseks?
47. Põllu hektarile tuleb anda 10 kg lämmastikku. Kui palju kulub selleks: a) 90%-list kaaliumsalpeetrit, b) 100%-list ammooniumsalpeetrit?
48. Lahjendatud lämmastikhappe reageerimisel vasega tekkis 2,82 g vasknitraati — $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Mitu grammi lämmastikhapet reageerib vasega?
49. Mitu grammi lämmastikoksüüdi tekib 19,2 g vase reageerimisel vajaliku hulga lahjendatud lämmastikhappega?
50. Mitu grammi kontsentreeritud lämmastikhapet kulub 4 g vase oksüdeerimiseks vasknitraadiks?
51. Kui palju vajatakse hapnikku ja kui palju vett, et muuta kaks gramm-molekuli lämmastikdioksüüdi lämmastikhappeks?
52. Mitu gramm-molekuli ammoniaaki oksüdeerus, kui seejuures tekkis 10 gramm-molekuli lämmastikhapet?

§ 76. Fosfor ja tema ühendid.

Fosfori keemiline sümbol on P. Järjekorranumber 15, elektronide asetus aatomis vastavalt kihtidele 2; 8; 5, aatomkaal 30,97. Keemiliste elementide perioodilises süsteemis asetseb fosfor viiendas rühmas kolmandas perioodis. Fosfori aatomite väliskihis on viis elektroni, millest tingitud fosfori suurim positiivne valents on viis, fosfori negatiivne valents on kolm.

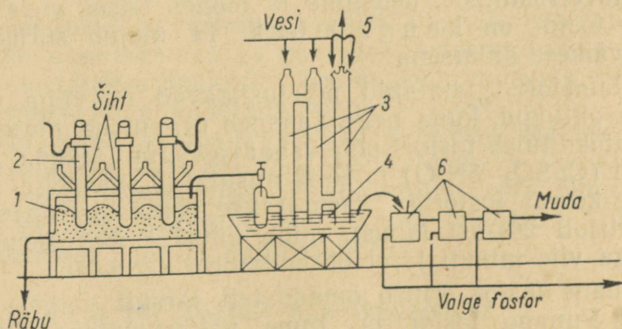
1. Fosfor looduses.

Vabas olekus fosforit looduses ei leidu. Fosfori ühendid on laialt levinud, neil on taimede ja loomade elus väga suur tähtsus. Fosfor nagu lämmastikki kuulub loomade ja taimede valkude koostisse. Taimed sisaldavad fosforit peamiselt seemnetes. Loomadel kuulub fosfor luuüdi, vere, närvi- ja lihaskoe koostisse. Inimese ja selgrooliste loomade luustik ja hambad koosnevad peamiselt kaltsiumfosfaadist. Looduses tekitab see sool — $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ fosforiidi ja apatiidi lademeid.

2. Fosfori saamine ja tema omadused.

Fosfor esineb mitme allotroopse teisendina, millest tähtsamad on valge ja punane fosfor.

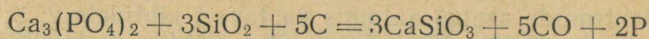
Valget fosforit saadakse looduslikest kaltsiumfosfaatidest, kuumutades teda segatult liiva (SiO_2) ja söega (C) erilises elektri ahjus (joon. 65).



Joon. 65. Valge fosfori saamise seadme skeem:

1 — elektriahi, kuhu paigutatakse šiht; 2 — elektroodid; 3 — kondensaatorid; 4 — fosforiaurude kogumispak; 5 — viimatoru; 6 — pak.

Protsess kulgeb umbes 1500° temperatuuril ja väljendub summaarselt järgmise võrrandi kujul:



Vaba fosfor eraldub auruna vee all olevasse vastuvõtjasse, viimasest suubub fosfor paaki ja sealt edasi kantakse ta puhastamisosakonda.

Punast fosforit saadakse valge fosfori soojendamisel 280—340° temperatuuril ilma õhu juurdepääsuta.

Valge fosfor on kristalne aine, mille erikaal on 1,82. Puhtal kujul on ta värvuseta, läbipaistev ja pehme nagu vaha. Seismisel kaotab ta oma läbipaistvuse, muutub kõvemaks ja kollaseks. Valge fosfor sulab umbes 44° temperatuuril ja keeb umbes 281° juures. Õhu käes oksüdeerub fosfor väga kiiresti ja helendub pimeduses roheka valgusega. Valguse tekkimist keemilistel reaktsioonidel, ilma et oleks märgata soojenemist, nimetatakse kemiluminesentsiks. Mädanevate puutükkide ja jaaniussikeste helenemine on kemiluminesentsnähtus. Fosfori omadusest helenemine pimeduses on tuletatud tema nimigi: «phos» (fos) tähendab kreeka keeles valgus, «phorus» (forus) — kandev, seega siis «valguskandja».

Niiskes õhus süttib valge fosfor juba +30° juures, kui-vas õhus aga kõrgemal temperatuuril, +40°. Peenestatult läheb ta põlema momentaanselt. Valge fosfor on tuleohtlik. Et vältida valge fosfori oksüdeerumist, hoitakse teda vees, milles ta peaaegu sugugi ei lahustu. Fosfor lahustub väävelsüsinikus, bensiinis ja mõnes teises vedelikus. Valge fosfor on kange mürk. Ta mõjub surmavalt väga väikese annusena.

Sulafosforist tekitatud põletushaavad on väga valed ja ohtlikud, kuna neile kaasneb organismi mürgitus. Esmaabiks tuleb fosfori põletushaavad kinni siduda vasevitrioli ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) lahuses niisutatud sidemega. Mürgituse korral fosforiga kasutatakse esmaabi vahendina vasevitrioli 2%-list lahust, mida antakse üks teelusikatis iga viie minuti järel oksendamise alguseni.

Punane fosfor erineb omadustelt järsult valgest fosforist. Punane fosfor on tume vabarnpunane pulber, mille erikaal on 2,2. Õhu käes oksüdeerub ta väga aeglaselt, pimeduses ei helendu; süttib alles umbes 260° temperatuuril. Tugeval soojendamisel muundub punane fos-

for, ilma et ta sulaks, valgeks auruks, mis jahtumisel annab valge fosfori. Nii vees kui ka väävelsüsinikus punane fosfor ei lahustu. Punane fosfor pole mürgine, tema tehniline produkt võib aga sisaldada mürgiseid lisandeid. Punast fosforit tuleb hoida kindlalt suletud nõus, kuna ta niiskub, imades endasse veeauru.

Valge ja punase fosfori omaduste erinevus on tingitud nende aatomite erinevast arvust molekulis. Valge fosfor reageerib palju aktiivsemalt kui punane fosfor.

Fosfor ühineb vahetult hapnikuga, halogeenidega, väävliga ja paljude metallidega. Vesinikuga tekitab fosfor ühendeid kaudsel teel.

3. Fosfori kasutamine.

Valge fosfori kasutamine on piiratud, teda kasutatakse süütemürskude täidiseks, pimeduses helenduvate segude valmistamiseks. Valget fosforit kasutatakse kahurimürskudes ja käsigranaatides, mis plahvatamisel tekitavad suitsukatte. Punase fosfori peamiseks kasutamisalaks on tuletikutööstus. Punane fosfor kuulub tuletikukarpide külgi katva segu koostisse. Tuletikupea koosneb süttivate ainete (väävli ja teiste) ning Berthollet' soola segust. See segu süttib kergesti, kui hõõruda tuletikupead vastu tuletikukarbi külgede karedat pinda. Punast fosforit kasutatakse veel pürotehnikas.

§ 77. Fosfori ühendid vesinikuga.

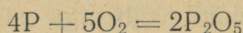
Fosfor tekitab vesinikuga mitu ühendit. Omadustelt on sarnane ammoniaagiga gaasiline fosforvesinik — PH_3 , mida nimetatakse fosfiiniks. See on väga mürgine, värvusetu, ebameeldiva küüslaugulõhnaga gaas.

Peale gaasilise fosforvesiniku tuntakse veel vedelat fosforvesinikku — P_2H_4 , mis tekib loomade laipade ja taime osade kõdunemisel. Fosforvesinik võib õhus iseendast süttida. See aine põhjustabki mõnikord vilkuva tule tekkimist soos ja kalmistuil.

§ 78. Fosfori hapnikuühendid.

Fosfor tekitab mitu oksüüdi ja hapnikku sisaldavat hapet. Neist suurimat tähtsust omab fosforhape anhidriid ja sellele vastavad happed.

1. Fosforhappe anhüüriid — P_2O_5 tekib fosfori põlemisel küllaldases hulgas õhus või hapnikus:

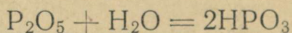


Fosfori põlemise efektse katse demonstreerimiseks pistetakse tükike valget fosforit lusikaga suurde kuiva, varem hapnikuga täidetud kolbi. Fosfor süüdatakse põlema, puudutades teda kuuma klaaspulgaga, ning suletakse kolb varemalt selleks valmis pandud korgiga. Süttinud fosfor põleb pimestavalt heledasti, eraldades palju soojust. Kolb täitub fosforhappe anhüüriidi paksu valge suitsuga, mis sadestub pikkamööda kolvi sisesele.

Õhu käes imeb P_2O_5 endasse energiliselt niiskust ja muutub kiiresti vedelaks. Ta on suuteline võtma vett teistelt ainetelt, näiteks väävel- ja soolhappelt. Sellel omadusel põhineb fosforhappe anhüüriidi kasutamine tugeva vettimeva vahendina gaaside kuivatamisel. Fosforhappe anhüüriid võib polümeriseeruda, tekitades keerulisema ehitusega molekuli, millele vastab valem P_4O_{10} .

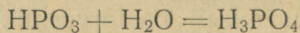
Polümeriseerimiseks nimetatakse mitme ühesuguse molekuli omavahelist ühinemist keerulisema ehitusega molekuliks.

Fosforhappe anhüüriid lahustub sisinaga külmas vees, tekitades seejuures metafosforhappe HPO_3 :



Selle reaktsiooni demonstreerimiseks valatakse kolbi, milles põletati fosforit, veidi vett ja sinist lakmuslahust. Viimase muutumine punaseks tõestab happe tekkimist.

Metafosforhappe on väga mürgine. Metafosforhappe keetmisel ühineb ta veega ja tekitab ortofosforhappe H_3PO_4 :

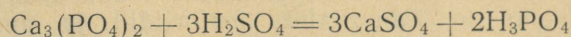


2. Fosforhappe (ortofosforhappe) on värvusetu, läbi-
paistev kristalne aine, mis sulab 42° temperatuuril, lahustub vees. Fosforhappe on väga hügrokoopne.

Müügile lastakse 70—85-protsendiline fosforhappe siirupitaoline vesilahus.

Erinevalt metafosforhappest pole ortofosforhappe (fosforhappe) mürgine.

Tööstuslikult saadakse fosforhapet väävelhappe toimetlooduslikku kaltsiumfosfaati:



Sellel reaktsioonil tekkiv kaltsiumsulfaat lahustub vees väga vähe, mis võimaldab teda kergesti eraldada fosforhapest. Saadud happe soojendamisel vesi aurub ning ta muutub kangemaks.

Fosforhape kuulub keskmise tugevusega hapete hulka; tal on samad omadused mis teistel hapetelgi: tekitab sooli, reageerides aluseliste oksüüdidega, alustega ja mõnikord sooladega.

Fosforhappe kui kolmealuseline hape tekitab kolmesuguseid sooli:

1) kesksed (normaal-) soolad, fosfaadid, näiteks Na_3PO_4 — naatriumfosfaat,

2) hapud soolad, mille happejääk sisaldab ühte vesiniku aatomit; neid nimetatakse vesinikfosfaatideks, näiteks CaHPO_4 — kaltsiumvesinikfosfaat,

3) hapud soolad, mille happejääk sisaldab kahte vesiniku aatomit; neid nimetatakse divesinikfosfaatideks, näiteks NaH_2PO_4 on naatriumdivesinikfosfaat; $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ on kaltsiumdivesinikfosfaat. Kõik divesinikfosfaadid lahustuvad vees. Vesinikfosfaatidest lahustuvad vees naatrium, kaalium ja ammooniumi soolad.

Fosforhappe sooli kasutatakse väga laialdaselt. Eriti suur on nende tähtsus põllumajanduses.

Taimed ei saa normaalselt areneda, kui mullas puudub fosfor. See väide kehtib eriti teraviljakultuuride, puuvilla ja suhkrupeedi kohta; saak «vaesustab» mulla fosforühenditest. Osaliselt kaetakse fosfori kaotus pinnasest fosforit sisaldavate kivimite porsumise ja loomade väljaheidete arvel: nagu lauda- ja linnusõnnik ning teised. Kuid sellest fosforist ei jätku. Sel põhjusel tuleb mulda täiendada viia fosforühendeid — fosforväetiste kujul.

Mineraalväetisi toodab väetisainetööstus, mis on keemiatööstuse üks tähtsamaid harusid.

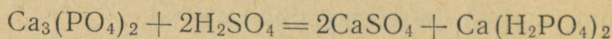
§ 79. Fosforvæetised.

Fosforvæetiste tootmise peamiseks looduslikuks tooraine allikaks on mineraalid: fosforiidid ja apatiidid. Koola poolsaarel avastas apatiidi lademed NSVL Teaduste Akadeemia ekspeditsioon akadeemik A. E. Fersmani juhtimisel (1923.—1929. aastal). Fosforiidi lademed esinevad mitmel pool Nõukogude Liidus. Kõige võimsamad fosforiidi lademed avastati Suure Isamaasõja ajal 1941.—1945. a. Kasahstanis; selle leiukoha eksploatatsiooniga alustati 1942. aastal. Kasahstani fosforiidid rahuldavad Kesk-Aasia puuvilla põhiliste kasvatusrajoonide fosforivajaduse.

Tähtsamad fosforvæetised on järgmised: fosforiidijahu, superfosfaat ja pretsipitaat. Fosforiidijahu koosneb põhiliselt vees lahustumatust $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ soolast. Et fosforiidijahu lahustub ainult hapetes, siis kasutatakse teda ainult niinimetatud hapudel pinnastel, mis sisaldavad vabu orgaanilisi happeid.

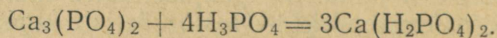
Superfosfaat kujutab endast kaltsiumsulfaadi — CaSO_4 ja vees lahustuva kaltsiumdivesinikfosfaadi — $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ segu.

Superfosfaadi saamisel tööstuses toimitakse väävelhappega looduslikku kaltsiumfosfaati. Vajalikku väävelhappe hulka võib arvutada võrrandi järgi:

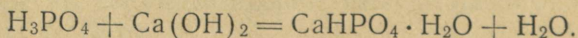


Superfosfaadi puuduseks tuleb pidada vees raskelt lahustuva soola CaSO_4 sisaldust. Enamikul juhtudel ei vaja muld seda soola. Sel põhjusel toodetakse niinimetatud kahekordset superfosfaati (rikastatud superfosfaati).

Kahekordne superfosfaat koosneb kaltsiumdivesinikfosfaadist $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. Teda saadakse, toimides fosforhappega kaltsiumfosfaadisse:



Pretsipitaat on kaltsiumvesinikfosfaat — CaHPO_4 , mida saadakse fosforhappe osalisel neutraliseerimisel lubjapiimaga (vee ja lubja segu) — $\text{Ca}(\text{OH})_2$:



Laialdaselt kasutatakse niinimetatud kombineeritud väetisi, mis sisaldavad mitut taimedele vajalikku elementi. Selliste väetiste hulka kuuluvad ammofos — $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ — ammoniumdivesinikfosfaat ja diammofofos — $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ — diammooniumvesinikfosfaat.

Käesoleval ajal hakati maid väetama mitte pulbri, vaid terakeste-graanulite kujul. Granuleeritud väetiste paremus seisab selles, et nad säilivad mullas kauem, sest graanulite lahustumine toimub tema pinnalt pikkamööda.

Väetiste kasutamine seoses teiste võtetega, näiteks pinnase otstarbekohase töötlemisega, hapude pinnaste lupjamisega jne. tõstab tunduvalt põllumajandussaaduste hulka ja parandab nende omadusi. Teraviljakultuurides tõuseb valkainete sisaldus, suhkrupeedis ja viinamarjades suureneb suhkrusisalduse protsent; lina ja puuvilla kiud muutuvad vastupidavamateks jne.

LABORATOORNE TÖÖ nr. 26.

Fosforhappe anhüdrüidi ja metafosforhappe saamine.

Valmis panna:

a) reaktiivid ja materjalid — punane fosfor, sinine lakmuslahus;

b) riistad ja nõud — pika varrega lusikas aine põletamiseks, kolb või klaaspurk, põleti, tükk pappi või kork, milles on lusika varre jaoks auk.

Töö teostamise kord.

1. Valada kolvi (või purgi) põhja umbes $\frac{1}{3}$ katseklaasitäit vett.

2. Asetada lusikasse põletamiseks punast fosforit (mitte rohkem kui $\frac{1}{3}$ lusikast).

3. Soojendada fosforit ettevaatlikult, lusikat mitte kallutades, et vältida sisu sattumist kätele, mis võib tekitada põletushaavu.

4. Kui fosfor hakkab põlema, asetada lusikas (mitte kallutada) õhuga täidetud kolbi (või purki), sulgeda kolb korgiga (või purk papiga) ja lasta fosfor põleda lõpuni. Katse korraldada tõmbekapis.

5. Võtta lusikas kolvist välja (mitte asetada teda lauale, vaid tuleohutusse kohta, näit. liivanõusse, sest lusikale võivad jääda põleva fosfori jäljed).

6. Sulgeda kolb (purk), hästi loksutada, et fosforhappe anhüdriid täielikult lahustuks vees.

7. Kirjutada reaktsioonide võrrandid: a) fosfori põlemine ja b) saadud fosforhappe anhüdriidi lahustumine vees.

8. Valada saadud lahusesse veidi sinist lakmust. Mida võib panna tähele?

9. Koostada tehtud töö aruanne.

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Näidata fosfori koht perioodilises süsteemis ja tuua tema aatomi ehituse skeem.

2. Jutustada fosfori levikust looduses.

3. Milline fosfori keemiline ühend on looduses kõige enam levinud?

4. Millised allotroopsed teisendid on fosforil ja millest on tingitud nende erinevus?

5. Loetleda a) valge, b) punase fosfori omadused.

6. Kuidas tõestada, et valge ja punane fosfor on sama elemendi allotroopsed teisendid?

7. Kuidas saadakse a) valget, b) punast fosforit?

8. Loetleda, milleks kasutatakse a) valget, b) punast fosforit.

9. Jutustada fosfori keemilistest omadustest.

10. Milline aine tekib fosfori põlemisel õhus? Tuua vastava reaktsiooni võrrand.

11. Loetleda fosforhappe anhüdriidi omadused.

12. Milline hape tekib fosforhappe anhüdriidi vees lahustumisel? Kirjutada vastava reaktsiooni võrrand.

13. Mis toimub metafosforhappe vesilahuse keetmisel? Kirjutada toimuva reaktsiooni võrrand.

14. Kirjutada metafosforhappe ja ortofosforhappe struktuurvalemid.

15. Tuua: a) kaaliummetafosfaadi, b) kaaliumfosfaadi, c) kaltsiumvesinikfosfaadi ja d) kaltsiumdivesinikfosfaadi valemid.

16. Kujutada 15. küsimuses nimetatud ainete struktuurvalemid.

17. Jutustada fosforhappe omadustest. Kui suur on tema alusus?

18. Milline on järgmiste soolade lahustuvus: a) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, b) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ja c) CaHPO_4 ?

19. Mida nimetatakse a) superfosfaadiks, b) kahekordseks superfosfaadiks, c) pretsipitaadiks, d) ammosiiks?

20. Kuidas saadakse superfosfaati? Tuua vastava reaktsiooni võrrand.

21. Milline keemiline reaktsioon toimub: a) kahekordse superfosfaadi, b) pretsipitaadi saamisel?

22. Milles seisab granuleeritud väetiste paremus?
23. Mitu tonni kaltsiumfosfaati töödeldi vajaliku hulga väävelhappega, kui sealjuures saadi 5,06 t superfosfaati?
24. Mitu kg superfosfaati saadi 62 kg kaltsiumfosfaadi ja vajaliku hulga väävelhappe vastastikusel toimel?
25. Arvutada, mitu grammi kipsi — CaSO_4 sisaldab üks tonn superfosfaati?
26. Mitu gramm-molekuli kahekordset superfosfaati tekib vajaliku hulga fosforhappe — H_3PO_4 toimel kolme gramm-molekuli kaltsiumfosfaati — $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?

SÜSINIK, RÄNI JA NENDE ÜHENDID.

§ 80. Perioodilise süsteemi IV rühma üldiseloomustus.

Perioodilise süsteemi neljanda rühma pea-allrühma nimetatakse süsinikurühmaks. Siia kuuluvad süsinik, räni, germaanium, tina ja plii.

Nende elementide kõrgeim positiivne ja negatiivne valents on neli, mis on tingitud nelja elektroni olemasolust nende aatomite väliskihtides.

Süsinik ja räni ühinevad üsna kergesti vesinikuga, milline omadus iseloomustab neid kui metalloide. Võrreldes neid viienda rühma metalloididega on nad siiski vähem tüüpilised.

Teised süsinikurühma elemendid kuuluvad metallide hulka.

Neljanda rühma kõrval-allrühma moodustavad titaan, tsirkoonium ja hafnium.

§ 81. Süsinik.

Süsiniku keemiline sümbol on C; järjekorranumber 6; elektronide asetus kihtides 2; 4. Süsiniku aatomkaal on 12,01. Keemiliste elementide perioodilises süsteemis asetseb süsinik neljanda rühma teises reas.

1. Süsinik looduses.

Süsinik esineb looduses nii vabas olekus kui ka mitmesugustes arvurikastes keemilistes ühendites. Vaba süsinik esineb lihtainete — teemandi ja grafiidi kujul. Süsiniku kolmandat lihtaine vormi — sütt saadakse vaid kunstlikult. Looduses esinev kivisüsi koosneb samuti peamiselt süsinikust, mõned liigid sisaldavad teda kuni 99%.

Süsinikul on erandlik tähtsus elavas looduses, kuna

tema ühenditest koosnevad kõigi loom- ja taimorganismide koed.

Taimede ja loomade jäätmeist on tekkinud aegade jooksul mitmesugused maapõuevarad, mida tarvitatakse kütteks: kivisüsi ja teised kaevandatavate süte liigid, põlevkivi, turvas, nafta ja looduslikud põlevad gaasid.

Süsihappe soolad kuuluvad kivimite ja paljude mineraalide koostisse. Nii näiteks koosneb kriit, lubjakivi ja marmor kaltsiumkarbonaadist — CaCO_3 .

Mullas leiduvad süsihappe soolad peeneteralises kujus. Süsihappe soolade poolest rikast mulda nimetatakse mergliks. Looduslikud veed sisaldavad sageli lahustunud hapusid karbonaate. Eriti kaltsiumi $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ja magneesiumi $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ sooli.

Õhus leidub süsinikku süsihappegaasina. Vaatamata sellele, et süsinikku sisaldab elus loodus, kivisüsi, turvas jne., ei kuulu süsinik levinenuimate elementide hulka.

2. Süsiniku allotroopia.

Vaba süsinik on tuntud kolme allotroopse teisendi kujul. Need on teemant, grafiit ja amorfne süsinik, mida harilikult nimetatakse söeks.

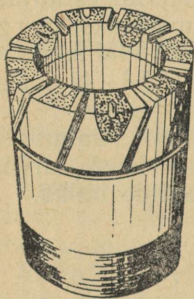
Puhas teemant kujutab endast läbipaistvat, värvuse- ta kristalset mineraali, mis ületab kõvaduselt kõik tuntud looduslikud ained. Suurele kõvadusele vaatamata on teemant rabe mineraal. Teemandi erikaal on umbes 3,5. Teemandi valguskiirte murdumise koefitsient on väga suur ja ta hajutab tugevalt valguskiiri. Sellest on tingitud teemandi sära. Teemandi sära võib suurendada lihvimise teel. Lihvitud teemante nimetatakse briljantideks. Harilikkudes lahustites teemant ei lahustu, elektrit ta ei juhi, tema soojusejuhtivus on väike.

Oletatakse, et teemandid tekkisid looduses sulanud kivimite järsul jahtumisel, mis toimus väga suure rõhu all. Kivimites lahustunud süsinik eraldus kristalse teemandi kujul.

Looduses leidub teemante kristalsete teradena kas kivimites või kivimite murenemise saadustes, liivas, liivakivis, savis jne. Üksikute teemantide suurus on kõikuv, alates õige peenikestest teradest ja lõpetades mitmekaraadi suuruste tükkidega. Karaat on teemandi ja teiste vääriskivide kaaluühik. Karaat võrdub 0,2 g. Kõige suu-

rem seni leitud teemantidest kaalus umbes 600 g. Teemante hinnatakse mitte üksi suuruse, vaid nagu kõiki teisigi vääriskive nn. «veepuhtuse» järgi. See tehniline termin tähendab looduslikkudes kivides võõrlisandite, gaaside ja vee mullide, pragude, kriimustuste jne. puudumist. Lisandid annavad teemantidele sageli mitmesuguse värvuse.

Kuumutamisel hapnikus kuni $750\text{--}800^\circ$ põleb teemant täielikult, muundudes süsihappegaasiks. Ilma õhu juurdepääsuta muundub teemant tugeval kuumutamisel grafiidiks. Isegi kõrgel temperatuuril happed ei toimi teemandisse. Sulatades teemanti salpeetri — KNO_3 ja sooda — Na_2CO_3 seguga, ta oksüdeerub ja hävib. Teemandi eriliselt suur kõvadus teeb ta tehnikas väga väärtuslikuks. Eriaramideks asetatuna kasutatakse väikesi teravaservalisi teemandi kristalle klaasi lõikamiseks.

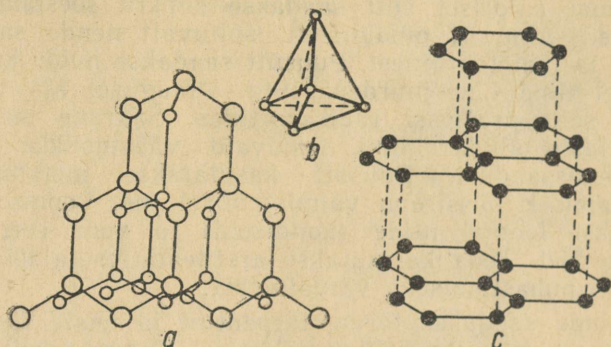


Joon. 66. Teemant-puuri kroon.

Eriti laialdaselt kasutatakse teemanti kõvade kivimite purustamisel. Selleks asetatakse teemandid erilistesse väikestesse kruvikeermelistesse terasilindritesse, mida nimetatakse kroonideks ja mis moodustavad puurimisaparaadi peaosa. Teemantide arv kroonis kõigub 6—12 piires, suurus 0,75 kuni 1,5 karaati. Teemante kasutatakse treimisel, eriti kõvade ja sitkete ainete ja materjalide, nagu elevandiluu, pronksisulamite jne. töötlemisel. Teemandi tolmu tarvitatakse vääriskivide lihvimiseks.

Grafiidi nimetus on tuletatud kreeka keelsest sõnast «grafo», mis tähendab «kirjutama». Grafiit on tumehall, läbipaistmatu metallilise läikega kristalne aine. Katsudes tundub ta rasvasena, tema erikaal on umbes 2,2. Grafiidi tükid lõhestuvad kergesti üksikuteks õhukesteks kihtideks — «soomusteks», mis kergesti liibuvad paberi ja teiste materjalide külge. Selle omaduse tõttu kasutatakse grafiiti pliiatsite tootmisel (segatult saviga) ja määrdeainena (segatult õliga). Grafiit on tulekindel. Õhus ta ei sütti, vaatamata tugevale kuumutamisele. Seepärast valmistatakse grafiidi ja savi segust tulekindlaid grafiit-tiigleid, milles sulatatakse raskelt sulavaid metalle. Puhast hapnikus põleb grafiit, muundudes süsihappegaasiks.

Kuna grafiit juhib hästi elektrit, siis valmistatakse temast elektroode. Samuti kui teemant, ei lahustu grafiit harilikudes lahustites. Looduses leidub grafiiti suurte lademetena. Nõukogude Liidus asetsevad grafiidi lademed peamiselt Siberis.



Joon. 67. a — süsiniku aatomite asetus teemandis, b — süsiniku aatomite asetus tetraedris, c — süsiniku aatomite asetus grafiidis.

Kaasajal valmistatakse grafiiti kunstlikult, milleks lastakse tugev vahelduvvool läbi kooksi, tõrva ja liiva segu. Kunstlik grafiit juhib paremini elektrit kui looduslik grafiit.

Teemandi ja grafiidi järsk erinevus on tingitud nende siseehitusest. Teemandi kristall kujutab endast nagu üht suurt molekuli, milles kõik süsinikuaatomid asetuvad üksteisest võrdsetel kaugustel (joon. 67, a). Teemandi kristallis asetuvad süsinikuaatomid korrapärase tetraeedri tippudes (joon. 67, b). Selline kristalli ehitus annab teemandile erakordse kõvaduse.

Grafiit omab kihilist ehitust, mis on tingitud tema paralleelselt asetatud «soomuste» kihtidest. Iga kiht on ehitatud korrapärase kuusnurga kujulistest molekulidest (joon. 67, c), kusjuures süsiniku aatomid asetsevad kuusnurkade tippudes. Ühes ja samas kihis on süsiniku aatomid omavahel tugevasti seotud, kuid kahe paralleelse kihi vaheline side on palju nõrgem ning seepärast lõhestub grafiit kergesti.

Amorfne süsinik (süsi) on väga raskelt sulav must amorfne aine. Harilikkudes lahustites süsi ei lahustu, kuid lahustub hästi mitmetes sulametallides, näiteks rauas. Sõe erikaal kõigub 1,8—2,1 piirides. Amorfse sõe teisendid on koks, puusüsi, loomne süsi ja tahm. Kõige puhtamat amorfset sütt saadakse suhkru söestamisega.

Sõed erinevad omadustelt, sõltuvalt nende saamise viisist ja lähtetoorainest. Puusütt saadakse puidu kuumutamisel ilma õhu juurdepääsuta. Praegusel aja teostatakse seda protsessi raudretortides. Säärane menetlus võimaldab püüda kinni tekkivaid väärtuslikke puidu lagunemissaadusi. Puusütt kasutatakse metallurgias, sepistamisel, püssirohu valmistamisel jne. Loomset sütt saadakse loomakontide (kondisüsi) ja vere (veresüsi) söestamisel. Teda kasutatakse arstiteaduses ja tööstuses lahuste puhastamiseks värvainetest.

Tahma saadakse tõrva, tärpentini ja teiste süsiniku-rikaste ainete mittetäielikul põlemisel. Tahma tarvitatakse kummi tootmisel; ta kuulub kalosside valmistamiseks vajaliku kummimassi koostisse, peale selle kasutatakse tahma musta värvina — tuššina, trükimustana jne.

Koksi, mida saadakse kivisõe kuumutamisel ilma õhu juurdepääsuta, tarvitatakse peamiselt metallurgias.

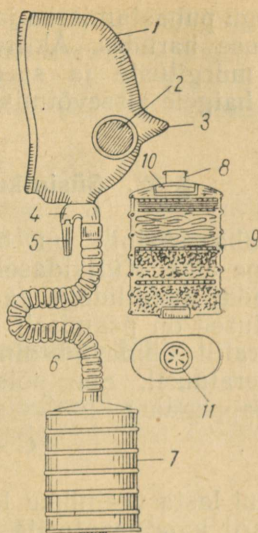
Kõik loetletud sõeliigid sisaldavad peale süsiniku veel lisandeid. Mõningad sõe teisendid, näiteks puusüsi, omavad poorset ehitust. Poorsusest on tingitud nende adsorbeerimisvõime. *Adsorptsiooniks nimetatakse ainete võimet hoida kinni oma pinnal auru, gaase ja lahustunud aineid. Adsorbeerimisvõimega aineid nimetatakse adsorbentideks.*

Puusõe adsorbeerimisvõime demonstreerimiseks täidame kaks silindrit broomiaurudega; silindrite tagapõhjakaks asetame valge ekraani. Ühte silindrisse puistame 2—3 lusikatäit peenestatud puusütt. Selles silindris võib märgata, kuidas broomi punakaspruun värvus kaob aegamööda. Värvus kaob tunduvalt kiiremini, kui pärast sõepulbri puistamist broomiga täidetud silindrisse viimast kohe raputada.

Lahustunud ainete neeldumise demonstreerimiseks laseme voolata fuksiiniga värvitud vett läbi kobeda sõekihi. Sõe adsorbeerimisomadused avastas XVIII sajandi lõpul vene akadeemik T. E. Lowitz. Viimane kasutas sütt piirituse puhastamiseks. Sellest ajast teostatakse viina-

Joon. 68. Gaasitorbik.

1 — kummist näokate, 2 — klaasid (prillid), 3 — nibu, mille abil võib sõrmega klaase seestpoolt puhastada, 4 — kolmik, 5 — väljahingamisventiil, 6 — voolik, 7 — gaasitorbiku kurn, 8 — kurna kael, 9 ja 10 — restid adsorbeerivate kihtide vahel, 11 — sissehingamisklapp.



vabrikuis piirituse puhastamist puskariõlidest filtreerimise teel läbi süte.

Kuna adsorptsioon on nähtus, mis toimub aine pinnal, siis on selge, et mida suurem on adsorbendi pindala, seda rohkem molekule võib ta siduda. Selle tõttu on poorsetel ja pulbritaolistel ainetel suuremad adsorbeerivad omadused. Peen sõepulber neelab paremini kui tükkidena võetud süsi.

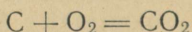
Puusõe poorid on harilikult osaliselt täidetud mitmesuguste ainetega. See asjaolu vähendab tema adsorbeerimisvõimet. Neid võimeid võib suurendada sõe vastaval töötlemisel, näiteks kuumutades sütt veeauru voolus. Uhel või teisel teel töödeldud sütt nimetatakse aktiivsõeks. Aktiivsütt kasutatakse filtreerivates gaasitorbikutes (joon. 68). Akadeemik Zelinski poolt leiutatud gaasitorbikut kasutati 1914.—1918. a. sõjas, millal ta päästis kümneid tuhandeid inimelusid.

Tööstuses kasutatakse aktiivsütt väga laialdaselt. Peale viinavabrikute kasutatakse sütt suhkrufabrikutes suhkrulahuse filtreerimiseks. Filtreerides suhkrulahust läbi sõefiltri muutub ta värvuselt valgemaks. Edasi tarvitatakse sütt kartulisuurupi, veini, taimeõlide ja rasvade puhastamiseks, ammoniaagi tootmisel lämmastiku-vesini-

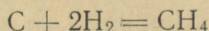
ku segu puhastamiseks ja katalüsaatorina paljudes keemiatööstuse harudes. Aktiivsütt kasutatakse ka arstiteaduses, mürgituste ja seedimishaiguste ravimisel antakse teda haigele sissevõtmiseks.

§ 82. Süsiniku keemilised omadused.

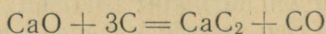
Vaba süsinik on harilikes tingimustes keemiliselt inertne aine. Küllaldaselt kõrgel temperatuuril ühineb ta enamiku metallidega ja paljude metalloididega. Sellised omadused on peamiselt amorfsel süsinikul, kuna teemant ja grafiit ühinevad ainult hapnikuga ja sedagi kõrgel temperatuuril. Sõe põlemisel õhus või hapnikus tekib süsihappegaas:



Kui lasta vesinikku läbi hõõguvate süte kõrgel temperatuuril katalüsaatorite juuresolekul, tekib gaas — metaan (CH_4):



Süsiniku ühendid metallidega, mida nimetatakse karbiidideks, tekivad samuti väga kõrgel temperatuuril. Kõige rohkem kasutatakse neist kaltisumkarbiidi — CaC_2 , mida saadakse elektriahus kaltsiumoksüüdi — CaO ja sõe segu sulatamisel temperatuuril üle 3500° . Kaltsiumkarbiidi tekkimise reaktsiooni väljendab võrrand:



Ühendit, mis koosneb süsinikust ja ränist, nimetatakse karborundiks — SiC . Karborundi kasutatakse abrasiivtööstuses, kuna ta kõvaduselt seisab teemandi läheduses. Abrasiivtööstuseks nimetatakse sellist tööstusharu, mis valmistab lihvimise kettaid, luiske ja teritamisriistu (käiu).

Juhtides väävliauru läbi hõõguvate süte tekib väävelsüsinik — CS_2 , värvuseta, äärmiselt ebameeldiva lõhnaga väga mürgine ja tuleohtlik vedelik. Väävelsüsinikku tarvitatakse rasvade, õlide ja teiste ainete lahustamiseks.

Süsinik on tugev redutseerija. Ta võib redutseerida metalle nende oksüüdidest. Sellel süsiniku omadusel põh-

jenebki metallide saamine maakidest, milles nad on ühinenud hapnikuga. Süsiniku redutseerivaid omadusi võib demonstreerida, soojendades vaskoksüüdi ja puusöe segu. Järgneval reaktsioonil toimub vaskoksüüdi redutseerimine:



Süsihappegaasi läbimisel lubjaveest läheb viimane tekkiva CaCO_3 tõttu häguseks, mis tõendab süsihappegaasi olemasolu.

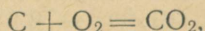
§ 83. Süsiniku hapnikuühendid.

Tähtsamad süsinikuühendid hapnikuga on tema oksüüdid: süsinikoksüüd — CO ja süsinikdioksüüd (süsihappe anhüdriid) — CO_2 .

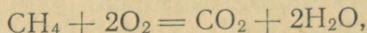
1. Süsinikdioksüüd.

Süsinikdioksüüd on süsiniku kõrgeim oksüüd, milles tema valents on neli. Harilikult nimetatakse süsinikdioksüüdi süsihappegaasiks. Et süsinikdioksüüd veega ühinedes tekitab süsihappe, siis on tema teine nimetus süsihappe anhüdriid.

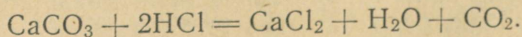
Süsihappegaas tekib mitmesugustel reaktsioonidel, näiteks söe põlemisel õhus või hapnikus:



süsinikku sisaldavate liitainete, näiteks metaan — CH_4 põlemisel:

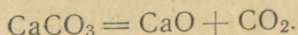


hapete toimel süsihappe sooladesse, näiteks soolhappe — HCl toimel kaltsiumkarbonaadisse — CaCO_3 :



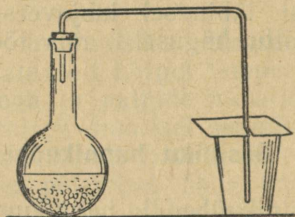
Viimast süsihappegaasi saamise viisi kasutatakse laboratorsetes tingimustes; kaltsiumkarbonaat võetakse marmori kujul (joon. 69).

Tööstuses saadakse süsihappegaasi lubjakivi või kriidi põletamise (õigemini kuumutamise) kõrvalsaadusena:



Selle protsessi põhisaaduseks on kustutamata lubi — CaO.

Looduslikes tingimustes tekib süsihappegaasi süsiniku ühendite oksüdeerumisel. Selliste protsesside hulka kuuluvad: kütteenete põlemine, hingamine, käärimine, loomsete ja taimsete jäätmete kõdunemine jne.



Joon. 69. Klaasi täitmine süsihappegaasiga.

2. Süsihappe anhütriidi omadused.

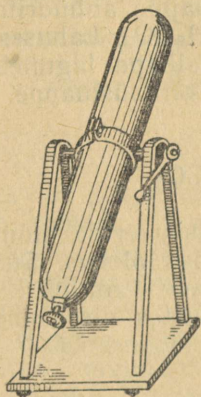
Süsihappe anhütriid on värvusetu ja lõhnata, õhust poolteist korda raskem gaas. Seda gaasi võib valada nagu vetti ühest nõust teise. Umbes 60 at rõhul muutub süsihappegaas ehk süsihappeanhütriid värvusetu vedelikuks, mida hoitakse terasballonides. Vedela süsihappe anhütriidi kiirel auramisel tekib tahke valge lumetaoline mass, mis, ilma et ta sulaks, $-78,5^{\circ}$ temperatuuril muutub auruks. Tahket süsihappe anhütriidi pressitud kujul nimetatakse «kuivaks jääks». Viimane jahutab pikka-mööda aurustudes ümbritsevat õhku. Selle omaduse tõttu kasutatakse «kuiva jääd» kiirestiriknevate toiduainete transportimisel, jäätise tootmisel ja hoidmisel jne. Kuna süsihappegaas ei söodusta bakterite ja hallitusseente elutegevust, siis säilivad toiduained selle gaasi atmosfääris tunduvalt kauem kui harilikes tingimustes.

Süsihappe anhütriid ei põle ega võimalda enamiku teiste ainete põlemist. Kui pistame põleva pirru süsihappegaasiga täidetud anumasse, siis kustub pird kohe. Süsihappegaasiga võib kustutada põlevat bensiini. Süsihappegaasis põlevad ainult need ained, mille sugulus hapnikuga on suurem kui süsinikul. Kui me näiteks pistame süüdatud magneesiumilindi anumasse, mis on

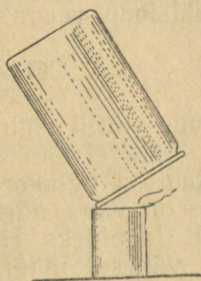
täidetud süsihappegaasiga, siis jätkub magneesiumi põlemine ja tekib magneesiumoksüüd — MgO ja vaba süsinik — C :



Vees lahustub süsihappegaas üsna hästi. Üks ruumala vett lahustab 20° temperatuuril ühe ruumala süsihappegaasi.

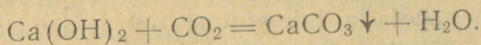


Joon. 70. Balloon vedela süsihappe anhüdriidiga.



Joon. 71. Põleva bensiini kustutamine süsihappegaasiga.

Süsihappegaas tekitab sooli, reageerides aluselist oksüüdidega, alustega ja teiste sooladega. Näiteks süsihappegaasi — CO_2 juhtimisel läbi lubjavee — $Ca(OH)_2$ tekib kaltsiumkarbonaadi — $CaCO_3$ sade ja vesi:



Nagu varem mainiti, võib seda reaktsiooni kasutada süsihappegaasi kvalitatiivseks määramiseks.

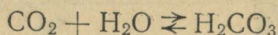
Süsihappe anhüdrüidi kasutatakse keemiatööstuses sooda tootmisel, toiduainete tööstuses karastavate jookide valmistamisel, suhkru tootmisel, tulekustutusaparaatide täitmiseks ja paljudel muudel juhtudel.

«Kuiva jääd» kasutatakse selliste põlevate ainete kustutamiseks, mis ei tohi kustutamisest määrduda, näi-

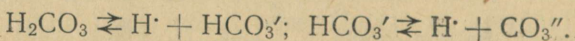
teks tulekahju puhul pildigaleriides, muuseumides jne. Leegi kustutamisel «kuiva jää» abil väljub viimane aparaadist erilise toru kaudu. Tahked, leeki kustutavad ained on eriti kohased järsku tekkiva tulekahju kustutamiseks lennukites, garaažides ja samuti keemiatööstuse ettevõtetes.

2. Süsihape H_2CO_3 .

Vees lahustudes reageerib süsihappe anhüdriid osaliselt veega, tekitades süsihappe — H_2CO_3 . Lahuses leidub süsihappe molekule vähe, kuna süsihape laguneb veeks ja süsihappe anhüdriidiks. Seega on süsihappe anhüdridi reaktsioon veega pöörduv.



Ebapüsivuse tõttu võib süsihape eksisteerida ainult vesilahuses. Teda ei saa eraldada vabas olekus. Süsihappe valem tehti kindlaks tema soolade analüüsi kaudu. Süsihape on väga nõrk hape. Lahustes dissotsieerub ta peamiselt ioonideks H^+ ja HCO_3' ; ioone CO_3'' tekitab ta väga vähesel määral:



4. Süsihappe soolad.

Süsihape on kahealuseline hape. Ta tekitab kahteliiki sooli; keskseid ja hapusid.

Keskseid süsihappe sooli nimetatakse süsihappe sooladeks ehk karbonaatideks. Hapusid süsihappe sooli nimetatakse vesinikkarbonaatideks ehk bikarbonaatideks.

Süsihappe soolade lahustuvus on erinev. Süsihappe sooladest lahustuvad vees vaid kaaliumi, naatriumi ja ammoniumi soolad. Suurem osa hapudest süsihappe sooladest lahustub vees hästi. Süsihappe sooli iseloomustab süsihappegaasi eraldumine hapete toimel. Sellel süsihappe soolade omadusel põhineb süsihappegaasi laboratoorne saamise viis.

Teiseks süsihappe soolade iseloomulikuks tunnuseks on nende lagunemine suuremal või vähemal soojendamisel, mille juures eraldub süsihappegaas. Keskseid soo-

Süsihappe soolade tabel.

Süsihappe soolade (karbonaatide) molekulid sisaldavad happejääki — CO_3

Hapude süsihappe soolade (vesinikkarbonaatide) molekulid sisaldavad happejääki — HCO_3

Na_2CO_3 — naatriumkarbonaat

K_2CO_3 — kaaliumkarbonaat

CaCO_3 — kaltsiumkarbonaat

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ — ammoniumkarbonaat

NaHCO_3 — naatriumvesinikkarbonaat e. naatriumbikarbonaat

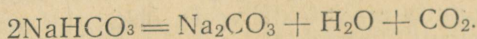
KHCO_3 — kaaliumvesinikkarbonaat e. kaaliumbikarbonaat

$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ — kaltsiumvesinikkarbonaat e. kaltsiumbikarbonaat

NH_4HCO_3 — ammoniumvesinikkarbonaat e. ammoniumbikarbonaat

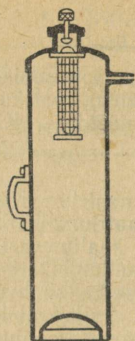
lad lagunevad palju kõrgemal temperatuuril kui hapud süsihappe soolad.

Süsihappe soolade ebapüsivus soojendamisel sõltub soola koostisse kuuluva metalli loomusest. Hapude süsihappe kaaliumi ja naatriumi soolade lagunemise saadused on kesksed süsihappe vastavate metallide soolad. Nii näiteks muundub naatriumvesinikkarbonaat — NaHCO_3 soojendamisel naatriumkarbonaadiks, mille juures eraldub süsihappegaas ja vesi:

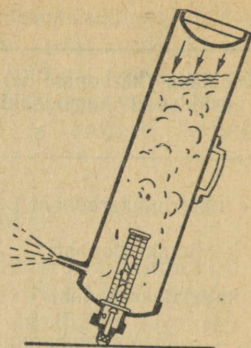


Selle omaduse tõttu kasutatakse tahket naatriumvesinikkarbonaati põlevate kerge metallide ja teiste ainete kustutamisel, samuti torustikust ja gaasihoidlaist väljatunginud põlema süttinud gaaside kustutamiseks. Selleks paiskub naatriumvesinikkarbonaat — NaHCO_3 suure rõhuga välja erilistest kantavaist aparaatidest või alaliselt töötavaist seadeldistest. Naatriumvesinikkarbonaadi soojendamisel tekkinud süsihappegaas ja veeaur isoleerivad leegi põlevat eset ümbritsevast õhust.

Tähtsamad süsihappe soolad on järgmised: CaCO_3 — kaltsiumkarbonaat (süsihapu kaltsium). See sool esineb looduses kriidina, marmorina ja lubjakivina (lubjapaena). Lubjakivi kasutatakse ehitusteks, väetisena (muldade lubjamine) ja lubja saamiseks. Selget ja värvusetat lubjakivi teisendit — kaltsiiti — kasutatakse mõnede optiliste riistade valmistamiseks. Kriiti vajatakse seinte val-



Joon. 72. Tulekustutamisaaparaat (skeem).



Joon. 73. Tulekustutamisaaparaat tegevuses (skeem)

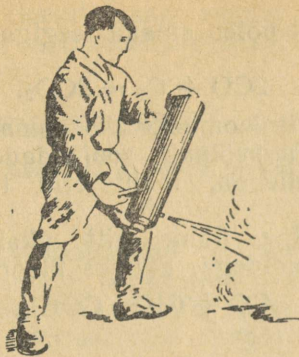
gendamiseks, hamba- ja poleerimispulbrite valmistamiseks, lubja põletamiseks ning ehitustöödel.

Marmorit kasutatakse ehitustöödel seinte katteks, skulptuurtöödel jne. Na_2CO_3 — naatriumkarbonaati (süsihapu naatrium, tehniline nimetus sooda, pesusooda) leidub merevetikate tuhas ja lahustunult mõningate järvede vees. Vesilahustest kristalliseerub see sool välja kristallhüdraadi $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (kristallsooda) kujul. Viimase kuumutamisel tekib veeta ehk niinimetatud kaltsineeritud sooda.

Sooda on keemiatööstuse põhilisi saadusi. Teda kasutatakse klaasi, seebi ja paberi tootmisel, riide värvimisel, koduses majapidamises jne. NaHCO_3 — naatriumvesinikkarbonaati ehk naatriumbikarbonaati (tehniline nimetus söögisooda) kasutatakse arstiteaduses, kondiitritööstuses, koduses majapidamises, leivaküpsetamisel, villa ja siidi pesemisel jne.

Seda soola kasutatakse niinimetatud vahttulekustutusaparaatides (joon. 72).

Kustutusaparaadi ballooni täidetakse peaaegu pooleni NaHCO_3 kontsentreeritud lahusega, kuhu on lisatud vahtu tekitavaid aineid. Ballooni ülemisse ossa on asetatud kinnijoodetud klaastoru kontsentreeritud väävelhappega. Et panna tulekustutajat tööle, selleks keeratakse ta põhjaga ülespoole ja lüüakse lööknõela peaga vastu põrandat (joon. 73).



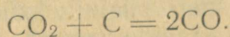
Joon. 74. Tulekustutamisaparaadiga leeki kustutamas.

Lööknõel purustab klaastoru, millest väljuv väävelhape toimib soodasse. Tekkiva süsihappegaasi mõjul hakkab vedelik vahutama ja paiskub tugeva joana tulekustutamisaparaadist välja. Vahutav süsihappegaasiga küllastatud vedelik katab põleva eseme ja takistab õhu juurdepääsu (joon. 74).

5. Süsinikoksüüd (vingugaas).

Süsinikoksüüdis CO on süsinik kahevalentne.

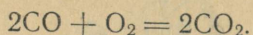
Süsinikoksüüd tekib süsihappegaasi reageerimisel hõõguvate sütega:



Süsinikoksüüd tekib süte või süsinikku sisaldavate kütteainete põlemisel kõrgel temperatuuril hapniku puudulikul juurdepääsul.

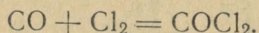
Süsinikoksüüd on värvusetu, õhust veidi kergem, vees lahustumatu väga mürgine gaas. Mürgitusohtu suurendab lõhna puudumine süsinikoksüüdil. Sageli põhjustab süsinikoksüüdi- (vingu-) mürgitust ahju kütmisel enneaegne korstnasiibri sulgemine. Ohtlik on sulgeda siibrit, kui ahju on jäänud veel hõõguvaid süsi. Süsinikoksüüdi sisaldavad elule ohtlikus hulgas ka autode heitgaasid. Sellepärast ei tohi mootorit käivitada suletud ustega garaazhis.

Süsinikoksüüd põleb sinaka leegiga, muundudes süsihappegaasiks:



Süsinikoksüüdi iseloomustavaks omaduseks on tema tugev redutseerimisvõime: soojendades süsinikoksüüdi metallide oksüüdidega, redutseerib ta neid vabadeks metallideks.

Süsinikoksüüd ei ühine mitte üksi hapnikuga, vaid ka teiste metalliididega, näiteks klooriga:



Cl

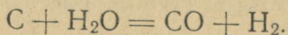
Struktuurvalem $\begin{array}{c} \diagup \\ \text{C}=\text{O} \\ \diagdown \\ \text{Cl} \end{array}$. Reaktsiooni saadust nimetatakse

fosgeeniks. Fosgeen tekib valguse toimel võrdsetes ruumalades võetud süsinikoksüüdi ja kloori segusse. (Fosgeen tähendab kreeka keelest tõlkes «valguse toimel tekkinud».) Fosgeen on väga mürgine gaas. Esimeses maailmasõjas 1914.—1918. aastal kasutati fosgeeni sõjagaasina. Fosgeeni tarvitatakse ka orgaaniliste värvainete sünteesil.

Süsinikoksüüdi sisaldavad mitmed gaasilised kütta-ainete liigid. Gaasilistest küttaainetest on tähtsamad: generaatorgaas, vesigaas, koksi- ehk majapidamisgaas jt.

Generaatorgaasi saadakse õhu juhtimisel läbi hõõguva söekihi erilistes ahjudes — gaasigeneraatorites. Generaatorgaas koosneb süsinikoksüüdi, lämmastiku ja vähese hulga teiste gaaside segust.

Vesigaasi saadakse veeaurude juhtimisel läbi hõõguvate süte:



Nagu toodud võrrandist nähtub, koosneb vesigaas võrdsetes ruumalades süsinikoksüüdist ja vesinikust. Seda gaasi ei kasutata mitte üksi kütteks, vaid ka vesiniku saamiseks ammoniaagi sünteesil.

Koksigaasi (teisiti kivisöe ehk majapidamisgaasi) saadakse kivisöe kuumutamisel kõrgel temperatuuril ilma õhu juurdepääsuta.

Majapidamisgaas on mitme gaasi: süsinikoksüüdi, metaani, vesiniku, süsihappegaasi ja lämmastiku segu.

Majapidamisgaasi kasutatakse sageli ühes loodusliku gaasiga tööstuses, laboratooriumides ja kodus majapidamises.

LABORATOORNE TÖÖ nr. 27.

Süsihappe anhüdrüidi saamine ja tema omaduste tundmaõppimine.

Valmis panna:

a) reaktiivid ja materjalid — marmori tükikesed, soolhape (1:4), sinine lakmuslahus, lubjavesi, pIRRUD;

b) riistad ja nõud — Kipp'i aparaat, 2 purki (või keeduklaasi), üks katseklaas mahult 100 ml, teine 150—200 ml.

Töö teostamise kord.

1. Täita Kipp'i aparaadist saadud süsihappegaasiga suurem keeduklaas, proovides seda põleva pIRRUGA. Kui klaas on täidetud süsihappegaasiga, valada ta ettevaatlikult ja pikkamööda teise keeduklaasi. Proovida mõlema klaasi sisu põleva pIRRUGA.

2. Mis tekib, kui valada süsihappegaasiga täidetud klaasi veidi lubjavett? Kirjutada reaktsiooni võrrand. Lasta läbi lahuse süsihappegaasi, kuni kaob valge hägu. Miks lahustus valge hägu? Kirjutada vastava reaktsiooni võrrand. Teha järeldus keskse ja hapu soola lahustuvuse kohta.

3. Eelmisel katsel saadud läbipaistvat lahust soojendada (keeduklaasis või katseklaasis). Mida võib panna tähele? Kirjutada reaktsiooni võrrand.

4. Juhtida süsihappegaas läbi sinise lakmuslahuse. Seletada, kuidas muutus lakmuse värvus.

5. Kirjutada teostatud töö aruanne.

LABORATOORNE TÖÖ nr. 28.

Hapete toime süsihappe sooladesse.

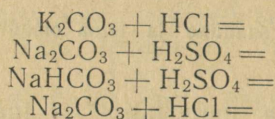
Valmis panna:

a) reaktiivid ja materjalid — happed (lahjendatud): sool- ja väävelhape, kuivade sooladena CaCO_3 ja NaHCO_3 ; Na_2CO_3 ja K_2CO_3 lahused, lubjavesi, kriit;

b) riistad ja nõud — statiiv ühes katseklaasidega.

Töö teostamise kord.

1. Üksikuis katseklaasides teostada järgmised katsed ja kirjutada reaktsioonidele vastavad võrrandid (soolad võtta lahustena):



2. Asetada ühte katseklaasi tükike kriiti (lubjakivi või marmorit), ja teise — puistata veidi naatriumvesinikkarbonaati — NaHCO_3 . Mõlemale ainele valada vähehaaval (et vältida liiga tormilist reaktsiooni) soolhapet. Mida võib panna tähele? Kirjutada vastavate reaktsioonide võrrandid.

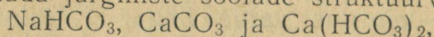
3. Puhtasse katseklaasi valada veidi lubjavett. Lubjavette asetada puhas klaastoru (otste teravad ääred enne ümmargusteks sulatada). Puhuda ettevaatlikult lubjavette läbi torukese hingeõhku. Seletada, mis toimub.

4. Koostada teostatud töö aruanne.

5. Vastata küsimustele ja lahendada ülesanne:

a) millisesse oksüüdide tüüpi kuulub süsihappegaas? Tõestada vastus vastava reaktsiooni võrrandiga.

b) kirjutada järgmiste soolade struktuurvalemid:



c) mitu grammi kriiti kulub 2,2 g süsihappegaasi saamiseks?

LABORATOORNE TÖÖ nr. 29.

Söe adsorbeerimisvõime.

Valmis panna:

a) reaktiivid ja materjalid — puusüsi tükkidena ja pulbrina, indigo (või lakmus), väävelvesinikuvett (1 ml väävelvesinikuvett 50 ml vee kohta), plii- või vasknitraati;

b) nõud ja riistad — statiiv katseklaasidega, piirituslamp, lehter paberfiltriga.

Töö teostamise kord.

1. Puistata katseklaasi, milles on lahjat lakmuslahust (või indigot) 1 lusikatäis pulbriks peenestatud

puusütt ja hästi loksutada. Filtrida lahus teise katseklaasi. Mida võib panna tähele?

2. Valada katseklaasi hästi lahjendatud väävelvesiniku vett ja puistata 1—2 lusikatäit puusöepulbrit, katseklaasi sisu hästi loksutada ja vedelik filtreerida. Nuusutada filtraati. Millega seletada lõhna kadumist?

3. Puistata kuiva katseklaasi umbes 1 g pliinitraati (või vasknitraati). Asetada katseklaas klambrisse ja soojendada. Soola kristallide purunemise tõttu võib kuulda kerget priginat; edasi hakkab sool lagunema. Millised ained tekivad soola lagunemisel? Puistata katseklaasi umbes $\frac{1}{2}$ lusikatäit söepulbrit ja katkestada soojendamine. Mis toimub, kui sulgeda katseklaas korgiga ja lasta sisul jahtuda. Millistele söe omadustele viitab teostatud katse?

4. Koostada teostatud töö aruanne ja vastata küsimustele:

a) miks suureneb söe peenestamisel tema adsorbeerimisvõime?

b) kus kasutatakse söe adsorbeerivat omadust?

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Näidata süsiniku koht perioodilises süsteemis ja kujutada tema aatomi ehitus.

2. Jutustada süsiniku levikust looduses.

3. Loetleda a) teemandi, b) grafiidi omadused ja kasutamiseviisid.

4. Kuidas tõestada, et teemant ja grafiit koosnevad sama elemendi aatomitest.

5. Mida nimetatakse a) adsorptsiooniks, b) adsorbentideks? Näidata, kus kasutatakse tehnikas adsorbente.

6. Jutustada süsiniku keemilistest omadustest.

7. Loetleda süsihappe anhüdrüidi a) füüsikalised ja b) keemilised omadused ja tema kasutamisalad tehnikas.

8. Mis on «kuiv jää» ja kus teda kasutatakse?

9. Kuidas nimetatakse a) keskseid, b) hapusid süsihappe sooli? Tuua näiteid.

10. Kuidas suhtuvad süsihappe soolad a) soojendamisele, b) hapete toimele? Tuua vastavate reaktsioonide võrrandid.

11. Millised mineraalid ja kivimid on tekkinud süsihappe sooladest?

12. Näidata süsihappe soolade tähtsamaid kasutamisalasid.

13. Milline on kaltsiumkarbonaadi ja kaltsiumvesinikkarbonaadi lahustuvus vees?

14. Tuua ainete valemid, mille tehnilised nimetused on järgmised: a) kaltsineeritud sooda, b) söögisooda.

15. Millisel keemilisel reaktsioonil põhineb vahttulekustutaja kasutamine?

16. Arvutada, kui palju eraldub süsihappegaasi 100 kaaluosa kristalse kaltsiumkarbonaadi soojendamisel.

17. Millist ainet nimetatakse süsinikoksüüdiks? Tuua tema rahvalik nimetus.

18. Jutustada süsinikoksüüdist: a) tema saamisviisidest, b) füüsikalistest omadustest, c) keemilistest omadustest, d) kasutamisest tehnikas, e) süsinikoksüüdi toimest inimorganismi.

19. Mida kujutab endast a) vesigaas, b) generaatorgaas, c) majapidamisgaas?

20. Lahendada ülesanded:

a) Mitu grammi süsihappegaasi kulub 25 g kaltsiumkarbonaadi muundamiseks kaltsiumvesinikkarbonaadiks?

b) Arvutada, kui palju lupja — CaO kulub, et saada 2,2 kg kaltsiumkarbiidi — CaC_2 . Kui palju eraldub selle juures süsinikoksüüdi?

c) Kui palju süsinikku redutseerib 40 g vaskoksüüdi vaseks?

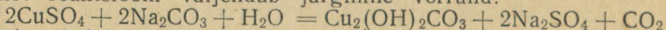
d) Kui palju süsihappegaasi eraldub:

1) 10 kg kaltsiumkarbonaadi,

2) 4 kg magneesiumkarbonaadi,

3) 3,2 kg naatriumvesinikkarbonaadi lagunemisel?

21. Laboratoorselt saadakse aluseline vaskkarbonaat $[\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3]$ sooda — Na_2CO_3 toimel vasksulfaadi lahusesse, millist reaktsiooni väljendab järgmine võrrand:



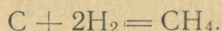
Arvutada, kui palju kulub soodat, et muuta 16 g vasksulfaati täielikult aluseliseks vaskkarbonaadiks.

§ 84. Süsivesinikud.

Süsinik tekitab vesinikuga ühendeid, mida nimetatakse süsivesinikeks. Lihtsaim neist on metaan — CH_4 . Metaani nimetatakse teisiti soogaasiks ehk kaevandusgaasiks, kuna ta tungib välja soisest pinnasest ja sisaldub söekaevanduste õhus. Soos tekib metaan taimede ja loomade jäänuste lagunemisel ilma õhu juurdepääsuta. Kaevandustes tekib ta kivisöe maa-alusel lagunemisel. Palju metaani sisaldab lahustunud olekus nafta. Mõnikord tungib ta nafta leiukohtadest maa seest välja, tekitades looduslikke gaasiallikaid. Mõnest loodusliku gaasi leiukohast saadakse teda väga suurel hulgal. Metaani kasutatakse kütusena, samuti ka tooraineks keemiatööstuses. Nii varustatakse Saraatovi loodusliku gaasiga Moskvat erilise gaasijuhtme kaudu.

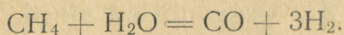
1. Metaan.

Metaani võib saada sünteetiliselt süsinikust ja vesinikust:

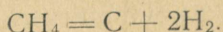


See reaktsioon toimub kõrgel temperatuuril (umbes 1200°) katalüsaatori juuresolekul.

Metaan on värvusetu, lõhnata, umbes kaks korda õhust kergem, vees halvasti lahustuv gaas. Ta põleb sinaka leegiga. Öhu ja metaani segu plahvatab süütamisel. Veeauru toimel 800—1000° temperatuuril tekib segu, mis sarnaneb vesigaasiga:



Saadud segust eraldatakse tööstuslikult vesinik, mis läheb ammoniaagi sünteesiks ja muudeks tehnilisteks tarveteks. Elektriikaare leegis võib metaani lagundada süsinikuks ja vesinikuks:

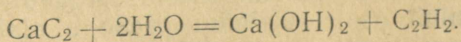


Sellel reaktsioonil saadud süsinik esineb siin tahmana ning teda kasutatakse kummi tootmisel ja trükimustana. Praegusel ajal saadakse tööstuses tahma peamiselt metaanist. Metaani võib kasutada kütteenaina sisepõlemismootorites. Metaanist saadakse mitmesuguseid keemiatööstuse saadusi, samuti võib ta asendada atsetüleenil metallide autogeensel keevitamisel ja nende lõikamisel.

2. Atsetüleen.

Atsetüleen (C_2H_2) kuulub samuti süsivesinike hulka. Tema struktuurivalem on järgmine: $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$. Atsetüleenil molekulis on süsinikuaatomite vahel kolmekordne side.

Atsetüleenil saadakse vee toimel kaltsiumkarbiidi:



Selliselt saadud atsetüleenil on ebameeldiv lõhn, mis on tingitud kaltsiumkarbiidis leiduvatest lisanditest.

Puhtal atsetüleenil puudub lõhn peaaegu täiesti. Atsetüleen on värvuseta, väga mürgine gaas. Atsetüleen ja õhu või hapniku segu tekitab süütamisel tugeva plahvatuse. Kokkusurutult, eriti aga vedelas olekus plahvatab atsetüleen isegi väikesest tõukest. Seepärast hoitakse ja transporditakse atsetüleeni atsetoonlahusena. Õhu käes põleb atsetüleen heleda nõgise leegiga, hapniku joas aga nõeta leegiga, tekitades väga kõrge temperatuuri. Sellepärast kasutatakse atsetüleen-hapniku leeki metallide autogeensel keevitamisel ja lõikamisel.

Atsetüleenil on suur tähtsus kui lähteainel paljude keemiliste ühendite, näiteks äädikhappe saamisel.

§ 85. Orgaanilised ained.

Metaan ja atsetüleen on süsivesinike esindajad. Süsivesinikud moodustavad kõige lihtsamate orgaaniliste ühendite klassi. Orgaanilisteks aineteks nimetatakse arvurikkaid süsinikuühendeid, välja arvatud tema oksüüdid, süsihape ja selle soolad. Orgaaniliste ainete hulka kuuluvad näiteks suhkur, viinpiiritus, tärklis, rasv, valgud, kautšuk ja teised. Orgaanilisi aineid tuntakse miljonid, samal ajal kui kõigi teiste elementide ühendeid, mida nimetatakse anorgaanilisteks ühenditeks — tuntakse mõnikümme tuhat. Ainete liigitamine orgaanilisteks ja anorgaanilisteks on tinglik. Omal ajal arvati, et orgaanilised ained võivad tekkida ainult loom- ja taimorganismides erilise «elujõu» osavõtul. Tol ajal peeti orgaaniliste ainete saamist sünteetiliselt põhimõtteliselt võimatuks.

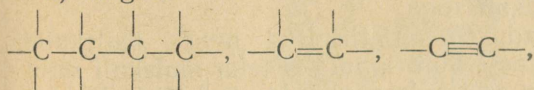
Orgaanilisi aineid saadi laboratoorselt esimest korda alles XIX sajandi algul. Praegusel ajal ei tehta vahet anorgaaniliste ja orgaaniliste ainete vahel. Sellegipoolest orgaanilisi aineid käsitletakse keemia eriosas — orgaanilises keemias.

Selle põhjuseks on asjaolu, et orgaanilisi aineid on väga palju ja neil on mõningad omapärased omadused, mis nõuavad erilisi uurimismeetodeid. Orgaaniliste ainete koostisse kuulub peale süsiniku peaaegu alati vesinik. Enamik orgaanilisi aineid sisaldab veel hapnikku. Harvmini leidub neis lämmastikku, väävlit, fosforit ja teisi elemente.

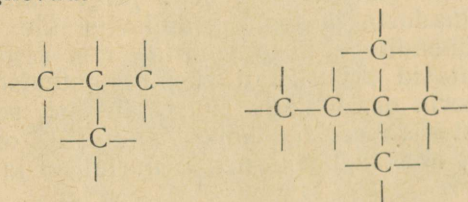
Süsinikuühendite arvurikkus on tingitud süsiniku aatomite omadusest ühineda vahetult omavahel, kusjuures tekivad mitmekesise koostise ja ehitusega molekulid. Nad tekitavad sirgeid või hargnevaid ahelaid ja suletud ringe (tsükleid).

Ahelate näiteid.

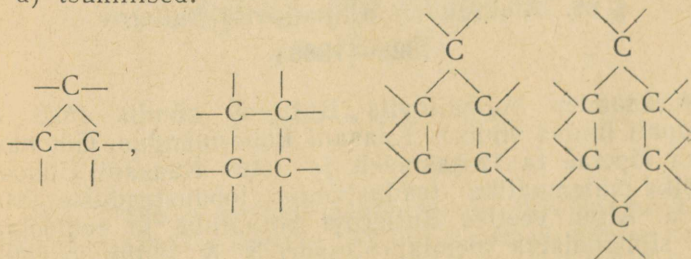
a) sirged:



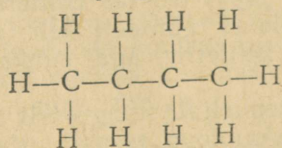
b) hargnevad:



d) tsüklilised:



Neis skeemides on iga vaba valentsühik tähistatud kriipsuga; orgaaniliste ühendite struktuurvalemites on iga selline «vaba» kriips ühendatud kas vesinikuga või mõne teise ühevalentse elemendiga. Nii on näiteks butaani struktuurvalem järgmine:



Kaasaegse orgaanilise keemia aluseks on süsinikuühendite ehituse teooria, mille loojaks on kuulus vene tead-

lane A. M. Butlerov. Selle ehituse teooria põhialused on järgmised:

1. Aatomid on molekulis üksteisega seotud kindla korra järgi.

2. Aatomid on molekulis seotud vastavalt nende valentsile. Enamikus orgaanilistes ühendites on süsiniku valents neli. Kõigi molekuli moodustavate aatomite valentsid on alati küllastatud, s. t. neid kasutatakse aatomite sidumiseks üksteisega.

3. Ainete omadused on tingitud nende molekulide ehitusest. Sel põhjusel võib kindlaks teha molekuli struktuuri ainete omaduste tundmaõppimise teel. Teiselt poolt, tundes molekuli ehitust, võib selle järgi otsustada aine keemiliste omaduste ja tema saamisviisi üle.

Süsinikuühendite ehituse teooriat, mis avaldati 1861. aastal, kinnitasid arvurikkad eksperimentaalsed uurimised. See teooria omab väga suurt tähtsust, sest ta võimaldab süstematiseerida kõiki andmeid orgaaniliste ainete kohta, olles juhiseks nende uurimisel ja sünteesil.

§ 86. Aleksander Mihhailovitš Butlerov.

(1828—1886)

Aleksander Mihhailovitš Butlerov sündis 1828. a. Tšitopoli linnas endises Kaasani kubermangus. Gümnaasiumi lõpetas ta 16-aastaselt ja astus Kaasani Ülikooli füüsika-matemaatika teaduskonna loodusteaduste osakonda. Algul veetles Butlerovi botaanika ja zoologia, kuid silmapaistva keemiaprofessori N. N. Zinini loengute mõjul otsustas ta hakata keemikuks. Ülikooli lõpetamise järel jääti Butlerov ülikooli juurde teadusliku tegevuse ettevalmistuse otstarbel.

Juba 23-aastaselt 1852. aastal hakkas ta õpetama keemiat Kaasani Ülikoolis.

50-ndate aastate lõpul teostas Butlerov rea hiilgavaid sünteesi. Ta valmistas sünteetiliselt urotropiini. Oma kuulsuse saavutas Butlerov aga suhkruaadse sünteesi teostamisega.

Arstide ja looduseuurijate kongressil 1861. aastal Karlshuses esines ta ettekandega teemal «Kehade keemilisest ehitusest». Selles ettekandes formuleeris Butlerov süsinikuühendite ehituse teooria põhialuseid. Juhindudes oma

teoriast sai Butlerov esimest korda sünteetiliselt tertsi-
aarset alkoholi. See süntees tõendas hiilgavalt süsiniku-
ühendite ehituse teooria õigsust ja oli põhjuseks, miks
teda üldiselt tunnustati.



A. M. Butlerov (1828—1886).

1864.—1866. a. kirjutas Butlerov oma tähelepanuväärse
õpiku «Orgaanilise keemia täieliku tundmaõppimise sisse-
juhatus». See õpik, milles orgaanilist keemiat käsitletakse
esimest korda süsinikuühendite ehituse teooria seisukohalt,
soodustas Butlerovi vaadete levikut mitte üksi kodumaal,
vaid ka välismaal.

Peale oma teaduslikkude tööde on Butlerov tuntud
veel kui tähtis ühiskonnategelane, kes aitas palju kaasa
teadusalaste teadmiste levitamisel. Butlerov oli andekas
pedagoog, ta lõi teadlaste koolkonna, kes jätkasid Butle-
rovi poolt näidatud suunda keemias.

A. M. Butlerov suri 1886. a.

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Milliseid aineid nimetatakse süsivesinikeks?
2. Jutustada metaanist: a) tema koostisest ja ehitusest, b) tema saamisviisidest ja leidumisest looduses, c) füüsikalistest omadustest, d) keemilistest omadustest, e) kasutamisest tehnikas.
3. Jutustada atsetüleenist: a) tema koostisest ja ehitusest, b) saamisest, c) füüsikalistest ja keemilistest omadustest, d) kasutamisest.
4. Missuguseid aineid nimetatakse orgaanilisteks?
5. Miks süsinikuühendeid käsitletakse erilises keemiaharus?
6. Millest on tingitud süsinikuühendite arvurikkus?
7. Loetleda süsinikuühendite ehituse teooria põhilused.

§ 87. Räni.

Räni keemiline märk on Si, järjekorranumber 14, elektronide asetus tuurnakihtides 2; 8; 4, aatomkaal 28,09.

Keemiliste elementide perioodilises süsteemis asub räni neljandas rühmas süsinikust allpool. Räni aatomite väliskihis on 4 elektroni, mis põhjustab ränil nii positiivse kui ka negatiivse valentsi olemasolu. Räni valentsi maksimaalne suurus on neli. Elektronide külgetõmbejõud on ränil nõrgem kui süsinikul, millest tingitult on räni, võrreldes süsinikuga, vähem tüüpiline metalloid.

Keemiliste ühendite vormidelt sarnaneb räni süsinikuga, kuid erineb viimasest oma omadustelt.

1. Räni looduses.

Räni kuulub looduses kõige levinumate elementide hulka. Erinevalt süsinikust ei leidu looduses räni vabas olekus, selle eest on aga tema keemilised ühendid looduses väga levinud, moodustades peamise osa maakoores. Räni kuulub enamiku kivimite, mineraalide ja muldade koostisse.

Mineraalideks nimetatakse looduslikke keemilisi ühendeid (mõnikord ka vabas olekus leiduvaid elemente), mis moodustavad kivimite koostisosa. Nii näiteks kivim, mida nimetatakse graniidiks, koosneb kolmest mineraalst: põldpaost, kvartsist ja vilgukivist. Kivimite, õhu, niiskuse, taimede ja loomade jäänuste jne. vastastikusel toimel tekib maakoore ülemine kiht, mida nimetatakse pinnaseks ehk mullaks. Räni leidub ka loom- ja taimorganismides. Teda sisaldavad bambusetüved, kõrkjate

warred, õled ja umbrohud ning loomade soomused, millised muutuvad räni sisalduse tõttu vastupidavateks. Võrreldes taimedega, sisaldavad loomad vähem räni.

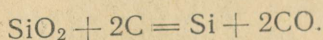
Maapinnal leidub räni peamiselt hapnikuga seotult, millega tal on väga suur keemiline sugulus.

Kõige levinenumad räni ühendid looduses on ränioksiid — SiO_2 ja oma koostiselt mitmesugused ränihapete soolad — silikaadid.

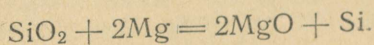
Räni on avastatud samuti meteoriitide koostises, mille asjaolu viitab räni üldisele laialdasele levikule maailmaruumis.

2. Räni saamine ja omadused.

Tööstuslikes tingimustes saadakse räni tema oksüüdi — liiva — SiO_2 ja koksi segu kuumutamisel elektriahjus. Protsessi väljendab võrrand:



Laboratooriumis saadakse räni liiva ja magneesiumi segu kuumutamisel. Magneesium redutseerib räni:



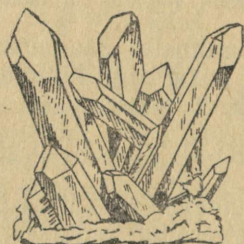
Tekkinud segust, mis koosneb magneesiumoksiidist ja ränist, eraldatakse viimane soolhappega. Magneesiumoksiid lahustub soolhappes, räni aga mitte. Tööstuses rakendataval menetlusel saadud räni on laboratoorsel teel saadud amorfse räni kristalne teisend. Räni on tumehall, väliselt grafiidiga sarnanev aine. Kristalne räni juhib elektrivoolu, millega seoses tema kasutamine tööstuses üha suureneb. Keemiliselt on amorfne räni palju aktiivsem kui kristalne. Tavalistes tingimustes ühineb amorfne räni ainult fluoriga. Soojendamisel ühineb ta energiliselt hapnikuga, tekitades ränidioksiidi — SiO_2 . Räni ühineb ka mitme teise metalloidiga, näiteks väävli ja süsinikuga.

Ühendites metallidega on räni valents negatiivne; seejuures ei tule neid pidada räni iseloomustavaiks ühenditeks. Räni kasutatakse sageli mitmesugustes metallide sulamites. Räni muudab sulamid kõvemaiks ja hapetele vastupidavamaiks. Selliseid räni sisaldavaid metallide sulameid kasutatakse keemiatööstusele vajaliku aparatuuri valmistamisel.

3. Ráni ühendid hapnikuga.

Nagu juba mainitud, on kõige levinenum rániühend ränidioksüüd — SiO_2 .

Looduses leidub üle 200 ränidioksüüdi teisendi. Ränidioksüüd esineb kristalses ja amorfses kujus. Amorfne teisend on diatomiit, teisiti veel kiiselguur (ka rānihiib), mis esineb looduses muldse kivimina. Tema iseloomustavaks omaduseks on suur poorsus. Sel põhjusel kasutatakse teda dūnamiidi tootmisel, mis kujutab endast nitroglütseriiniga immutatud diatomiiti. Diatomiiti kasutatakse ehitustel soojuse ja heliisolatsioonina.



Joon. 75. Māekristalli druus (kristallide kogum).

Kristalse rānidioksüüdi teisenditena esinevad mitmed mineraalid: kvarts, māekristall ja paljud vāäriskivid.

Harilik valge liiv koosneb peeneist kvartsi kristallikestest. Kollase vārvuse annavad liivale rauaühendid.

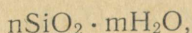
Kõigist kristalsetest rānidioksüüdi liikidest on suurim praktiline tähtsus kvartsil. Kvartsi iseloomustab vāga suur kōvadus, mille tõttu teda kasutatakse kāiade ja veskikivide tootmisel.

Kvartsi teiseks tehniliselt vārtuslikuks omaduseks tuleb pidada kōrget sulamistemperatuuri (1770°), mistõttu kvartsi kasutatakse erilise kuumuskindla kvartsklaasi tootmisel. Kvartsklaas sulab vāga raskesti ja kuna tema paisumiskoeffitsient soojendamisel on vāga vāike, on ta vastupidav jārskudele temperatuuri muutustele. Nii vōib kuumutatud kvartsklaasist kolvi asetada jahutamiseks lumme, ilma et kolb puruneks. Kvartsklaasist valmistatud nōusid kasutatakse edukalt keemialaboratuurides.

Kvartsklaas laseb läbi ultraviolettkiiri, milliseid harilik klaas peab kinni. Sellele omadusele on rajatud ultraviolettkiiri sisaldava valgusega elavhõbedalampide (kvartslampide) valmistamine. Selliseid lampe kasutatakse arstiteaduses, kinofilmide valmistamisel jne. Viimasel ajal toodetakse niinimetatud uvioolklaasi, mis asendab murduvat ja kallist kvartsklaasi. Uvioolklaasist lambid lasevad hästi läbi ultraviolettkiiri ning neid kasutatakse arstiteaduses kiiritamiseks.

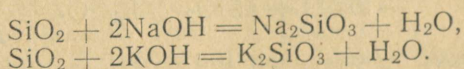
4. Ränihapped ja nende soolad.

Ränihappe anhüdriidile ei vasta mitte üks, vaid mitu hapet. Nende koostist võib tähistada üldvalemiga:



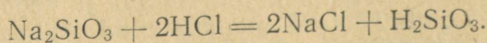
mille n ja m -ga tähendatud arvud võivad olla mitmesugused täisarvud, näiteks ortoränihappe — H_4SiO_4 valemist võib väljendada valemiga $\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Ränihapete sooli nimetatakse harilikult silikaatideks. Naatrium- ja kaaliumsilikaati saadakse ränidioksüüdi ja vastava leelise kokkusulatamisel:



Saadud sulamid on klaasitaolised ja lahustuvad vees erinevalt teiste metallide silikaatidest. Viimasest omadusest on tingitud naatrium- ja kaaliumsilikaadi tehniline nimetus — vesiklaas (lahustuv klaas). Teda kasutatakse laialdaselt liimi, kittide ja tsemendi tootmisel, samuti riiete ja puuesemete tule- ja veekindlaks muutmisel.

Kui toimida vesiklaasisse soolhappe lahusega, tekib mitmesuguste ränihapete sülditaoline mass. Lihtsustatud kujul väljendab seda protsessi järgmine võrrand:



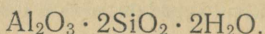
Seega tuleb metaränihappe valemist H_2SiO_3 pidada tinglikuks.

Kuivatades ränihapete süldisarnast massi 100° temperatuuril, saadakse väga poorne aine, mida nimetatakse tehnikas silikogeeliks. Silikogeeli kasutatakse adsorbendina, katalüsaatorina jne.

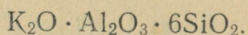
5. Looduslikud silikaadid.

Looduses leiduvate silikaatide hulka kuuluvad mitmesugused savid, põldpaod ja vilgukivid. Alumiiniumi sisaldavaid silikaate nimetatakse alumosilikaatideks ja nad on looduses levinud kõige rohkem.

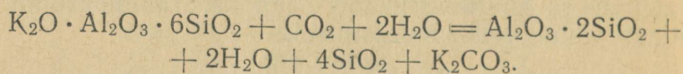
Silikaatide valemeid kirjutatakse teisiti kui teiste hapete soolade valemeid. Nende valemite järgi koosneksid silikaadid nagu üksikuist oksüüdidest. Nii näiteks valge savi ehk kaoliini koostist väljendatakse tavaliselt võrandiga:



Põldpaoliigi-ortoklaasi valem on järgmine:



Looduslikes tingimustes süsihappegaasi, õhu, vee ja teiste tegurite toimel põldpaod porsuvad, neist tekivad savi ja liiv. Sellist ortoklaasi porsumise protsessi väljendab järgmine võrand:



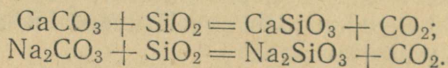
Puhas savi on värvuselt valge. Hiina keeles tähendab sõna «kaoliin» valget savi. Kollase ja pruuni savi värvus on tingitud temas leiduvaist rauaühenditest. Kivimite porsumise tulemusena tekib pinnas (liiv ja muld). Sel-line protsess toimub looduses pidevalt igal pool.

6. Kunstlikud silikaadid.

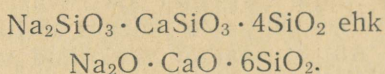
Räniühendid leiavad rahvamajanduses laialdast kasutamist. Ränidioksüüd ja looduslikud silikaadid on lähteaineteks klaasi, keraamika, portselani ja tsemendi tootmisel. Need tootmisharud moodustavad silikaaditööstuse.

Klaasitööstus toodab klaasi ja klaasesemeid. Harilikku aknaklaasi saadakse valge liiva — SiO_2 , sooda — Na_2CO_3 ja lubjakivi (ja kriidi) — CaCO_3 sulatamisel.

Sellel sulatamisel toimuvad järgmised reaktsioonid:



Kuna liiva võetakse rohkem kui vaja reaktsioonideks, siis tekkiv klaas on naatrium- ja kaaliumsilikaadi sulam ränidioksüüdiga. Saadud klaasi koostist väljendab valem:



Klaas on kuumutatud olekus plastiline ja kergesti töödeldav, lastes end hästi välja puhuda, venitada, valtsida jne.

Klaasi erisortide saamiseks muudetakse sulatatavate segude koostist. Nii näiteks raskeltsulava klaasi saamiseks asendatakse sooda — Na_2CO_3 potasega — K_2CO_3 . Värvilise klaasi tootmisel lisatakse klaasisegusse mitmesuguste metallide oksüüde. Nii annab kroomoksüüd — Cr_2O_3 klaasile helerohelise värvuse. Kristallklaasi tootmisel asendatakse kaltsium pliiga. Plii teeb klaasi raskeks ning pehmemaks, milline omadus võimaldab kristallklaasi graveerida. Peale selle tõuseb plii mõjul kristallklaasis valguskiirte murdumise koefitsient, mille tagajärjel ta valguse käes sätendab.

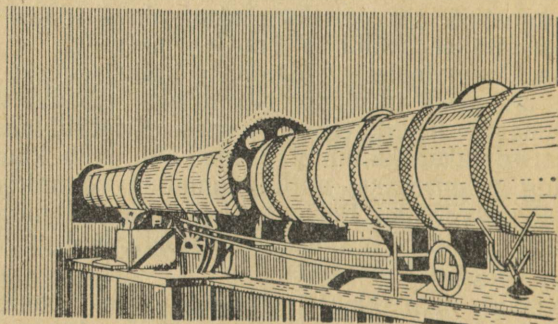
Venemaal pani klaasitootmisele aluse Lomonossov. 1752. aastal ehitati Peterburis kunstilise klaasi vabrik, kus valmistati helmeid, kudruseid ja muid kunstiesemeid värvilisest klaasist. Kuulsad Lomonossovi mosaiikpildid valmistas ta mitmevärvilistest klaasitükkidest (smaltidest). Smalte valmistati tehases Lomonossovi isiklikul juhendamisel tema poolt koostatud retseptide järgi.

Keraamikatööstuse tooraineks on savi. Keraamikasaaduste valmistamine põhjeneb savi omadusel — tekitada veega segatult plastilist massi, millest võib voolida iga-suguse kujuga esemeid. Savist voolitud esemed kuivatatakse ja põletatakse ahjudes, kus nad muutuvad kõvadeks ja murduvateks. Põletatud saviesemed on poorsed (urbsed) ja järelikult lasevad vett läbi. Poorsuse vältimiseks kaetakse saviesemed klaasitaolise ainega — glasuuriga.

Mõningaist saviliikidest valmistatakse telliseid, katusekive ja teisi pottsepa tooteid, valgest savist aga portselan- ja fajanssesemeid. Portselan leiutati Hiinas enne meie ajaarvamist. Vene portselani leiutaja oli D. J. Vinogradov, kes elas Lomonossovi ajal.

Tsement on sideaine, mida kasutatakse mitmesugustel ehitustel. Tsementi saadakse savi ja lubjakivi segu põle-

tamisel. Põletamist teostatakse pöörlevais silindritaolistes paksude terasseintega ahjudes, mis on asetatud horisontaalselt väikese kallakuga. Põletamiseks võetud segu laaditakse ahju kõrgemal asetsevast otsast, teisest otsast puhutakse segule vastu põlevat söetolmu või pihustatud masuuti. Ahjust saadud paakunud väikestest teradest koosnevat ainet nimetatakse tsemendiklinkriks. Peeneks pulbriks jahvatatud klinkrit nimetatakse silikaat-tsemendiks. Tsemendil on rohekashall värvus.



Joon. 76. Pöörlev tsemendiahi.

Ehitusmaterjalide sidumiseks tarvitatakse peenestatud mineraalseid sideaineid, millel veega segatult on omadus kivistuda. Nad jagunevad õhk- ja hüdraulilisteks sideaineteks. Esimesed neist (peamiselt savi, kips ja lubi) on tundlikud vee suhtes, nad kivistuvad õhus. Hüdraulilised sideained kivistuvad aga nii õhus kui ka vees ja neid on võimalik kasutada veealusteks ehitusteks. Tähtsaimaks hüdrauliliseks sideaineks on tsement. Tema kivistumise kemism on väga keerukas.

Enne tarvitamist segatakse tsement liiva ja veega. Saadud segu nimetatakse tsemenditainaks. Tsemenditaina segamisel kruusa või killustikuga saadakse betoon. Betooni kasutatakse elamute, sildade, basseini, tsisternide, võlvide, kaarte jne. ehitamiseks. Betooni, millesse on paigutatud tugevuse suurendamiseks raudarmatuur ehk karkass, nimetatakse raudbetooniks.

Viimase paari aastakümne vältel selgus, et räni võib tekitada niinimetatud räniorgaanilisi ühendeid. Neid

ühendeid looduses ei leidu, vaid saadakse sünteetiliselt. Räniorgaanilised ühendid on koostiselt mitmesugused ja neil on rida tehniliselt väärtuslikke omadusi. Nii näiteks on mõningad neist ühenditest heaks elektriisolatsiooni materjaliks. Räniorgaanilised ühendid ei märgu vee toimel, seepärast kasutatakse neid lennukitööstuses lennukite jäätumise vältimiseks. Räniorgaaniliste ühendite uurimisega alustati küll hiljuti, kuid nende väärtuslike tehniliste omaduste tõttu kasvab nende kasutamine tehnikas iga päevaga.

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Näidata räni koht perioodilises süsteemis ja tuua tema aatomi ehituse skeem.
2. Millisel kujul esineb räni looduses?
3. Jutustada ränidioksüüdist: a) tema koostisest ja ehitusest, b) tema levikust looduses ja teisenditest, c) tema suhtumisest veele, hapetesse ja alustesse, d) tema väärtuslikest tehnilistest omadustest.
4. Mida kujutavad endast silikaadid?
5. Kuidas tähistatakse harilikult silikaatide valemiteid? Tuua näiteid.
6. Nimetada tähtsamaid looduslikke silikaate.
7. Mis toimub looduses silikaatidega? Kuidas nimetatakse seda protsessi?
8. Millised tootmisalad kuuluvad silikaaditööstusesse?
9. Tuua klaasi keetmisel toimuvate keemiliste reaktsioonide võrrandid.
10. Millise valemiga tähistatakse hariliku klaasi valemit?
11. Kuidas saadakse kvartsklaasi? Mille poolest ta erineb harilikust klaasist?
12. Näidata, kus kasutatakse kvartsklaasi.
13. Millise omaduse tõttu kasutatakse savi keraamikatööstuses?
14. Mida nimetatakse a) tsemendiks, b) betooniks?

METALLID.

§ 88. Metallide üldomadused.

Keemiliste elementide perioodilises süsteemis leidub metalle kõigis rühmades, välja arvatud nullrühm. Kõige tüüpilisemad metallid asetuvad esimese ja teise rühma pea-allrühmades. Need on leelis- ja leelismuldmetallid. Perioodilise süsteemi kolm esimest rühma sisaldavad ainult metalle, välja arvatud vesinik esimeses ja boor kolmandas rühmas.

1. Metallide struktuur.

Kõik metalle iseloomustavad omadused on tingitud nende erilisest metalsest struktuurist. Nagu teada, annavad metallide aatomid võrdlemisi kergesti ära elektrone, muundudes positiivselt laetud ioonideks. Metalset struktuuri iseloomustab asjaolu, et metallis leidub üheaegselt nii neutraalseid aatomeid, kui ka positiivseid ioone ja teatud hulk vabu elektrone, mis võivad enamal või vähemal määral hõlpsasti ümber asetuda kogu metalli ruumalas. Vabade elektronide olemasolust on tingitud metallide iseloomulikud omadused.

2. Metallide füüsikalised omadused.

Kõik metallid nii tahkes kui vedelas olekus omavad enam või vähem selgelt väljendatud ühiseid füüsikalisi omadusi. Nii näiteks juhivad metallid hästi elektrit ja soojust. Need mõlemad metallide omadused on tingitud vabade elektronide liikumisest tahkes ja sulas metallis. Parimad soojus- ja elektrijuhid on hõbe, vask ja alumiinium. Suure soojus- ja elektrijuhtivuse tõttu kasutatakse metalle laialdaselt elektrotehnika-tööstuses.

Metallide elektrijuhtivus sõltub tugevasti temperatuurist. Temperatuuri tõusuga väheneb metallide elektrijuhtivus, sest soojendamine muudab ionide võnkumise intensiivsemaks, milline asjaolu raskendab elektronide liikumist nende vahel.

Puhtad metallid juhivad elektrivoolu paremini kui lisandeid sisaldavad. Lisandid muudavad metalli korrapärast struktuuri ja tõstavad seega metalli takistust elektrivoolu läbimisel. Sel põhjusel kasutatakse elektrijuhtmete materjaliks võimalikult puhtaid metalle.

Metallid on läbipaistmatud. Metallid pind peegeldab hästi sinna langevaid valguskiiri, millest on tingitud metallide iseloomulik metalliline läige. Sellist läiget omavad metallid ainult tükkides. Metallide pulbrid on kõik mustad või tumehallid, välja arvatud magneesium ja alumiinium. Metallid on plastilised ja hästi sepistatavad. Kuumutamisel nende plastilisus suureneb tunduvalt. Metalle võib valtsida lehtedeks ja tõmmata traadiks, välja arvatud mõningad erandid, nagu mangaan, antimon ja vismut, mis võivad kergesti puruneda. Sepistatavuselt seisab esikohal kuld. Kulda võib tõmmata äärmiselt peenikeseks traadiks ja valtsida õhukesteks 0,003 mm paksusteks poolläbipaistvateks lehtedeks. Selliste lehtedega kaetakse (kullatakse) väga mitmesuguseid esemeid. Plastilisuse tõttu on metallidel suur tähtsus kaasaegses tehnikas.

Ühiste füüsikaliste omaduste kõrval on igal metallil eriomadused, mis on tingitud peamiselt tema neutraalsete aatomite ja neist tekkinud ionide ehitusest. Niisuguste omaduste hulka kuuluvad metallide sulamistemperatuur ja kõvadus. Metallide sulamistemperatuurid erinevad tunduvalt üksteisest. Kõige raskemalt sulavad volfram (3410°), reenum (3170°), osmium (2700°) ja teised. Kõige kergemalt sulavate metallide hulka kuuluvad elavhõbe (-39°) ja tseesium ($+28^{\circ}$). Elavhõbe on harilikes tingimuses vedel, kõik teised metallid samades tingimustes on aga tahked ained.

Allpooltoodud tabelis on näidatud tähtsamate metallide sulamis- ja keemistemperatuurid ja erikaalud.

Kõvaduselt erinevad metallid samuti üksteisest. Kõige kõvemate metallide hulka kuuluvad: kroom, volfram, nikkel jt.; pehmeteks metallideks loetakse naatriumi, kaaliumi ja teisi.

Metallide nimetus	Erikaal	Sulamis- tempera- tuur °C	Keemis- tempera- tuur °C
Kerged metallid:			
Liitium	0,53	186	1336
Kaalium	0,86	63	760
Naatrium	0,97	97,7	880
Rubiidium	1,53	38,5	700
Kaltsium	1,54	850	1440
Magneesium	1,74	651	1107
Tseesium	1,9	28	670
Alumiinium	2,7	660	2050
Rasked metallid:			
Kroom	7,2	1800	2500
Tsink	7,14	419	907
Tina	7,3	232	2360
Mangaan	7,4	1250	2159
Raud	7,87	1539	2740
Nikkel	8,9	1452	3000
Vask	8,9	1083	2600
Hõbe	10,5	961	2210
Plii	11,34	327	1740
Elavhõbe	13,6	-39	357
Volfram	19,3	3410	5930
Kuld	19,3	1063	2970
Plaatina	21,45	1774	4400
Iriidium	22,4	2450	5300
Osmium	22,48	2700	5500

Kõvadus on metalli tähtsamaid tehnilisi omadusi. Kõvadus näitab, kuidas saab metalli töödelda: lõigata, treida, puurida. Teiseks tähtsaks metalli omaduseks on tema erikaal. Kõige raskem metall on osmium, erikaaluga 22,48, kergeim metall aga liitium, erikaaluga 0,53. Tehnikas jagatakse metalle tinglikult kergeteks ja rasketeks. Kergeteks loetakse metalle, mille erikaal on alla viit, nagu magneesium ja alumiinium, raskete metallide hulka kuuluvad need metallid, mille erikaal on üle viie. Metallide värvus on samuti erinev. Tööstuses jagatakse metallid harilikult kahte rühma: mustadeks ja värvilisteks. Mustade metallide hulka kuuluvad raud ja tema sulamid. Kõik teised metallid, sõltumata nende värvusest, kuuluvad värviliste metallide hulka.

3. Metallide keemilised omadused.

Metallide käitumine reaktsioonides on tingitud nende aatomite omadusest elektrone ära anda ja tekitada positiivselt laetud ioone. Selle omaduse poolest erinevad metallid metalloididest, milliste aatomid mitte ainult ei anna ära elektrone, vaid tõmbavad neid ka külge, tekitades negatiivselt laetud ioone.

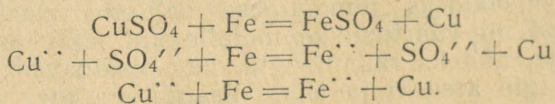
Metallide väljatõrjumise reaktsioonid nende soolade lahustest teiste metallidega selgitavad piltlikult metallide omadust tekitada positiivselt laetud ioone. Neid reaktsioone uuris igakülgset vene teadlane N. N. Beketov (1826—1911); uurimuste tulemusena koostas ta elementide rea, mida ta nimetas «väljatõrje reaks». Praegusel ajal nimetatakse seda rida pingereaks (ka keemilise aktiivsuse reaks), kuna metallide asetust selles reas põhjendatakse uute seletustega.

Tähtsamad metallid reastuvad pingereas järgmiselt:

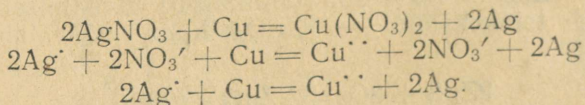
K, Na, Ca, Mg, Al, Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Au.

Vesinik on asetatud sellesse ritta põhjusel, et ta võib samuti mõningaid metalle tõrjuda välja nende soolade lahustest ja mõned metallid tõrjuvad teda omakorda välja hapete lahustest. Iga metall pingereas võib tõrjuda välja kõiki järgnevaid metalle nende soolade lahustest.

Näiteks raud tõrjub välja vase tema soolade lahustest:



Raud tõrjub vase välja põhjusel, et tema aatomid annavad ära elektrone kergemini kui vase aatomid. Selle omaduse tõttu seisab raud pingereas enne vaske. Vask tõrjub omakorda hõbeda välja hõbenitraadi lahustest:



Vask tõrjub hõbeda välja põhjusel, et tema aatomid annavad elektrone kergemalt ära kui hõbeda aatomid. Sel põhjusel asetub vask pingereas enne hõbedat.

Elementi, mis annab ära elektrone reaktsiooni protsessis, nimetatakse redutseerijaks: mida kergemini toimub elemendi aatomitelt elektronide äraandmine, seda aktiivsemalt ta redutseerib.

Need metallid, mis asetuvad pingerea algul, on kõige aktiivsemad redutseerijad. Selliste metallide hulka kuuluvad kaalium, naatrium ja kaltsium.

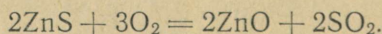
Pingerida arvestatakse mõningate praktiliste küsimuste lahendamisel, näiteks metallide korrosiooni vastu võitlemisel. Allpool toodud tabelis on antud metallide keemiliste omaduste võrdlev iseloomustus.

4. Metallid looduses ja nende saamine.

Metalle leidub looduses nii vabas olekus (ehedalt) kui ka keemiliste ühendite kujul. Ehedalt leitakse looduses plaatinat, kulda, hõbedat, vaske ja elavhõbedat.

Metallide keemilised ühendid looduses esinevad sulfiidide, nagu püriit (FeS_2), oksüüdide, näiteks punane rauamaak (Fe_2O_3), hüdroksüüdide, näit. boksiit ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), soolade, näiteks kivisool (NaCl) ja teiste kujul. Metallide looduslikke ühendeid, millest tööstuses saadakse metalle, nimetatakse maakideks. Maake, mis sisaldavad kahte või rohkem metalli, nimetatakse polümetalseteks, sellised on kroomi-nikli, plii-hõbedat, vase-tsingi ja teised maagid. Kompleksmaakideks nimetatakse selliseid maake, mis sisaldavad nii väärtuslikke metalle kui ka väärtuslikke metalloide, näiteks rauamaagid, mis sisaldavad fosforit, tsingimaagid arseeni ja teiste lisanditega jne.

Kõige sagedamini leidub looduses metallide maake sulfiidide ja oksüüdide kujul ja peamiselt neist saadakse metalle. Väävl eemaldamiseks sulfiidid põletatakse, väävel eraldub sel puhul dioksüüdina. Enamik metalle muundub seejuures oksüüdideks. Nii näiteks tekib tsingimaagi — ZnS — sfaleriidi (tsinkläigu) särdamisel (põletamisel) tsinkoksüüd — ZnO , kuna vääveldioksüüd eraldub:



Metalle redutseeritakse oksüüdidest mitmel viisil. Et saada tsinkoksüüdist tsinki, segatakse ta sütega ja kuumutatakse tublisti, seejuures redutseerub tsinkoksüüd

Metallide omaduste võrdlev iseloomustus

Pingerida	K	Na	Ca	Mg	Al	Mn	Zn	Fe	Ni	Sn	Pb	H	Cu	Hg	Ag	Au	
Metallide omadus kaotada elektrone, s. t. oksüdeeruda	Nõrgeneb →																
Metalli ionide omadus tõmmata külge elektrone, s. t. redutseeruda	Tugevneb →																
Suhtumine õhu hapnikusse	Oksüdeeruvad kiiresti			Oksüdeeruvad õhu käes harilikes tingimustes									—	Oksüdeeruvad soojendamisel	Ei oksüdeeru		
Suhtumine veesse	Tõrjuvad vesinikku välja harilikel tingimustel			Tõrjuvad vesinikku välja kõrgemal temperatuuril									—	Ei tõrju vesinikku veest välja			
Toime hapetesse	Tõrjuvad vesinikku välja hapetest ja tekitavad vastava soola (kontsentreeritud H_2SO_4 ja HNO_3 , reageerivad metallidega tekitades soola, vee ja mitmesuguseid hapete, redutseerumissaadusi: vesinikku vabas olekus ei eraldu)											—	Ei tõrju vesinikku hapetest välja		Ei reageeri HNO_3 -ga ega kontsentreeritud H_2SO_4 -ga		

vabaks tsingiks, kuna süsinik oksüdeerub süsinikoksüüdiks:



Metallide redutseerijaks nende oksüüdidest võib-olla ka süsinikoksüüd — CO. Nii näiteks toimub kõrgahjus loodusliku raudoksüüdi redutseerumine süsinikoksüüdiga. Kõige sagedamini saadakse kaasajal metalle nende ühenditest elektrolüüsi teel. Elektrolüüsi abil saadakse naatriumi, kaaliumi, magneesiumi, kaltsiumi, alumiiniumi ja paljusid teisi metalle.

5. Sulamid.

Tehnikas kasutatakse metalle sulamite kujul. Puhtaid metalle peaaegu ei kasutata, kuna vaid üksikud neist omavad puhtal kujul tehniliselt väärtuslikke omadusi. Magneesiumi ja alumiiniumi väärtuslikuks omaduseks tuleb pidada nende väikest erikaalu. Kuid erinedes teistest metallidest kerguselt, puudub neil vajalik kõvadus. Lisades magneesiumile ja alumiiniumile teisi metalle, näiteks vaske, saadakse kergeid, kuid ühtlasi kõvu sulameid.

Kaasaegse teaduse ja tehnika edusammud löid võimaluse toota kõige mitmesugusemaid sulameid nõuetavate omadustega. Selliste sulamite hulka kuuluvad erilisel kõvad, happekindlad, kuumusekindlad jne. sulamid.

Kerge, kuid samal ajal võrdlemisi kõva on näiteks sulam, mida nimetatakse elektroniks. Ta sisaldab magneesiumi, alumiiniumi, mangaani ja tsinki. Sulam «pobediit», mis sisaldab volframi kõrval veidi koobaltit, on praegusel ajal kõige kõvem sulam. Kõvaduselt seisab pobediit teemandi lähedal. Wood'i sulamil, mis koosneb vismutist, kadmiumist ja tinast, on võrdlemisi madal sulamistemperatuur (70° ümber), — selle omaduse tõttu kasutatakse teda elektrotehnikas kergeltsulavate kaitseseadmete valmistamiseks. Juba vanasti tunti pronksi, mille koostis võib olla mitmesugune, kuid põhilisteks koostismetallideks on siin vask ja tina. Vase ja tsingi sulam, mida nimetatakse messingiks (kollaseks vaseks), on kõvem kui vask ja tsink eraldi. Messingit kasutatakse mitmesuguste riistade, masinadetailide, kellamehhanismi osade ja koduse majapidamise esemete valmistamisel.

Sulam, mis sisaldab tina (63%) ja pliid (37%), on kõige kergemalt sulav joodis (tema sulamistemperatuur on 182°).

Mitmesuguste metallide ja elavhõbeda sulameid nimetatakse amalgaamideks. Kadmiumi, tina ja hõbeda amalgaame kasutatakse hammaste plombeerimiseks.

6. Metallide korrosioon.

Metalle hävitab korrosioon. Korrosiooniks nimetatakse metallide reageerimist väliskeskkonnaga, mille juures metallid muunduvad keemilisteks ühenditeks ja hävivad. Kõige tuntum ja sagedamini esinev korrosiooninähtus on raua roostetamine.

Metallid korrodeeruvad, puutudes kokku õhuga, veega, mitmesuguste gaaside, hapete, soolade ja teiste ainete lahustega. Korrosiooni tagajärjel puruneb palju metalliesemeid ja ehitusi. Sel põhjusel pööratakse korrosiooninähtuste uurimisele ja võitlusele temaga erilist tähelepanu. Nende vahendite hulka, mis kaitsevad metalli korrosiooni eest, kuuluvad metallesemete värvimine, lakkimine, emailimine või nende katmine teiste korrosiooni suhtes kindlamate metallidega (tinutamine, kroomimine, tsinkimine, nikeldamine, vasetamine, hõbetamine, kuldamine).

Erilist tähelepanu nõuab võitlus metallide korrosiooniga happelises keskkonnas. Suurem osa metalle lahustub hapetes. Hapetega kokkupuutuvate metallide korrosiooni võib tunduvalt aeglustada. Selleks lisatakse hapetesse spetsiaalseid korrosiooni aeglustavaid aineid ehk nõndanimetatud inhibiitoreid. Inhibiitori juuresolekul paljud metallid ei korrodeeru tegelikult happelises keskkonnas. Oletatakse, et inhibiitorid tekitavad metalli pinnale kaitsekilekese. Inhibiitorite positiivne omadus väljendub veel selles, et nende juuresolekul hape, ilma et ta puutuks metalli, lahustab tema pinnal tekkivaid oksüüde, hüdroksüüde ja teisi ühendeid.

Sel põhjusel kasutatakse happeid, millesse lisatakse inhibiitoreid, aurukatelde puhastamiseks katlakivist, samuti rooste ja tagi eemaldamiseks metalli pinnalt ja teisteks otstarveteks.

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Millistes perioodilise süsteemi rühmades asetuvad metallid?
2. Milline struktuur on metallil?
3. Millist on tingitud sellised kõigile metallidele ühised omadused, nagu hea soojusejuhtivus ja elektrijuhtivus?
4. Mida nimetatakse metalli sepistatavuseks?
5. Milline metall on kõige rohkem sepistatav ja kus kasutatakse teda selle omaduse tõttu?
6. Nimetada metalle, mis on a) raskelt sulavad, b) väga kõvad ja c) pehmed.
7. Kuidas jagatakse metallid erikaalu järgi?
8. Milliseid metalle nimetatakse: a) mustadeks, b) värvilisteks?
9. Mis on pingerida?
10. Miks on vesinik asetatud pingeritta ühes metallidega?
11. Millisel kujul leiduvad metallid looduses?
12. Nimetada metalle, mis leiduvad looduses ehedalt.
13. Mida nimetatakse: a) maagiks, b) polümetalseks maagiks, c) kompleksmaagiks? Tuua vastavaid näiteid.
14. Kuidas töödeldakse maake: a) sulfiide, b) oksüide?
15. Miks kasutatakse metalle tehnikas sulamite kujul?
16. Mida kujutavad endast sulamid: a) elektron, b) pobediit, c) pronks?
17. Milliseid sulameid nimetatakse amalgaamideks?
18. Mida nimetatakse metallide korrosiooniks?
19. Loetleda meetodeid, kuidas võideldakse korrosiooni vastu.
20. Kirjutada järgmiste väljatõrje-(asendus-) reaktsioonide molekulaar- ja ioonvõrrandid:
a) vask tõrjub välja elavhõbeda elavhõbenitraadi lahusest,
b) tsink tõrjub välja plii pliiatsetaadi (pliiisuhkru) lahusest.

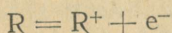
§ 89. Esimese rühma metallid.

Perioodilise süsteemi esimese rühma aatomitel on väliskihis üks elektron. Sellesse rühma kuuluvate metallide aatomite teises (väljastpoolt lugedes) kihis on elektronide arv mitmesugune. Selle asjaolu tõttu jagatakse esimene rühm kaheks allrühmaks. Pea-allrühma kuuluvad: liitium, naatrium, kaalium, rubiidium, tseesium ja 1939. aastal avastatud frantsium. Kõigil neil metallidel on positiivne valents, mis võrdub ühega. Esimese rühma kõrval-allrühma kuuluvad: vask, hõbe ja kuld.

Kõrval-allrühma elementide aatomid võivad peale väliselektroni kaotada veel elektrone järgmisest väljastpoolt teisest kihist. Sel põhjusel võib vase, hõbeda ja kulla valents keemilistes ühendites olla rohkem kui üks. Nii näiteks on vasel positiivne valents 1, 2 ja 3.

1. Leelismetallid.

Perioodilise süsteemi esimese rühma pea-allrühma elemendid — leelismetallid — on kõige tüüpilisemad metallid. Nende aatomid annavad kergesti ära väliskihist ühe elektroni, muundudes ühelaenguliseks positiivseks iooniks. Tähistades metalli aatomit tähe R-ga, võib seda protsessi väljendada järgmise võrrandiga:



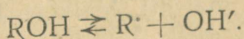
Mingisuguseid teisi ioone leelismetallid ei tekita. Kõigis oma keemilistes ühendites on leelismetallidel ainult positiivne valents, mis võrdub ühega.

Leelismetallide keemiline aktiivsus kasvab allrühmas ülevaalt alla suunas liitiumist frantsiumini. Mida madalamal element allrühmas asetub, see tähendab mida kaugemal tiirleb elektron tuumast (tuuma elektronkihtide arvu kasvamise tagajärjel), seda nõrgemaks muutub valentsielektroni side aatomiga, ja seda kergemini annab ära aatom selle elektroni.

Järelikult leelismetallide hulgas oksüdeeruvad kõige kergemini rubiidium ja tseesium. Kunstlikult saadud radioaktiivsel elemendil frantsiumil puudub seni praktiline tähtsus.

Leelismetallide oksüüdide üldvalem on R_2O . Nad on aluselised oksüüdid, lahustuvad vees hästi. Praktiliselt saadakse ainult liitiumoksüüdi — Li_2O metalli vahetu ühinemise tulemusena hapnikuga. Teiste leelismetallide oksüüde saadakse kaudsel teel. Leelismetallid tekitavad ka peroksüüde, näiteks naatriumperoksüüdi — Na_2O_2 .

Leelismetallide hüdroksüüdide üldvalem on ROH . Need on tugevad leelised, mille dissotsieerumise skeem on järgmine:



Nende leeliste tugevus tõuseb ühes leelismetalli aktiivsuse kasvamisega. Järelikult kõige vähem tugevaks osutub liitiumhüdroksüüd.

Esimese rühma pea-allrühma metallide üldnimetus — leelismetallid on tingitud nende omadusest tekitada tugevaid leelisi. Peaaegu kõik leelismetallide soolad lahustuvad vees. Erandi moodustavad vaid mõned liitiumi

soolad, nagu LiCl , LiClO_3 ja teised. Kerge oksüdeerumise tõttu leidub leelismetalle looduses ainult keemiliste ühenditena. Kõige levinumad on naatriumi ja kaaliumi ühendid. Merevesi sisaldab naatriumkloriidi. Samuti leidub looduses selle ühendi — kivisoola võimsaid lademeid. Kaaliumi soolade lademed esinevad võrdlemisi harva. Nõukogude Liidus asetuvad maailmas kõige rikkamad kaalisoolade lademed Uraalis Solikamski rajoonis. Nad koosnevad mineraalidest: sülviniidist KCl-NaCl ja karnalliidist $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Leelismetalle, näiteks naatriumi ja kaaliumi saadakse nende sulatatud hüdroksüüdide ja kloori soolade elektrolüüsil. Leelismetallidel on tugev metalliline läige, mida hästi võib märgata metalli värskel lõikepinnal. See läige kaob silmapilkselt metallipinna kiire oksüdeerumise tagajärjel. Leelismetallidel on väike erikaal, väike kõvadus ja kõrge elektrijuhtivus. Keemiliselt on nad kõige aktiivsemad metallid. Kuna leelismetallid äärmiselt kergesti oksüdeeruvad, tuleb nende hoidmisel vältida õhu juurdepääsu. Selleks asetatakse näiteks kaalium ja naatrium petrooleumisse. Halogeenidega, eriti fluoriga ja klooriga ühinevad leelismetallid vahetult ja kergesti. Veega reageerivad nad väga energiliselt, tõrjudes sellest välja vesiniku ja tekitades leelise lahuse.

Suurimat tähtsust omavad ja praktikas kõige rohkem kasutatavad leelismetallid on naatrium ja kaalium.

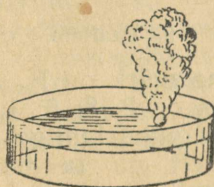
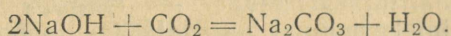
2. Naatrium.

Naatriumi keemiline märk on Na. Järjekorranumber on 11. Elektronide asetus 2; 8; 1. Aatomkaal on 22,99.

Vabas olekus on naatrium valge metall, mille erikaal on 0,97. Naatrium ujub veepinnal ja reageerib veega, nagu seda ülalpool mainiti. Väikese kõvaduse tõttu võib naatriumi noaga kergesti lõigata.

Naatriumi kasutatakse mitmesuguste orgaaniliste ainete sünteesil, näiteks sünteetilise kautšuki tootmisel. Lennukimootorite ventiilides kasutatakse naatriumi nende jahutamiseks. Aetatult õõnsasse ventiili läheb naatrium ajami töötamisel sulama, masina pörutused loksutavad teda kinnises ruumis ja soodustavad sel teel soojuse edasikandmist vedela naatriumi kaudu kuumadelt ventii-li seintelt.

Naatriumhüdroksüüd (sööbenaatrium) — NaOH on valge tahke, väga hügrokoopne aine. Sellepärast märgub ta kergesti. Vees lahustub naatriumhüdroksüüd väga hästi, eraldades suurel hulgal soojust mitmesuguse koostisega hüdraatide tekkimise tagajärjel. Öhu süsihappegaasi toimel kattub naatriumhüdroksüüd valge sooda korruga, mis takistab niiskuse edasist neeldumist:



Joon. 77. Vee lagundamine naatriumi abil.

Naatriumhüdroksüüd ja tema kontsentreeritud lahused toimivad sööbivalt riidesse ja üldse loomse ja taimse päritoluga materjalidesse. Töötamine naatriumhüdroksüüdiga ja tema kontsentreeritud lahustega nõuab ettevaatust.

Praegusel ajal saadakse naatriumhüdroksüüdi naatriumkloriidi vesilahuste elektrolüüsil.

Naatriumhüdroksüüd on põhikeemiatööstuse tähtsaid saadusi. Teda kasutatakse laialdaselt mitmeks otstarbeks. Naftatöötlemise tööstus vajab teda petrooleumi ja bensiini puhastamiseks. Seebivabrikuis kasutatakse teda seebikeetmisel. Suurel hulgal tarvitatakse naatriumhüdroksüüdi «seebikivi» ehk «kaustika» nime all koduses majapidamises ja mitmesugustes tööstusettevõtetes. Müügile saadetakse naatriumhüdroksüüdi «kaustilise sooda» (ka seebikivi) tehnilise nimetuse all. (Sõna «kaustik» on võõrkeelse päritoluga ja tähendab «kõrvetav»).

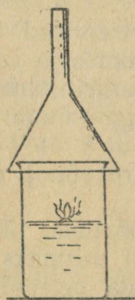
Väga suur tähtsus on mitmesugustel naatriumi sooladel, mille koostisest ja kasutamisest oli jutt metalliidide peatükkides. Nõukogude Liidul on ammendamatud naatriumkloriidi varud meie maa soolajärvedes ja võimsate kivisoolalademete kujul. Nagu eespool mainiti, sisaldub naatriumsulfaati määratud hulgal Kara-Bogaz-Goli lahes.

Naatriumkarbonaati, mida nimetatakse soodaks, leidub looduses võrdlemisi vähesel määral mõningate järvede vees. Kuna sooda tarvitamine on laialdane ja mitmekesine, siis tema tootmine moodustab keemia põhitööstuse ühe tähtsaima haru. Üks sooda tehnilise saamise viise põhjeneb keedusoola lahuse ja süsihappegaasi ning ammoniaagi vastastikusel keemilisel toimel. Sel puhul saadakse naatriumkarbonaat — Na_2CO_3 (soda) ja naatriumvesinikkarbonaat — NaHCO_3 (söögisööda).

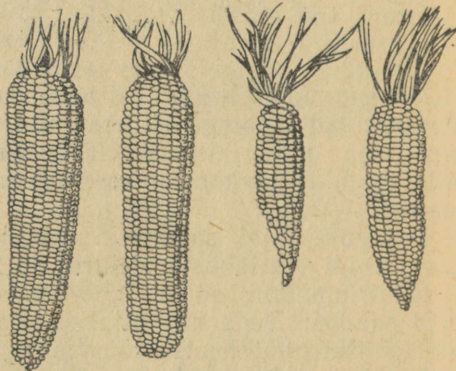
2. Kaalium.

Kaaliumi keemiline märk on K. Järjekorranumber on 19. Elektronide asetus on 2; 8; 8; 1. Aatomkaal on 39,1.

Kaalium sarnaneb naatriumiga nii väliselt kui kaomadustelt. Keemiliselt on ta naatriumist aktiivsem. Samuti nagu naatriumil, on kaaliumil hõbevalge värvus,



Joon. 78. Kaaliumi põlemine veepinnal.



Joon. 79. Kaaliumväetise mõju maisitõlvikuile:

vasemal on tõlvikud, mida saadi küllaldase hulga kaaliumväetisega väetatud pinnasel; paremal on tõlvikud, mida saadi kaaliumväetisega puudulikult väetatud pinnasel.

õhus oksüdeerub ta kiiresti, mis põhjusel teda hoitakse samuti petrooleumis. Kaalium reageerib veega väga tormiliselt, kusjuures eraldub soojus ja tekib leelis. Kaaliumiühendid (hüdrosüüd, soolad) sarnanevad väga vastavate naatriumiühenditega. Nende kasutamine on rohkem piiratud kallima hinna tõttu.

Kaalium kuulub taimedele vajalikkude elementide hulka. Ta soodustab taime kasvamist. Kuigi kaaliumiühendeid leidub mullas, on tema looduslikkude ühendite enamiku lahustuvus vees väike, mispärast taim ei saa neid omastada. Peale selle viiakse tehniliste kultuuride (lina, kanep, päevalill) ja juurviljade saagiga kaalium põllult minema. Järelikult tuleb anda pinnasele kaaliumi sisaldavaid väetisi.

Kasutatavad kaaliväetised on järgmised: peenestatud sülviiin — KCl ja sülviniit — $KCl-NaCl$, harilik puutuhk, mis sisaldab peale kaaliumi veel fosforit ja teisi taimedele vajalikke elemente. Väärtuslikuks kaaliväetiseks tuleb pidada kaaliumsalpeetrit — KNO_3 ja kaaliumsulfaati — K_2SO_4 . Solikamskis kaevandatavat karnalliiti $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ töödeldakse samuti mitmesugusteks väetisteks.

LABORATOORNE TÖÖ nr. 30.

Katse metallide pingeterea tundmaõppimiseks.

Valmis panna:

- a) reaktiivid ja materjalid — pliinitraadi lahus, hõbenitraadi lahus; tsink, vasktraat, tsinkplaadike;
- b) riistad ja nõud — katseklaasid, klaaspulk.

Töö teostamise kord.

1. Valada katseklaasi $\frac{1}{3}$ tema mahust hõbenitraadi lahust. Painutada vasktraadi (või peenikeste vasktraatide kimbu) ots konksu ja asetada traat lahusesse konksupidi katseklaasi ava serva taha. Mida võib panna tähele? Milline on tekkiva lahuse värvus? Kirjutada toimunud reaktsiooni molekulaar- ja ioonvõrrand.

2. Valada keeduklaasi või katseklaasi pliinitraadi lahust ja riputada sinna tükk tsinki või tsinkplaadike. Mis sadestub tsingile? Kirjutada selle reaktsiooni molekulaar- ja ioonvõrrand.

Jootetina (tina ja plii sulami) saamine.

Valmis panna:

- a) reaktiivid ja materjalid: tina, plii;
- b) riistad ja nõud — raudtiigel (või kausike), tiiglitangid, metallstatiiv rõngaga, raudtraat või selle asemel raudlusikas ainete põletamiseks, väike paberist karbik, põleti, traadist kolmnurk (tiiglile).

Töö teostamise kord.

1. Asetada tiigel statiivi rõngasse. Panna tiiglisse mõõdetelt ühesuurused plii ja tina tükikesed. Kaalult peab tina olema 1,5 korda rohkem.

2. Soojendada tiiglit kuni metalli sulamiseni, segada metalle traadiga, kuni nad on täiesti sulanud. Tiiglit hoida tiiglitangidega.

3. Valada vedel sulam paberist karpi, teda mitte puudutada ja lasta ära jahtuda.

4. Korrata seda katset tinaga ja valada vedel metall paberist karpi.

5. Sama katse teha pliiga.

6. Metallide jahtumisel veenduda, et sulam paberit läbi ei põletanud, samal ajal kui tina ja plii põletasid paberi läbi. Teha vastav järeldus.

7. Kirjutada teostatud töö aruanne ja vastata küsimustele: milline on tina, plii ja nende sulami sulamistemperatuur?

KÜSIMUSI JA ULESANDEID.

1. Millest on tingitud esimese rühma metallide jagamine allrühmadeks? Loetleda metalle, mis kuuluvad: a) pea-allrühma, b) kõrval-allrühma.

2. Milliseid metalle nimetatakse leelismetallideks? Anda leelismetallide üldiseloomustus nende ehituse ja asetuse seisukohalt perioodilises süsteemis.

3. Milline valents on leelismetallidel keemilistes ühendites? Põhjendada vastus nende aatomite ehituse seisukohalt.

4. Jutustada a) naatriumi, b) kaaliumi levikust looduses.

5. Loetleda a) naatriumi, b) kaaliumi omadused. Milliste menetlustega saadakse naatriumi ja kaaliumi?

6. Kus kasutatakse a) naatriumi, b) kaaliumi?
7. Tuua a) naatriumi, b) kaaliumi tähtsaimate ühendite valemid, nende nimetused ja näidata, kus neid tarvitatakse.
8. Naatriumhüdroksüüdi ja kloori vastastikusel toimel tekib kolm ainet: naatriumkloriid, naatriumhüpoklorit (alaklorishappe — HClO sool) ja vesi. Kirjutada selle reaktsiooni võrrand.
9. Millisel viisil saadakse naatriumhüdroksüüdi?
10. Millised omadused on naatriumhüdroksüüdi ja kus teda kasutatakse?
11. Millega tuleb seletada, et naatriumhüdroksüüd sisaldab lisandina naatriumkloriidi?
12. Millega tuleb seletada kaaliumi suuremat keemilist aktiivsust, võrreldes teda naatriumiga?
13. Tuua naatriumhüdroksüüdi tehnilised nimetused.
14. Milliste ainetega, mille valemid on siin toodud, reageerib kaaliumhüdroksüüd a) H_2SO_4 , b) HNO_3 , c) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, d) CaO , e) CO_2 . Kirjutada nende reaktsioonide võrrandid.
15. Lahendada ülesanded:
- a) Arvutada, kui palju kulub kristallsoodat ja vett, et saada 2 kg 2,65-protsendilist naatriumkarbonaadi lahust.
- b) Määrata kaaliumkloriidi protsentuaalne kontsentratsioon lahuses, milleks on võetud 14,9 g KCl ja 200 g vett.
- c) Naatriumkarbonaadi (sooda) lahuse ja kustutatud lubja keetmisel tekivad kaltsiumkarbonaat ja naatriumhüdroksüüd. Koostada selle reaktsiooni võrrand ja arvutada, mitu grammi kulub a) kolme gramm-molekuli naatriumhüdroksüüdi, b) 0,5 gramm-molekuli kaltsiumkarbonaadi saamiseks.
- d) Kaaliumi ja vee vastastikusel toimel eraldus 0,25 g vesinikku. Arvutada: 1) mitu grammi kaaliumhüdroksüüdi tekkis selle juures? 2) mitu grammi kaaliumi võttis osa reaktsioonist?

§ 90. Teise rühma metallid.

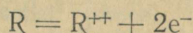
Perioodilise süsteemi teise rühma elementide aatomite väliskihis on kaks elektroni. Ühes sellega pole elektronide arv aatomite sügavamates kihtides kõigil siia kuuluvatel metallidel ühesugune. Sellest on tingitud teise rühma jagamine allrühmadeks. Pea-allrühma moodustavad metallid: berüllium, magneesium ja vana üldnimetusega leelismuldmetallid — kaltsium, strontsium ja baarium. Keemilistelt omadustelt kuulub leelismuldmetallide hulka veel radium. Kõrval-allrühma moodustavad tsink, kadmium ja elavhõbe.

Tehnikas kasutatakse vabas olekus magneesiumi, kadmiumi ja elavhõbedat. Teisi siia kuuluvaid metalle kasutatakse peamiselt keemiliste ühendite kujul. Mitmed selle rühma metallid kuuluvad mitmesuguste sulamite koostisse.

Perioodilise süsteemi teise rühma pea-allrühma metallidest tuleb eeskätt nimetada berülliumi ja magneesiumi, mis mõlemad asetuvad väikestes perioodides. Berüllium sarnaneb keemilistelt omadustelt rohkem alumiiniumiga, mis asetub tema naabruses kolmandas rühmas. Magneesium sarnaneb keemiliselt tsingiga, mis asetub magneesiumist allpool teise rühma kõrval-allrühmas. Teise rühma pea-allrühma metallidel, mida nimetatakse leelismuldmetallideks ja asetuvad suurtes perioodides — kaltsiumil, strontsiumil ja baariumil on palju ühiseid keemilisi omadusi.

Leelismuldmetallide aatomid, millel on väliskihis kaks elektroni, annavad neid kergesti ära, tekitades kahelaengulisi positiivseid ioone.

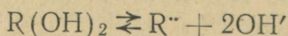
Tähistades üldiselt metalli täht R-ga, võib metalli aatomi oksüdeerumist kahelaenguliseks iooniks väljendada järgmise võrrandiga:



Kõigis keemilistes ühendites on leelismuldmetallid kahevalentsed.

Leelismuldmetallide aatomid hoiavad valentselektrone kindlamalt kinni kui leelismetallide aatomid. Sellest on tingitud leelismuldmetallide väiksem keemiline aktiivsus kui leelismetallidel.

Leelismuldmetallide oksüüdid, mida tähistab valem RO, näiteks kaltsiumoksüüd — CaO, tekivad nende metallide vahetul ühinemisel hapnikuga, nad on aluselised oksüüdid. Veega reageerivad need oksüüdid vahetult, tekitades tüüp R(OH)₂-taolisi hüdroksüüde, näiteks kaltsiumhüdroksüüdi — Ca(OH)₂. Võrreldes leelismuldmetallide hüdroksüüde leelismetallide hüdroksüüdidega on nad vähem tugevad, kuna metallide kahelaengulised positiivsed ioonid hoiavad kindlamalt kinni hüdroksüüle. Nende hüdroksüüdide dissotsiatsioon toimub järgmise skeemi kohaselt:



Leelismuldmetallide hüdroksüüdide lahustuvus vees kasvab koos metalli järjekorranumbri tõusuga. Seega kõige väiksem lahustuvus hüdroksüüdide hulgast on kaltsiumhüdroksüüdil [Ca(OH)₂].

Leelismuldmetallide hüdroksüüdide lahustuvus on väiksem kui leelismetallide hüdroksüüdidel.

Erinevalt leelismetallide sooladest lahustuvad paljud leelismuldmetallide soolad vees halvasti. Tegelikult lahustumatute soolade hulka kuuluvad leelismuldmetallide karbonaadid, sulfaadid ja mõningad teised soolad. Nendemetallide kloriidid ja nitraadid lahustuvad vees hästi ja on väga hügroσκοopsed.

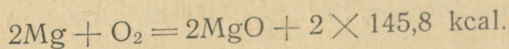
1. Magneesium ja tema soolad.

Magneesiumi keemiline märk on Mg. Tema järjekorranumber 12. Elektronide asetus kihtides on 2; 8; 2. Aatomkaal on 24,32.

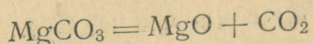
Vabas olekus magneesiumi looduses ei leidu, vaid ta on levinud keemiliste ühenditena. Tähtsamaid magneesiumi sisaldavaid mineraale on: magnesiit — $MgCO_3$, dolomiit $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ ja karnalliit — $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$.

Magneesiumi saadakse veeta sula magneesiumkloriidi elektrolüüsil. Vabas olekus on magneesium hõbevalge metall, mille erikaal on 1,74. Magneesium sulab 651° temperatuuril. Praegusel ajal saadetakse magneesiumi müügile traadina, lindina ja peenpulbrina.

Magneesiumi kasutatakse kerge sulami — elektroni saamiseks, mis sisaldab 90% magneesiumi. Õhu käes kattub magneesium vaevalt märgatava õhukese magneesiumoksüüdi kilega. See kile kaitseb metalli korrosiooni eest. Magneesium põleb, kusjuures eraldub väga palju soojust. Eraldub soojust kuumutab magneesiumoksüüdi helenavalt valgeks. See asjaolu seletabki, miks magneesiumi põlemisel õhus või puhtas hapnikus tekib pimestavalt heleleek. Seda protsessi väljendab termokeemiline võrrand:



Seda reaktsiooni kasutatakse heleda valguse saamiseks pildistamisel. Magneesiumoksüüd on valge, väga raskesti sulav aine. Magneesiumoksüüdi kõrge sulamistemperatuuri (üle 2800°) tõttu kasutatakse teda tulekindlate teliste ja esemete tootmisel. Tööstuslikult saadakse magneesiumoksüüdi magnesiidi kuumutamisel (põletamisel):



Sellest on tulnud magneesiumoksüüdi tehniline nimetus — põletatud magneesia.

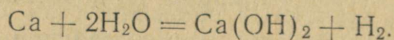
Magneesiumoksüüdist ja magneesiumkloriidist toodetakse tehnilist saadust, mida nimetatakse magnesiaal-tsemendiks. Selle tsemendi ja saepuru segu pressimisel saadakse ksüloliit, mis läheb põrandate, laboratooriumi laudade valmistamiseks ja muudeks otstarveteks.

2. Kaltsium ja tema ühendid.

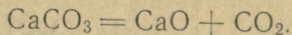
Kaltsiumi keemiline märk on Ca, järjekorranumber 20; elektronide asetus: 2; 8; 8; 2. Tema aatomkaal on 40,08.

Kaltsiumi vabas olekus looduses ei leidu, kuid tema ühendid on laialt levinud. Nende hulka kuuluvad kaltsiumkarbonaat, mis tekitab lubjakivi, marmori ja kriidilademeid, ja kaltsiumsulfaat, mida leidub kipsina — $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Mineraalid fosforiit ja apatiit koosnevad põhiliselt kaltsiumfosfaadist — $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Kaltsiumiühendeid leidub taim- ja loomorganismides. Kaltsiumi saadakse sulatatud kaltsiumkloriidi — CaCl_2 elektrolüüsil.

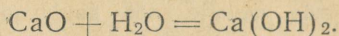
Kaltsium on valge, üsna kõva, hästi sepistatav metall, mille erikaal on 1,55. Keemilistelt omadustelt sarnaneb ta leelismetallidega, kuid ta on reaktsioonides vähem aktiivne kui viimased. Õhus ta oksüdeerub kiiresti, katkudes õhukese kobeda kaltsiumoksüüdi kilega, mis kergesti lahustub vees. Sellepärast tuleb kaltsiumi hoida hermeetiliselt suletud nõudes või petrooleumis. Kaltsium lagundab vett tavalisel temperatuuril, kusjuures eraldub vesinik ja tekib leelis:



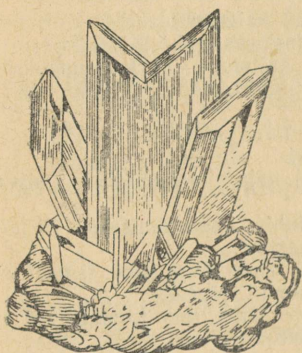
Kaltsiumi vabas olekus ei kasutata. Kaltsiumoksüüd — CaO on valge tahke aine, mille erikaal on 3,8, ta sulab väga raskesti. Selle omaduse tõttu kasutatakse teda tulekindlate materjalide tootmisel. Kaltsiumoksüüdi tehniline nimetus on kustutamata lubi. Tehnikas saadakse teda lubjakivi või marmori kuumutamisel (põletamisel):



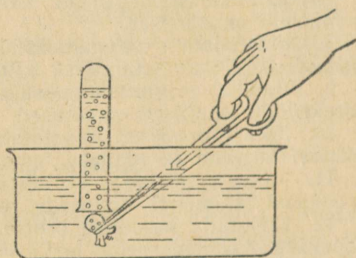
Kaltsiumoksüüd reageerib veega väga energiliselt, tekitades kaltsiumhüdroksüüdi:



Reaktsiooni soojus on nõnda suur, et vesi lubjatükkidel hakkab keema, kuna lubjatükk pudeneb pulbriks. Seda protsessi nimetatakse lubjakustutamiseks. Kaltsiumhüdroksüüdi — $\text{Ca}(\text{OH})_2$ tehniline nimetus on kustutatud lubi.



Joon. 80. Kipsi kristallid.



Joon. 81. Vee lagundamine kaltsiumi abil.

Kustutatud lubja, liiva ja vee segu kasutatakse lubjamördi nimetuse all ehitustel. Imades õhust süsihappegaasi muundub kustutatud lubi kaltsiumkarbonaadiks ja kõveneb, eraldades vett. See asjaolu ongi niiskuse tekkimise põhjuseks äsjaehitatud kivihoonetes. Loksutades kustutatud lubja veega tekib valge sogane vedelik (hõljum), mida nimetatakse lubjapiimaks. Selle hõljumi seismisel saadakse selge vedelik, mida nimetatakse lubjaveeks. Nagu teada, kasutatakse lubjavett süsihappegaasi olemasolu kindlakstegemiseks.

Kaltsiumi sisaldavaid sooli ja nende kasutamist käsitleti eespool metalloide peatükkides.

KUSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Millest on tingitud perioodilise süsteemi teise rühma jagamine allrühmadeks? Loetleda metalle, mis kuuluvad a) pea-allrühma, b) kõrval-allrühma.

2. Anda perioodilise süsteemi teise rühma iseloomustus aatomi ehituse seisukohalt.

3. Milliseid metalle nimetatakse leelismuldmetallideks? Anda leelismuldmetallide üldiseloomustus nende aatomite ehituse ja asetuse seisukohalt perioodilises süsteemis.

4. Milline on leelismuldmetallide valents keemilistes ühendites? Põhjendada vastus nende aatomite ehituse seisukohalt.

5. Tuua tähtsaimate looduslikkude a) kaltsiumi, b) magneesiumi ühendite valemid ja nimetused.

6. Kuidas saadakse: a) kaltsiumi, b) kaltsiumoksüüdi, c) magneesiumoksüüdi, d) kustutatud lupja, e) magneesiumhüdroksüüdi?

7. Jutustada: a) magneesiumi, b) kaltsiumi, c) kaltsiumoksüüdi, d) magneesiumoksüüdi ja e) kaltsiumhüdroksüüdi füüsikalistest ja keemilistest omadustest.

8. Jutustada: a) kaltsiumoksüüdi, b) magneesiumoksüüdi, c) kaltsiumhüdroksüüdi kasutamisest tehnikas.

9. Tuua: a) magneesiumoksüüdi, b) kaltsiumoksüüdi, c) kaltsiumhüdroksüüdi tehnilised nimetused.

10. Millist protsessi nimetatakse lubja kustutamiseks? Kirjutada protsessi võrrand ja näidata tema omapära.

11. Millega seletada, et lubjavesi läheb hägusaks temast süsihappegaasi läbimisel? Kirjutada reaktsiooni võrrand.

12. Kirjutada keemilise protsessi võrrand, mis toimub, kui süsihappegaasi kauemat aega lasta läbi lubjavee.

13. Kirjutada reaktsiooni võrrand, mis toimub kaltsiumvesinikkarbonaadi lahuse soojendamisel.

14. Millega tuleb seletada telliskivihoonete ehitamisel tarvitatud lubjamõrdi kõvastumise protsessi?

15. Milliste ainetega, mille valemid on siin toodud, reageerib kaltsiumoksüüd: a) HNO_3 , b) KOH , c) SiO_2 , d) HCl , e) BaCl_2 ?

16. Lahendada järgmised ülesanded:

a) Põletatud magneesium sisaldab 95% magneesiumoksüüdi (muu on lisandid). Kui palju võib saada magneesiumkloriidi 0,5 kg põletatud magneesiumist?

b) 50 kg kriiti sisaldab 90% kaltsiumkarbonaati ja 10% lisandeid. Arvutada, kui palju võib saada kustutamata lupja sellest kriidist, kui põletamisel laguneb kogu CaCO_3 hulk kriidist.

c) Kui palju eraldub CO_2 :

1) 200 kg lubjakivi, 2) 100 kg magnesiidi, 3) 300 kg dolomiidi kuumutamisel 95% suuruse saagisega? Lähteained sisaldavad 10% lisandeid.

d) Arvutada, mitu grammi magneesiumhüdroksüüdi tekib küllaldase hulga leelise toimele 2 gramm-molekuli magneesiumsulfaadi lahusesse.

e) Mitu grammi kaltsiumoksüüdi ja mitu grammi vett läheb tarvis, et saada 22,2 g kustutatud lupja?

§ 91. Alumiinium.

Alumiiniumi keemiline märk on Al; järjekorranumber on 13; elektronide asetus 2; 8; 3; tema aatomkaal on 26,98.

Perioodilises süsteemis asetub alumiinium kolmanda perioodi kolmandas rühmas; tema valents on 3.

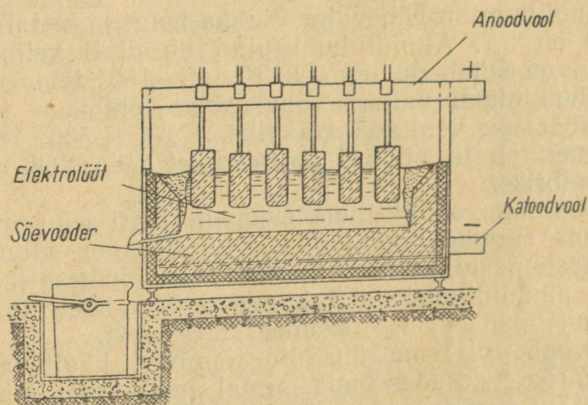
1. Alumiinium looduses.

Alumiinium on looduses laialdaselt levinud, ta seisab oma leviku poolest teiste elementide hulgas kolmandal kohal. Teda leidub ainult ühendites. Kõige sagedamini leidub alumiiniumi silikaatides, nagu savis, põldpaos, vilgukivis ja teistes mineraalides. Tähtsamaid alumiiniumi maake on: boksiit — $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, krüoliit — $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$. Nõukogude Liit on rikas alumiiniumimaakidest. Neid leidub Uraalis, Kasahstanis, Baškiiri ANSV-s, Siberis ja mujal.

2. Alumiiniumi saamine.

Alumiiniumi saamisel tööstuslikult on kaks staadiumi. Esimesel staadiumil eraldatakse alumiiniumoksüüd looduslikust alumiiniumimaagist. Teisel staadiumil redutseeritakse alumiinium tema oksüüdist.

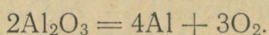
Puhta alumiiniumoksüüdi saamisel on suur tähtsus,



Joon. 82. Alumiiniumi tootmine.

kuna redutseerumisel läheksid kõik lisandid üle alumiiniumisse.

Alumiiniumoksüüdi redutseerumine toimub elektrolüüsil elektrolüüsivannis ehk elektrolüüseris. Elektrolüüseri põhi on vooderdatud seestpoolt tulekindlate tellistega ja tihe-
dalt kokkupressitud söega, millesse on asetatud vaskplaat, mis täidab katoodi ülesannet. Anoodideks on raudvarrastele pistetud söest prismad. Vardad on kinnitatud ühise põiklati külge, mis on ühendatud vooluallika positiivse poolusega. Kuna alumiiniumoksüüd sulab väga raskelt, siis lisatakse talle sulamistemperatuuri alandamiseks krüoliiti. Elektrolüüs toimub väga kõrgel temperatuuril, kusjuures tekivad vaba alumiinium ja hapnik:



Sula alumiinium koguneb elektrolüüseri põhja. Söest anoodil eralduv hapnik oksüdeerib söe süsinikoksüüdiks, mis siin põledes tekitab süsihappegaasi. Sel põhjusel asendatakse aeg-ajalt põlenud söest prismad uutega.

Esimene alumiiniumitehas Nõukogude Liidus lasti käiku 1932. aastal ja praegusel ajal on Nõukogude Liidul esikoht alumiiniumi tootmise poolest kogu maailmas.

3. Alumiiniumi omadused.

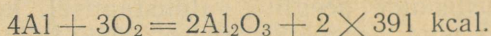
Alumiinium on hõbevalge sinaka helgiga metall. Tema erikaal on 2,7. Alumiiniumi pind on alati veidi tuhm. Alumiinium sulab umbes $+659^\circ$. $100-150^\circ$ temperatuuril võib alumiiniumi valtsida õhukesteks lehtedeks (alumiiniumpaber) ja venitada traadiks. Kuid $+500^\circ$ temperatuuril muutub ta niivõrd hapraks, et teda võib peenestada pulbriks.

Alumiinium on aktiivne element. Eriti suur on tema keemiline sugulus hapnikuga. Õhu käes on alumiinium keemiliselt püsiv, kuna ta kattub väga õhukese ja vastupidava alumiiniumoksüüdi kilega, mis kaitseb kogu alumiiniumi tükki edasise oksüdeerumise eest.

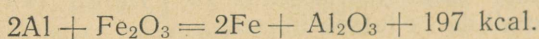
Elavhõbe ja tema ühendid toimivad hävitavalt alumiiniumisse, tekitades tema pinnal amalgaami, mis takistab metalli oksüdeerumist õhuhapnikuga.

Peene alumiiniumipulbri kuumutamisel õhus kuni

600—700°-ni süttib alumiinium põlema pimestavalt heleda leegiga, eraldades väga palju soojust ja muundudes alumiiniumoksüüdiks:



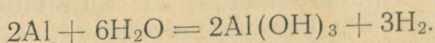
Kui segada raud(III)oksüüdipulbrit alumiiniumipulbriga ja süüdata see põlema sütiku (näit. magneesiumi) abil, siis eraldub sellel reaktsioonil väga palju soojust:



Rauda saadakse sel puhul sulaolekus.

Samal teel võib redutseerida mitmesuguseid metalle (näit. kroomi, mangaani jt.) nende oksüüdidest. Metallide saamise menetlust nende oksüüdidest alumiiniumi abil nimetatakse aluminotermiaks. Raudoksüüdi ja alumiiniumi segu nimetatakse termiidiks. Termiiti kasutatakse trammirööbaste põkkude (otste) termiitsel keevitamisel. Sõjaväes kasutatakse termiiti laialdaselt. Termiit-süütemürsud on palju efektiivsemad kui fosformürsud.

Veele on alumiinium vastupidav, kuna teda katab alumiiniumoksüüdi kaitsekile, mis vees ei lahustu. Kui aga asetada vette amalgeeritud alumiinium, siis alumiinium tõrjub veest välja vesiniku ja muundub alumiiniumhüdrosüüdiks:



Alumiinium tõrjub välja hapete lahustest vesiniku, tekitades vastavaid sooli. Alumiinium lahustub kergesti sööbeleelistes — NaOH ja KOH.

Alumiiniumil on ainult üks oksüüd, mille valem on Al_2O_3 . Looduses leidub alumiiniumoksüüdi mineraal korundi kujul, mis seisab kõvaduselt teemandi järel. Vääriskivid rubiin (punane) ja safiir (sinine) on korundi läbipaistvad kristallid, mille värvus on tingitud lisanditest. Korundi läbipaistmatuid kristalle, milles on suurel hulgal mitmesuguseid lisandeid, nimetatakse smirgliks.

Alumiiniumhüdrosüüd on amfoteerne alus, ta tekitab sooli nii hapetega kui ka alustega.

Alumiiniumi kasutatakse tehnikas laialdaselt sulamitena. Alumiiniumi sulamid on kerged ja vastupidavad. Alumiiniumi peamiseks tarvitajaks on auto- ja lennukitööstus. Samuti kasutatakse alumiiniumi mitmesuguste

koduse majapidamise esemete tootmiseks. Alumiiniumipaberit kasutatakse toiduainete pakkimisel ja elektrikondensaatorite valmistamisel. Alumiiniumi kasutatakse kõrgevärtuslike peeglite valmistamisel, kuna puhta alumiiniumi pind peegeldab umbes 90% talle langenud kiiri. Peent alumiiniumipulbrit kasutatakse lõhkeaine ammonaali ja hõbedase värvi valmistamiseks, viimane on püsiv õhu toimele. Jämedateralist alumiiniumipulbrit kasutatakse valgustusrakettide ja termiidi valmistamisel ning metallide redutseerimiseks.

Palju kasutatakse alumiiniumi vahelduvvoolu alaldajate tootmisel. Malm- ja terasesemete pind töödeldakse alumiiniumiga, et neid teha kuumusekindlateks ja kaitsta korrosiooni eest. Seda töötlemist nimetatakse aliteerimiseks. Aliteeritud esemeid võib kuumutada kuni 1000°-ni, ilma et nad oksüdeeruksid.

LABORATOORNE TÖÖ nr. 32.

Alumiiniumhüdroksüüdi saamine ja tema amfoteersuse tundmaõppimine.

Valmis panna —

a) reaktiivid ja materjalid — alumiiniumkloriid (võib asendada alumiiniumnitraadiga või -sulfaadiga) ja naatriumhüdroksüüdi või kaaliumhüdroksüüdi lahus;

b) riistad ja nõud — statiiv katseklaasidega.

Töö teostamise kord.

1. Valada katseklaasi mitte rohkem kui 1—2 ml alumiiniumkloriidi lahust. Tilgutada talle tilgakaupa leelise lahust juurde. Vaadelda sademe tekkimist. Milline on tema koostis ja nimi? Kirjutada teostatud reaktsiooni molekulaar- ja ioonvõrrand.

2. Valada saadud sademele lahjendatud hapet (sool-, lämmastik- või väävelhapet). Loksutada katseklaasi sisu ja jälgida sademe lahustumist. Millised alumiiniumhüdroksüüdi omadused ilmnevad sellel reaktsioonil, kas aluselised või happelised? Kirjutada teostatud reaktsiooni võrrand.

3. Valmistada uuesti alumiiniumhüdroksüüdi sade, nagu see on näidatud ülesande esimeses punktis. Valada

sellele sademele küllaldaselt leelise lahust. Katseklaasi sisu hästi loksutada sademe täieliku lahustumiseni. Kui jääb osa lahustumata, valada veidi leelist juurde. Millised alumiiniumhüdrosüüdi omadused ilmnevad sellel reaktsioonil, happelised või aluselised? Kirjutada teostatud reaktsiooni võrrand, tähistades seejuures alumiiniumhüdrosüüdi valemit H_3AlO_3 .

4. Vastata küsimustele:

- Milliseid hüdrosüüde nimetatakse amfoteerseteks?
- Mitu gramm-molekuli alumiiniumhüdrosüüdi saadakse küllaldase leelise hulga toimetel 6 gramm-molekuli alumiiniumkloriidisse?

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

- Anda alumiiniumi iseloomustus tema aatomi ehituse ja asetuse seisukohalt perioodilises süsteemis.
- Jutustada alumiiniumist: a) tema levikust looduses, b) tema füüsikalistest omadustest, c) tema keemilistest omadustest.
- Kirjeldada, kuidas saadakse alumiiniumi tööstuses.
- Miks tuleb alumiiniumi elektrolüütilisel saamisel alumiiniumoksüüdist vahetada sageli söest anoodi?
- Miks on vajalik alumiiniumi tootmisel alumiiniumoksüüdist panna elektrolüüserisse krüolüüti?
- Miks ei saa alumiiniumi pidada tüüpiliseks metalliks? Põhjendada vastus vastavate reaktsioonidega.
- Millistes tehnikaharudes ja mil kujul kasutatakse seal alumiiniumi?
- Mida nimetatakse a) aluminotermiaks, b) termiidiks?
- Kirjutada mangaani redutseerumise reaktsiooni võrrand mangaandioksüüdist — MnO_2 , mida teostatakse aluminotermiliselt.
- Miks ei või hoida koduses majapidamises tarvitavat «seebikivi» lahust alumiiniumnõus?
- Lahendada ülesandeid:
 - Kui palju rauda saab 10 kg raud(III)oksüüdist aluminotermia teel?
 - Kui palju kroomi redutseerub 1 kg kroom(III)oksüüdist — Cr_2O_3 aluminotermia teel?
 - Mitu grammi mangaani saadakse, kui võtta 8 gramm-molekuli mangaandioksüüdi ja selleks vajalik hulk alumiiniumi?
 - Arvutada alumiiniumi protsentuaalne sisaldus: a) Al_2O_3 -s, b) $Al(OH)_3$ -s, c) $Al_2(SO_4)_3$ -s.
- Kui palju saadakse alumiiniumkloriidi, kui soolhappega reageerib: a) 7,1 g alumiiniumi, b) 38 g alumiiniumhüdrosüüdi?

§ 92. Tina, plii, kroom ja mangaan.

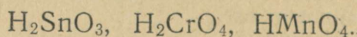
Tina keemiline märk on Sn (Stannum); järjekorranumber 50, elektronide asetus: 2; 8; 18; 18; 4. Tina aatomkaal on 118,7. Tina asetseb viienda perioodi neljandas rühmas.

Plii (seatina) keemiline märk on Pb (Plumbum); järjekorranumber on 82; elektronide asetus: 2; 8; 18; 32; 18; 4. Plii aatomkaal on 207,21. Seatina asetseb kuuenda perioodi neljandas rühmas.

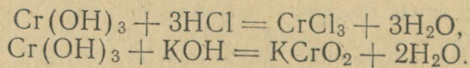
Kroomi keemiline märk on Cr (Chromum); järjekorranumber on 24; elektronide asetus 2; 8; 13; 1; aatomkaal on 52,01. Kroom asetseb neljanda perioodi kuueandas rühmas.

Mangaani keemiline märk on Mn (Manganum); järjekorranumber on 25; elektronide asetus 2; 8; 13; 2; aatomkaal on 54,94. Mangaan asetseb neljanda perioodi seitsmendas rühmas.

Tinal, pliil, kroomil ja mangaanil on vabas olekus metallide omadused: neil on metalliline läige ja teised metalle iseloomustavad füüsikalised omadused, kuid elementide keemiliste ühendite koostises on neil nii metallide kui ka metalloidide omadused. Igaüks neist elementidest tekitab positiivselt laetud ioone, mis kuuluvad soolade koostisse, näit. SnCl_2 , PbCl_2 , CrCl_3 , MnCl_2 . Kuid ühtlasi võivad need elemendid ühendites kuuluda negatiivsete liitioonide koostisse, näiteks:



Tina, plii ja kroomi hüdroksüüdid on amfoteersed. Nad reageerivad nii hapetega kui alustega. Näiteks:



Kaaliumkromit — KCrO_2 on kroomishappe — HCrO_2 sool.

Kromiti näiteks võib olla looduslik kroomrauamaak — $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$, millest toodetakse kroomi.

Tina on valge läikiv kergesti sulav metall, mille sulamistemperatuur on $+232^\circ$. Teda võib kergesti valtsida õhukesteks lehtedeks, mida nimetatakse tinapaberiks ehk

stannioliiks. Õhu käes tina ei muutu, samuti on ta püsiv vees. Sellepärast kaetakse (tinutatakse) vask- ja raudesemeid tinaga. Tina kasutatakse mitmesuguste sulamite koostises. Looduses leidub teda tinadioksiidina, mida nimetatakse tinakiviks. Sellest toodetaksegi tina. Ehedas olekus leitakse tina harva.

Tähtsaimate tina ühendite hulka kuulub tinadikloriid — SnCl_2 , mida müüakse «tinasoola» nimetuse all ja koosneb $\text{SnCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ valgetest kristallidest. Seda ühendit kasutatakse orgaanilisel sünteesil, keemilistel analüüsidel, riide värvimisel ja eriterase sortide ja emaili tootmisel.

Tinatetrakloriid — SnCl_4 on läbipaistev vedelik, mis õhu käes tugevasti suitseb, reageerides õhu niiskusega. Teda tarvitatakse suitsu tekitamiseks.

Tinasulfiidi — SnS_2 kasutatakse maalrikulla nimetuse all puidust, kipsist ja teistest ainetest esemete kuldamiseks.

Plii on puhtas olekus hõbevalge metall. Õhus kattub ta kiiresti sinakashalli oksüüdikihiga. Ta on raske (erikaal 11,34), pehme ja väga plastiline metall. Ta võib rõhu all voolata ja aukudest läbi tungida. Selle omaduse tõttu kasutatakse teda pliitorude valmistamiseks. Looduses leidub pliid ainult ühendite kujul. Tähtsaim pliimaak on pliiläik (galeniit) — PbS .

Pliiühenditest on suurim praktiline tähtsus pliioksüüdil — PbO (kollane pulber). Teda kasutatakse kahevalentse plii ühendite saamiseks, nagu näiteks PbCl_2 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ja teised. Pliioksüüdi kasutatakse akuplaatide valmistamisel. Tugevasti kuumutatud pliioksüüd on punakaskollast värvi, teda nimetatakse pliiiluks ja kasutatakse eriklaasi sortide, saviesemete glasuuri, lakkide ja värvide tootmisel.

Pliidioksiid — PbO_2 on tumepruun pulber, mida kasutatakse tuletikkude ja kummiesemete tootmisel.

Helepunast pulbrit mennikut — Pb_3O_4 kasutatakse punase õlivärvina.

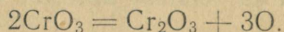
Kõik pliiühendid on mürgised.

Kroom on valge metall, metallilise läikega; kõvaduselt läheneb ta teemandile, kuid samal ajal on ta habras. Kroom on raskesti sulav (sulamistemperatuur on $+1800^\circ$), korrosioonikindel — õhus ta ei muutu, kuna teda kaitseb oksüüdikiht; õhu niiskus temasse ei toimi.

Kroomi kasutatakse metallesemete katmiseks korrosiooni kaitseks (kroomimine). Kroomi lisatakse eriterastesse roosteabade ja happekindlate sortide saamiseks.

Kroomi keemilisi ühendeid kasutatakse laialdaselt. Mõned neist on värvid, nagu näiteks kroomoksüüd — Cr_2O_3 (kroomroheline). Kroomoksüüdi tarvitatakse rohelise klaasi tootmisel ja katalüsaatorina keemilistes protsessides. Kroomoksüüdile vastavad kolmevalentse kroomi soolad, nagu CrCl_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$. Palju tarvitatakse kak-siksoola, mida nimetatakse kroommaarjaks — $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. See sool koosneb tumelilladest, peaaegu mustadest kristallidest. Teda kasutatakse nahatööstuses naha parkimisel.

Kroomhappe anhüdriid — CrO_3 on tumepunane kristalne aine. Ta on tugevamaid oksüdeerijaid, kuna ta kergesti laguneb kroomoksüüdiks ja väbaks hapnikuks:



Kroomhappe anhüdriidile vastavad kaks hapet: kroomhape — H_2CrO_4 ja dikroomhape — $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Ainult nende hapete sooli tuntakse. Kroomhappe sooli nimetatakse kromaatideks, näiteks kaaliumkromaat — K_2CrO_4 ; dikroomhappe sooli nimetatakse dikromaatideks (bikromaatideks), näiteks — $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ on kaaliumdikromaat. See on kristalne oranž aine, mida tarvitatakse suurel määral nahatööstuses naha parkimiseks, tuletikkude tootmisel, keemialaboratooriumides tugeva oksüdeerijana. Kaaliumdikromaa-di 10-protsendilise lahuse segamisel kontsentreeritud väävelhapplega saadakse nn. «kroomsegu». Kasutatakse seda vedelikku keemialaboratooriumides erilist puhtust nõudvate klaasnõude pesemiseks.

Enamikul kromaatidel on kollane värvus, dikromaatidel oranž värvus.

Mangaan sarnaneb väliselt malmiga. Ta on helehall punaka helgiga, erikaal on 7,3. Sulamistemperatuur on 1250° .

Mangaani lisamine terasesse annab viimasele erilise kõvaduse, kindluse vastu panna löökidele ja kulumisele. Sellist terast tarvitatakse ekskavaatorite, kivipurustajate, raudteerööbaste, teraskappide soomuse, rataste ja masinaosade tootmisel, mis peavad kannatama suurt koormust ja lööke.

Mangaani keemilistest ühenditest kasutatakse kõige rohkem KMnO_4 — kaaliumpermanganaati. Ta on tugev oksüdeerija ja eraldab kergesti hapnikku. Seda soola kasutatakse suurel määral arstiteaduses ja laboratooriumi praktikas. KMnO_4 moodustab tumelillasid kristalle. Selle soola lahjadel lahustel on roosa värvus; kontsentreeritud lahused on tumelillad. Kaaliumpermanganaat on permangaanhappe — HMnO_4 sool; vabas olekus seda hapet ei ole võimalik saada. Tema sooli nimetatakse permanganaatideks. Neis ühendites on mangaanil kõrgeim valents, mis on seitse.

Praktiline tähtsus on veel kahevalentse mangaani sooladel, näiteks mangaankloriidil — MnCl_2 , mangaannitraadil — $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, mangaansulfaadil — MnSO_4 . Enamik neid sooli on tahkes olekus roosad, nende lahused on aga värvitud.

Mangaandioksüüd — MnO_2 , milles mangaan on neljavalentne, on kõige püsivam mangaani ühend. Teda leidub looduses mineraal pürolusiidina ja on mangaani tööstusliku saamise tooraineks. Peale selle tarvitatakse mangaandioksüüdi klaasi, tuletikkude ja taskulampipatareide tootmisel.

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Anda tina, plii, kroomi ja mangaani üldiseloostus.
2. Tuua keemiliste ühendite valemid, milles tinal, pliil, kroomil ja mangaanil on metallilised omadused.
3. Tuua keemiliste ühendite valemid, milles kroomil ja mangaanil on metalloidide omadused.
4. Kirjutada kroomhüdrosüüdi reageerimise võrrandid a) happega ja b) leeliselega.
5. Milleks kasutatakse: a) tina, b) pliid, c) kroomi, d) mangaani ja nende ühendeid?
6. Mitu grammi tina sisaldab 25 g puhast tinaoksüüdi?
7. Lahendada ülesanded:
 - 1) Mitu grammi kroomi sisaldab: a) 25 g kroomoksüüdi — Cr_2O_3 , b) 20 g kroomhüdrosüüdi — $\text{Cr}(\text{OH})_3$, c) 2 kg kroomraumaaki — $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$, milles on 15% lisandeid?
 - 2) Arvutada, mitu grammi soolhapet läheb tarvis, et täielikult lahustada 3 gramm-molekuli kroomhüdrosüüdi ja tekitada CrCl_3 ?
 - 3) Mitu grammi hapnikku eraldub 4 gramm-molekuli kroomhappe anhüdriidi lagunemisel?

§ 93. Raud.

Raua keemiline märk on Fe (Ferrum), järjekorranumber 26; elektronide asetus 2; 8; 14; 2. Aatomkaal on 55,85. Perioodilises süsteemis asetseb raud neljanda perioodi kaheksandas rühmas.

Raua aatomid võivad ära anda 2 ja 3 elektroni, tekitades kahe- ja kolmevalentseid positiivseid ioone.

1. Raud looduses.

Raud on levinenumaid elemente looduses. Puhtas olekus leidub teda ainult meteoriitides ühes nikliga. Rauaühendid leiduvad peaaegu kõigi kivimite ja mineraalide, pinnase ja elavorganismide koostises. Kuid rauamaake, millest teda saadakse, on võrdlemisi vähe. Neist on tööstuslikult kõige tähtsamad punane rauamaak — Fe_2O_3 ja magnetrauamaak — Fe_3O_4 (looduslik raud(II)oksüüd ja raud(III)oksüüd: $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$). Nõukogude Liidus on tähtsamad rauamaakide leiukohad koondatud Uraali, kus isegi mõned mäed koosnevad magnetrauamaagist (Magnitnaja, Vössokaja ja teised). Lõunas Krivoi-Rogi rajoonis leiduvad punase rauamaagi lademed, Kertši rajoonis ja Uraalis asuvad pruuni rauamaagi — $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ lademed. Pruunid rauamaagid on mitmesuguse koostisega looduslikud raudhüdrosüüdid. Neis on rauda vähe, kuid nende töötlemine on tasuv väärtuslike lisandite saamise tõttu.

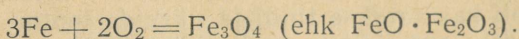
2. Raua füüsikalised omadused.

Raud on läikiv valge hallika varjundiga metall. Raua erikaal on 7,9; tema sulamistemperatuur on 1535° . Rauda võib hästi sepistada ja valtsida, ta võib magnetiseeruda. Raua omadusi mõjutavad teiste elementide lisandid.

3. Raua keemilised omadused.

Raud on keskmise keemilise aktiivsusega metall. Niiskuse puudumisel ta ei reageeri märgatavalt isegi selliste tüüpiliste metalloididega, nagu on hapnik, väävel, kloor ja broom. Soojendamisel ühineb raud energiliselt, eriti peenestatult, hapniku, väävli ja teiste metallidega. Kuu-

mutamisel õhus raud põleb, tekitades raud(II)-raud(III)-oksüüdi:



Kõrgel temperatuuril lagundab raud vett, tõrjudes temast välja vesiniku:



Harilikul temperatuuril niiskuse käes raud roostetab. Rooste katab raua pinda koheva poorse kihina, mis ei kaitse metalli edasise oksüdeerumise eest. Raudesemete roostetamise tagajärjel läheb igal aastal kaduma maailmas umbes 25% tema toodangust.

Raud moodustab püsivaid keemilisi ühendeid, milles ta on kahe- ja kolmevalentne. Kahevalentset rauda märgitakse valemites Fe(II) ja kolmevalentset rauda Fe(III).

Rauaühendid:

Raua(II)ühendid:

FeO — raud(II)oksüüd, must pulber;

Fe(OH)₂ — raud(II)hüdrosüüd, valge värvusega, õhu käes oksüdeerub kiiresti ja omandab selle tõttu määratud roheline värvuse;

FeCl₂ — raud(II)kloriid, (roheline);

FeSO₄ — raud(II)sulfaat (roheline);

FeSO₄ · 7H₂O on rauavitriol — helerohelised kristallid.

Raua(III)ühendid:

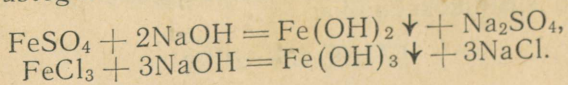
Fe₂O₃ — raud(III)oksüüd, tahke punakaspruun aine;

Fe(OH)₃ — raud(III)hüdrosüüd, punakaspruuni värvusega;

FeCl₃ — raud(III)kloriid, värvuselt punakaspruun;

Fe₂(SO₄)₃ — raud(III)sulfaat (kollane).

Raud(II)ühendid on õhu käes vähepüsivad ja oksüdeeruvad aeglaselt raud(III)ühenditeks. Raudhüdrosüüde saadakse vastavate soolade lahustest, toimides neisse leelise lahustega:



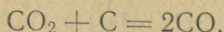
Raud(II)ühenditest on kõige suurem praktiline tähtsus rauavitriolil $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — heleroheline kristalne aine. Rauavitrioli kasutatakse tindi ja värvide tootmisel, puidu immutamiseks, et kaitsta teda hävinemise eest. Raud(III)sooladest kasutatakse kõige rohkem raud(III)klooriidi $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Teda kasutatakse orgaaniliste värvainete tootmisel, polügraafia- ja värvimistööstustes ja arstiteaduses verdsulgeva puuvilla valmistamisel.

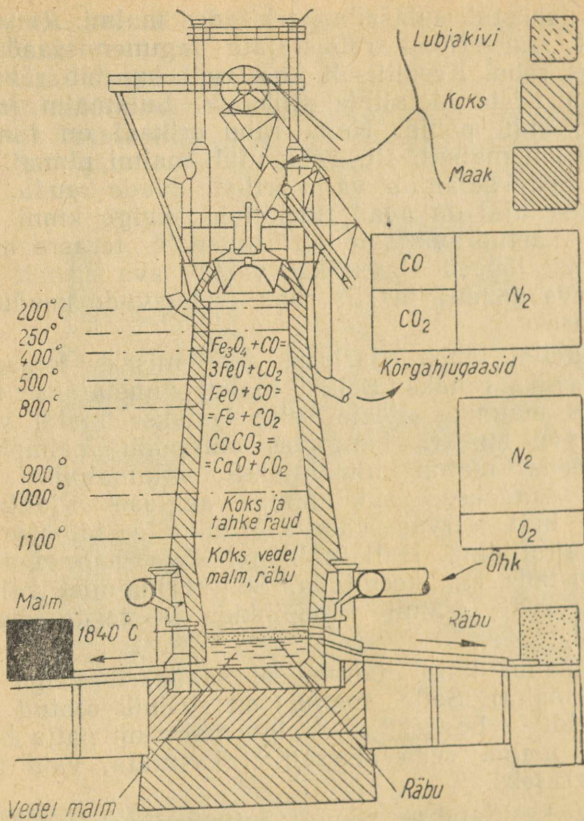
4. Raua saamine.

Rauamaakide töötlemine koosneb mitmest üksteisele järgnevalt protsessist: kõige enne sulatatakse maagist välja malm, siis töödeldakse malm ümber ja saadakse temast teras ning sepistatav raud. Malmi toodetakse kõrgahjudes (joon. 83). Selle ahju kõrgus on 25—30 m, läbimõõt kõige jämedamas osas 9 m. Kõrgahi on tehtud tulekindlatest šamottkiividest ja vooderdatud väljastpoolt vastupidavuse otstarbel lehtterasega kas üleni või siis terasrõngastega. Kui ahi on käiku lastud, siis töötab ta pidevalt 3—5 aastat, misjärel katkestatakse tema töö, et teha kapitaalremonti. Raua saamiseks kõrgahjus kasutatakse:

1. rauamaaki — raudoksüüdi näol, näiteks Fe_2O_3 ;
2. räbustajaid, näiteks lubjakivi — CaCO_3 või räni- mulda, mis peavad alandama maagi sulamistemperatuuri ja ühinema temas leiduvate lisanditega, tekitades räbu;
3. koksi, mis läheb peamiselt kütteks, kuid ta redutseerib rauamaagi ja tekitab redutseerunud rauaga malmi;
4. õhku, mida puhutakse ahju, ja kulub kütuse põletamiseks.

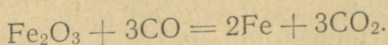
Materjalide laadimine ahju toimub automaatselt ülalt-poolt vastava ava kaudu. Kõrgahju alumist osa nimetatakse koldeks. Kõrgahjus toimub rida protsesse. Ahju alumises osas, kus temperatuur tõuseb 1800° -ni, toimub koksi põlemine väljastpoolt sissepuhutud ettekuumendatud õhujoas. Õhku puhutakse ahju eriavade (furmide) kaudu. Koksi põlemise protsess muutub palju intensiivsemaks, kui sissepuhutavasse õhku lisatakse hapnikku. Koks põleb süsihappegaasiks. Tekkiv süsihappegaas, puutudes kokku hõõguvate sütega, reageerib nendega ja muundub süsinikoksüüdiks:



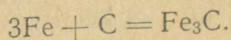


Joon. 83. Kõrgahju protsess.

Viimane redutseerib ahjus ülespoole tõustes rauamaagi. Kui ahju oli laaditud punast rauamaaki, siis väljendab maagi redutseerumise protsessi järgmine võrrand:



Saadud raud tekitab, ühinedes süsinikuga, raudkarbiidi — Fe_3C (tsementiidi). Seda reaktsiooni väljendab võrrand:



Karbiid lahustub sularauas, tekitades malmi. Rauamaagi lisandid reageerivad rübustajate lagunemissaadustega, tekitades räbu. Keemiliselt koostiselt kujutab räbu kalsiumi ja teiste metallide silikaate. Sulamalm ja räbu koguneb ahju põhja. Kuna räbu erikaal on tunduvalt väiksem kui malmil, siis räbu ujub malmi pinnal. Malm ja räbu lastakse ahjust välja eriliste avade kaudu. Maagi sulatamise ajal on avad tulekindla saviga kinni määritud ja kaetud väljastpoolt tugevate terasraamidega. Sulatamise lõppedes avatakse vastav ava esmalt malmi (almiava kaudu) ja siis räbu (räbuavade kaudu) väljalaskmiseks.

Sulamalm läheb edasiseks töötlemiseks teraseks ja sepistatavaks rauaks. Sellist malmi nimetatakse töödeldatavaks malmiks. Peale selle lastakse malm voolata vormidesse, kus ta hangudes omandab malmplokkide kuju. Seda malmi nimetatakse valumalmiks. Valumalmi saadakse sulamalmi aeglasel jahtumisel. Tal on hall värvus vaba süsiniku eraldumise tõttu malmis grafiidina. Hall malm on kõva, habras, teda ei saa sepistada ega keevitada. Sellest malmist valatakse esemeid, näit. ajamite, tööpinkide ja teiste masinate kandeosi.

Sulamalmi kiirel jahtumisel saadakse valge malm (ka toormalm). Selles malmis on süsinik seotud olekus tsementiidi — Fe_3C kujul. Valge malm on palju hapram kui hall malm. Teda otseselt ei kasutata, vaid töödeldakse teraseks.

Räbu kasutatakse samuti mitmesugusteks otstarveteks, näiteks teede ehitamisel ning telliste ja tsemendi töötlemisel.

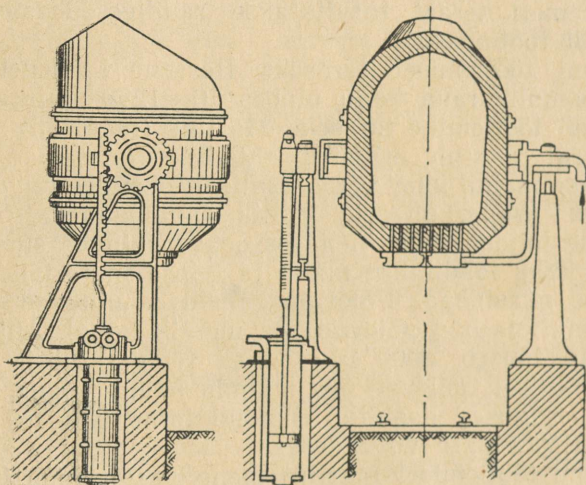
Nõukogude Liidus kindlustab kõrgahjude toodang rahvamajanduse nõuded metalli järele. Malmi toodangult asub Nõukogude Liit maailmas esikohal. Malmi töötlemisel teraseks ja sepistatavaks rauaks eemaldatakse temast liigne süsinik ja mõningad teiste elementide lisandid. Seda saavutatakse õhuhapniku, kõrgahjugaaside ja raudhapendite toimel malmisses. Seejuures oksüdeerub malmi süsinik, samuti oksüdeeruvad ka lisandid. Töötlemise tulemusena tekib malmist teras või sordiraud.

Kaasajal loetakse:

malmiks metalli, mis sisaldab süsinikku üle 1,7%,

teraseks metalli, mis sisaldab süsinikku 0,2-st kuni 1,7%-ni.

pehmeks sordirauaks, mis sisaldab süsinikku alla 0,2%. Malmi töötlemist teraseks ja rauaks teostatakse peamiselt kolme menetlusega: Bessemeri, Martini (martääni) ja elektriahjus sulatamise menetlusega.



Joon. 84. Konverter.

Bessemeri menetlusel puhutakse läbi sulamalmi õhku või hapnikku. Protsess toimub konverteris (joon. 84).

Pirnukujuline konverterahi võib pöörelda telje ümber. Tema kest on lehtterasest kokku needitud ja seestpoolt vooderdatud tulekindlate telliste ja saviga. Konverteri põhjas leiduvate aukude kaudu puhutakse temasse õhku kuni 235 at rõhuga. Enne sulatamist seatakse konverter horisontaalsesse asendisse, suudme kaudu valatakse temasse sulamalmi, puhutakse temasse põhjaavade kaudu õhku või hapnikku ja pööratakse konverter püstasendisse. 15–20 minuti vältel on protsess lõppenud. Nüüd pööratakse konverter uuesti horisontaalsesse asendisse ja lõpetatakse õhu puhumine.

Konverteris toimuvad järgmised protsessid. Kõige enne oksüdeerib ahju sissepuhutav õhk (või hapnik)

malmi koostisse kuuluva raua osaliselt raud(II)oksüüdiks. Siis raud(II)oksüüd oksüdeerib malmi lisandeid. Sellel protsessil eraldub määratul hulgal soojust. Protsessi lõpul põleb ära osa malmis leiduvast süsinikust. Sulatamise lõppedes valatakse saadud teras erivormidesse, mida nimetatakse kokillideks, kus ta jahtudes annab valuplokke.

Bessemeri terast tarvitatakse raudteerööbaste, toru ja traadi tootmiseks.

Malmi töötlemisel teraseks Bessemeri menetlusega tekib loomulik raua kadu umbes 10—12% ulatuses.

Malmi töötlemine teraseks Martini (martään) menetluse järgi teostub erilistes ahjudes. Neisse ahjudesse laaditakse malmi ühes vana, osaliselt oksüdeerunud rauamurruga (vanaraud) ja puhta rauamaagiga. Metall sulamine toimub ahju ülemises osas asetavas sulatamisvannis, kuhu laaditakse malm ja teised materjalid. Ahju köetakse gaasidega. Põlevad gaasid suunduvad sulatamisruumi, kus nad põlevad ära metalli kohal. Ahju temperatuur tõuseb 2000°-ni. Sellel temperatuuril metall sulab, osaliselt põlevad ära malmis leiduv liigne süsinik ja mitmesugused lisandid. Saadud teras lastakse ahjust välja ja valatakse vormidesse.

Malmi töötlemisel Martini menetlusega raua kadu ei teki ja metalli saadakse mõni protsent rohkem kui eelmisel menetlusel. Sulatamine Martini ahjudes vältab 6—12 tundi, milline asjaolu võimaldab protsessi reguleerida. Selles seisab Martini menetluse paremus võrreldes teda Bessemeri tootmisviisiga. Peale selle võimaldab Martini menetlus toota metalli igasuguste soovitud omadustega. Selleks lisatakse enne sulatamise lõppu ahju teisi metalle ja seejuures saadakse mitmesuguseid eriterase sorte.

Teras erineb malmist sepistatavuselt ja keevitatavuselt. Teras võib karastada, see tähendab kuumendatud teras muutub väga kõvaks kiirel jahtumisel. Pikaldasel jahtumisel saadakse pehme, mehaaniliseks töötlemiseks sobiv teras.

Viimasel ajal teostatakse kõrgväärtusliku terase sulatamist elektriahjudes. Muutes elektrivoolu tugevust võib elektriahjudes kergesti reguleerida sulatamise protsessi.

Raud(II)hüdrosüüdi ja raud(III)hüdrosüüdi saamine.

Valmis panna:

a) reaktiivid ja materjalid — rauavitriol, raud(III)-kloriidi lahus, naatriumhüdrosüüdi või kaaliumhüdrosüüdi lahus;

b) riistad ja nõud — statiiv katseklaasidega.

Töö teostamise kord.

1. Lahustada katseklaasis 5—6 rauavitrioli kristallikest, valades sinna vett mahult $\frac{1}{3}$ osa katseklaasist. Pöörata algul tähelepanu rauavitrioli värvusele. Ta peab olema heleroheline. Kollane varjund näitab, et rauavitriol sisaldab kolmevalentse raua oksüüdi, mis on tekkinud rauavitrioli oksüdeerumisest.

Rauavitrioli lahustumise protsessi ajal katseklaasi sõrmega mitte sulgeda ega lahust loksutada. Miks?

2. Võetud kristallide täielikku lahustumist mitte oodata. Valada tekkinud heleroheline raud(II)sulfaadi lahus teise puhtasse katseklaasi. Jaotada see lahus kahte ossa. Ühte neist valada natuke naatriumhüdrosüüdi lahust, teise kaaliumhüdrosüüdi lahust. Milline on tekkinud sademe värvus? Milline valem väljendab tema koostist ja mis on tema nimetus? Milline aine on lahuses? Kirjutada teostatud reaktsioonide võrrandid molekulaarsel ja ioonsel kujul.

3. Võtta katseklaas, milles on saadud raud(II)-hüdrosüüdi sade, valada lahus sademelt, sulgeda katseklaasi ava sõrmega ja loksutada teda energiliselt pikemat aega (2—3 minutit). Miks läheb sade pruuniks?

Kirjutada raud(II)hüdrosüüdi oksüdeerumise reaktsiooni võrrand raud(III)hüdrosüüdiks õhu hapniku toimel vee juuresolekul.

4. Raud(II)hüdrosüüdi (valmistada teda uuesti) sademele valada mõne happe, kas sool-, lämmastik- või väävelhappe lahust. Loksutada. Mida võib tähele panna? Kirjutada teostatud reaktsiooni võrrand.

5. Raud(III)kloriidi või raud(III)sulfaadi lahusesse

valada veidi leelist. Milline on tekkinud sademe värvus? Milline on tema koostis ja nimetus?

Kirjutada teostatud reaktsiooni võrrand molekulaarsel ja ioonsel kujul.

6. Saadud raud(III)hüdrosüüdi sademele valada veidi mõne lahjendatud happe lahust. Mis toimub?

Kirjutada reaktsiooni võrrand.

7. Vastata küsimustele:

1. Kas võib leelise abil kindlaks teha, kas on tegemist kahevalentse raua soola või kolmevalentse raua soola lahusega? Kuidas seda teha?

2. Missugune oksüüd vastab a) raud(II)-le, b) raud(III)-le?

3. Milline neist kahest mainitud oksüüdist leidub looduslikkudes tingimustes ja milline on tema tehniline nimetus?

KÜSIMUSI JA ÜLESANDEID.

1. Nimetada tähtsamaid rauamaake.
2. Jutustada raua a) füüsikalistest, b) keemilistest omadustest.
3. Milliseid ioone tekitab raud? Näidata nende laengu suurus ja märk.

4. Milliseid rauaühendeid nimetatakse: a) raud(II)-, b) raud(III)ühenditeks? Tuua vastavaid näiteid.

5. Milles seisneb rauamaagi töötlemine kõrgahjus?

6. Millist toorainet vajatakse kõrgahju-protsessi teostamiseks; mis on tooraine ülesanne?

7. Mida kujutab endast koostiselt: a) malm, b) teras, c) pehme raud, d) räbu?

8. Millelt erineb valge malm hallist malmist, milleks neid kasutatakse?

9. Milles seisneb malmi töötlemine teraseks?

10. Jutustada terase saamisest

a) Bessemeri, b) Martini menetlusega.

11. Lahendada ülesanded:

1. Mitu grammi naatriumhüdrosüüdi on vaja, et sadestada täielikult kolmevalentse raua-ioone lahusest, mis sisaldab 2 gramm-molekuli FeCl_3 ?

2. Mitu grammi kaaliumhüdrosüüdi on vaja, et sadestada täielikult kahevalentse raua-ioone lahusest, mis sisaldab 3 gramm-molekuli FeSO_4 ?

3. Arvutada raua protsendiline sisaldus järgmistes maa-kides: punases rauamaagis, magnetrauamaagis, püriidis, oletades, et neis lisandid puuduvad.

4. Mitu grammi rauavitrioli saadakse 7 g raua lahustumisel väävelhappes?

§ 94. Nõukogude Liidu metallurgiatööstus.

Rahvamajanduse tähtsamaid harusid on metallurgiatööstus. Ta loob aluse masinate ehitamiseks. Metallid on vajalikud masinate, traktorite, kombainide, ekskavaatorite, lennukite, autode jne. tootmisel. Erilist tähtsust omab mustmetallurgia, mis toodab malmi, terast ja rauda.

Esimese maailmasõja algul oli revolutsioonieelne Venemaa viiendal kohal maailmas malmi ja terase tootmisel. 1913. aastal toodeti meie maal umbes 4,2 miljonit tonni malmi ja umbes niisama palju terast. Tsaari-Venemaa metallurgiatööstus oli koondatud peamiselt Uraali, riigi keskosasse ja lõunasse.

Esimese maailmasõja tagajärjel läks meie maa metallurgiatööstus allamäge, metalli toodang langes järsult. Sõjategevuse piirkonna tehastes lõpetasid töö üksteise järel kõrgahjud, katkes martäänahjude töö. Malmi toodang langes riigis võrreldes 1913. a. andmetega umbes 37 korda, terase toodang 22 korda.

Noore Nõukogude Venemaal tuli tegelikult metallurgiatööstus uuesti üles ehitada.

1925. aasta detsembris otsustas partei XIV kongress läbi viia maa industrialiseerimise. Tähelepanu tulipunkti asetati metallurgiatööstus. Sõjajärgsel 1921.—1928. a. perioodil teostati määratud töö, et seda tähtsaimat rahvamajandusharu üles ehitada ja edasi arendada. 1928. aastaks saavutati malmi ja terase tootmisel sõjaeelne tase.

Esimese viisaastaku vältel teostati plaanis ettenähtud uute metallurgiatehaste: Zaporozje, Krivoi-Rogi, Novo-Tagili, Azovstali ja teiste tehaste ehitamine; vanad tehased taastati ja ehitati ümber. Teise viisaastaku vältel lasti käiku suurimad kombinaadid Magnitogorskis ja Kuznetskis. Idas pandi alus metallurgiatööstusele.

1934. aastal asetses Nõukogude Liit teisel kohal maailmas malmi tootmiselt ja esimesel kohal Euroopas terase toodangult. Neljanda viisaastaku lõpul ületas mustmetallurgia toodang 1940. aasta toodangutaseme 45% võrra.

Partei erakorralisel XXI kongressil (veebruaris 1959. aastal) antud juhiste kohaselt NSVL rahvamajanduse arendamise kohta ajavahemikul 1959.—1965. a. tõuseb metallide toodang 1965. aastal järgmiselt:

malmi 65—70 miljonit tonni, seega 64—77% rohkem

kui 1958. aastal, terast 86—91 miljonit tonni, seega 57—66% rohkem, valtsmetalli 65—70 miljonit tonni ehk 53—70% rohkem kui 1958. aastal, rikastatud rauamaaki 150—160 miljonit tonni (ehk vastavalt toormaaki 230—245 miljonit tonni).

Elektriterase tootmine kasvab 1,7 korda, lehtterasel umbes 2 korda.

Seoses sellega ehitatakse ja lastakse käiku uued võimsad metallurgiatehased.

Värvilise metallurgia alal kasvab 1965. aastal alumiiniumi toodang 2,8—3 korda, rafineeritud vase toodang 1,9 korda suuremaks kui 1958. aastal. Samuti tõuseb tunduvalt nikli, magneesiumi, titaani, germaaniumi ja teiste haruldaste metallide toodang.

KEEMIA JA KEEMIATÖÖSTUS.

Keemia õppimisel tutvusime nende seaduspärasustega, millele alluvad mitmesugused keemilised nähtused. Kursuse algul mainiti, et nende seaduspärasuste avastamine ja nende uurimine on keemiateaduse tähtsamaid ülesandeid. Seda keemiateaduse haru, mis uurib keemiliste protsesside käiku tootmistingimustes, nimetatakse keemiliseks tehnoloogiaks. Keemilise tehnoloogia valdkonda kuuluvad:

1. Keemiliste protsesside efektiivseks kulgemiseks kõige soodsamate tingimuste uurimine, kusjuures tooraine, aja ja energia kulutused oleksid väikseimad.

2. Tootmisel toimuvate keemiliste protsesside jaoks tooraine valik tema mitmesuguste liikide hulgast eesmärgil, et tooraine hind tuleks kõige odavam, teda oleks küllaldaselt ja ta asuks kõige lähemal tootmisettevõttele.

3. Valmissaaduste omaduste parandamiseks vajalike vahendite otsimine.

4. Võimaluste otsimine tootmisjääkide edasiseks kasutamiseks.

5. Looduslike energiavarude (näit. voolava vee energia hüdroelektrijõujaamades jne.) kasutamise küsimused.

6. Tootmistingimustes toimuvatel keemilistel protsessidel eralduva soojusenergia kasutamise küsimused. Siia kuulub näiteks protsessi autotermilisus, millega me tutvusime sünteetilise ammoniaagi saamisel ja väävelhappe tootmise tundmaõppimisel kontaktmenetlusega.

7. Keemiakombinaatide ja teiste ettevõtete projekteerimise küsimused.

Keemiatööstus haarab paljusid rahvamajanduse harusid. Keemia põhitööstuseks nimetatakse tähtsaimate mineraalhapete, aluste ja soolade, mineraalväetiste jne. tootmist.

Keemiatööstuse hulka kuuluvad ettevõtted, mis toodavad sünteetilist kautšukki, plastmasse, tehiskiudaineid, lõhke- ja mürkaineid, lõhnaineid, värve ja arstimeid. Viimast tööstusharu nimetatakse farmatseutiliseks.

Koksikeemiatööstus haarab ettevõtteid, mis töötlevad kivisütt, et saada temast koksi metallurgia vajadusteks, põlevaid gaase, kivisöetörva jne. Kivisöetörv töödeldakse omakorda: temast saadakse bensooli ja teisi süsiniku ühendeid, mis on teiste tähtsate keemiasaaduste tooraineks.

Nafta destilleerimise tehased, kus saadakse naftast mitut sorti bensiini, petrooleumi, masuuti jne., kuuluvad samuti keemiatööstuse ettevõtete hulka. Keemiatööstusele on lähedased tärgklisesiirupi, piirituse ja teised rahvamajandusharude ettevõtted.

Revolutsioonieelse Venemaa keemiatööstus oli vähe arenenud. Vähesed väävelhappe ja teised keemiatööstuslikud ettevõtted kuulusid välismaalastele, nad olid asutatud välismaa kapitaliga. Toorainet imporditi sageli välismaalt, kuna see osutus tehaseomanikele kasulikumaks, kuigi samal ajal leidis Venemaal küllaldasel hulgal peaaegu igat liiki tooraineid. Tsaristliku Venemaa valitsus ja ametnikud ei hoolinud riigi tööstuslikust arenemisest ja tema loodusvarade ratsionaalsest kasutamisest.

Pärast Suurt Sotsialistlikku Oktoobrirevolutsiooni muutus keemiatööstuse olukord meie maal täielikult. Tegelikult tuli keemiatööstus luua uuesti.

Nõukogude Liidul on määratu suured hulgad keemiatööstusele vajalikke tooraineid. Nende otsimist teostatakse väga intensiivselt. Varemalt mainiti ekspeditsiooni, mida saadeti Koola poolsaarele Hibini mägedesse. Nagu teada, avastas see ekspeditsioon, mille eesotsas seisis tuntud nõukogude teadlane akadeemik A. E. Fersman, võimsad apatiidilademed, mis on fosforvætiste ja teiste väärtuslike keemiasaaduste tootmisel soodsaks tooraineks. Halogeenide, eriti kloori tundmaõppimisel ja kaalisoolade leiukohtade märkimisel NSV Liidus mainiti varemalt karnalliidi ja teiste kaaliumisoolade määratu suurte varude avastamist Kama jõe ülemjooksul. Need avastas geoloog P. I. Preobraženski akadeemik N. S. Kurnakovi teaduslikkudes teostes esitatud alustel. Analogilised ekspeditsioonid ja geoloogilised uurimistööd, mida

teostatakse praegusel ajal, loovad meie maal keemiatööstuse arenemiseks soodsad tingimused.

Kaasaegsed Nõukogude keemiakombinaadid, mis töötlevad Magnitogorski maake, Kuznetski sütt, Hibini apaatiiti, Solikamski kaalisooli, looduslikke gaase, naftat ja palju muud, on määratu suured tootmisettevõtted, mis on varustatud kõige moodsamate seadeldistega.

Valmissaaduste toodangult ületas 1941. aastal meie keemiatööstus revolutsioonilise taseme rohkem kui 20 korda, ja 1950. aasta toodang sõjaeelse 1940. aasta taseme 1,8 korda.

Partei erakorralise XXI kongressi otsused näevad ette keemiatööstuse edasise arenemise kiiret tõusu. 1959.—1965. a. vältel kasvab keemiatööstuse üldmaht kolmekordseks. Eriti suureks peab kasvama sünteetiliste materjalide tootmine: tehiskiudude toodang suureneb 4 korda, neist väärtuslikkude kiudude hulk 12—13 korda ja plastmasside ning sünteetiliste vaikude toodang rohkem kui 7 korda.

Polümeersete materjalide toodangu kasv teostub uute toorainete baasil. Selleks kasutatakse naftatööstuse heitgaase, samuti ka looduslikke gaase. Sünteetilise kautšuki tootmiseks vajalikku toorainet saadakse jällegi nafta töötlemise heitgaasist seni tarvitatava tooraine — piirituse — asemel; see uuendus annab 1300 miljonit rubla kokkuhoidu. Lämmastikväetisi hakatakse tootma peamiselt looduslikkudest gaasidest, milline asjaolu võimaldab kasutada tootmiseks määratud kapitaalvahutuste summasid 4 miljardi rubla ulatuses muudeks otstarveteks.

XXI kongressi otsuste järgi tõuseb 1965. aastal mineraalväetiste toodang kolmekordseks, keemiasaaduste assortiment muutub palju mitmekesisemaks. Suurendatakse kontsentreeritud mineraalväetiste ja põllumajanduslikkude kultuuride kahjuritõrjevahendite tootmist, samuti tõuseb keemiliste umbrohutõrjevahendite toodang.

Seitse aastaku jooksul lastakse käiku umbes 140 uut keemiatööstuse ettevõtet, kuna rekonstrueeritavate ettevõtete arv ületab 130, seejuures arvestatakse nii kodumaise kui ka välismaa teaduse saavutusi ja tehnikakogemusi.

Tähtsamate elementide aatomkaalud.

Eestikeelne nimetus	Ladinakeelne nimetus	Keemiline märk	Aatomkaal	Eestikeelne nimetus	Ladinakeelne nimetus	Keemiline märk	Aatomkaal
• Alumiinium	Aluminium	Al	26,98	Molübdeen	Molybdaenum	Mo	95,95
Antimon	Stibium	Sb	121,76	• Naatrium	Natrium	Na	22,991
Argoon	Argon	Ar	39,944	Neon	Neon	Ne	20,183
Arseen	Arsenicum	As	74,91	Nikkel	Niccolum	Ni	58,69
• Baarium	Barium	Ba	137,36	Plaatina	Platinum	Pt	195,23
Berüllium	Beryllium	Be	9,013	Raadium	Radium	Ra	226,05
Boor	Borium	B	10,82	• Raud	Ferrum	Fe	55,85
Broom	Bromum	Br	79,916	Rubiidium	Rubidium	Rb	85,48
• Elavhõbe	Hydrargyrum	Hg	200,61	• Räni	Silicium	Si	28,09
Fluor	Fluorum	F	19,00	• Plii	Plumbum	Pb	207,21
• Fosfor	Phosphorus	P	30,975	Seleen	Selenium	Se	78,96
• Hapnik	Oxygenium	O	16,00	Strontsium	Strontium	Sr	87,63
Heelium	Helium	He	4,003	• Süsinik	Carboneum	C	12,011
• Hõbe	Argentum	Ag	107,880	Telluur	Tellurium	Te	127,61
Iriidium	Iridium	Ir	192,2	• Tina	Stannum	Sn	118,70
Jood	Jodum	J	126,91	Titaan	Titanium	Ti	47,90
• Kaalium	Kalium	K	39,100	Toorium	Thorium	Th	232,05
Kadmium	Cadmium	Cd	112,41	Tseesium	Cesium	Cs	132,91
• Kaltsium	Calcium	Ca	40,08	Tseerium	Cerium	Ce	140,13
• Kloor	Chlorum	Cl	35,457	• Tsink	Zincum	Zn	65,38
Koobalt	Cobaltum	Co	58,94	Tsirkoonium	Zirconium	Zr	91,22
Kroom	Chromium	Cr	52,01	• Vask	Cuprum	Cu	63,54
• Kuld	Aurum	Au	197,0	• Vesinik	Hydrogenium	H	1,008
Liitium	Litium	Li	6,94	Vismut	Bismuthum	Bi	209,00
• Lämmastik	Nitrogenium	N	14,008	Volfram	Wolfram	W	183,92
• Magneesium	Magnesium	Mg	24,32	• Väävel	Sulfur	S	32,066
• Mangaan	Manganum	Mn	54,94	Uraan	Uranium	U	238,07

SISUKORD.

Sissejuhatus. Keemia põhimõisted.

§ 1.	Ained ja nende omadused	3
§ 2.	Füüsikalised ja keemilised nähtused	3
§ 3.	Keemiliste muundumiste iseärasused	4
§ 4.	Segud ja keemilised ühendid	5
§ 5.	Keemia käsitusala. Keemia tähtsus rahvamajanduses	6
	Küsimusi ja ülesandeid	7

I peatükk. Atomistlik-molekulaarne teooria.

§ 6.	Atomistlik-molekulaarse teooria põhialused	8
§ 7.	Aatom- ja molekulaal	9
§ 8.	Gramm-aatom ja gramm-molekul	10
§ 9.	Keemia põhimõisted ja -seadused atomistlik-molekulaarse teooria valguses	11
	Küsimusi ja ülesandeid	15
§ 10.	Keemilised märgid	16
	Küsimusi ja ülesandeid	21
§ 11.	Keemilised reaktsioonid ja keemilised võrrandid	23
§ 12.	Ainete analüüs ja süntees	28
	Küsimusi ja ülesandeid	29
§ 13.	Keemiline energia ja selle muundumised reaktsioonidel	30
	Küsimusi ja ülesandeid	32
	<i>Laboratoorne töö nr. 1.</i> Malahiidi lagundamine	32
	<i>Laboratoorne töö nr. 2.</i> Vaskoksüüdi saamine vase oksüdeerimisel	34
	<i>Laboratoorne töö nr. 3.</i> Tsingi ja vasksulfaadi lahuse vastastikune toime	34

II peatükk. Valents ja aatomi ehitus.

§ 14.	Valents	35
	Küsimusi ja ülesandeid	38
§ 15.	Aatomite ehitus. Ioonid	39
	Küsimusi ja ülesandeid	42
§ 16.	Keemiliste ühendite ehitus ja valentsi olemus	43
	Küsimusi ja ülesandeid	46

III peatükk. Vesi, lahused, hapnik, vesinik.

§ 17.	Vesi	47
§ 18.	Lahused	51
	Küsimusi ja ülesandeid	58
§ 19.	Hapnik	60

§ 20.	Osoon	65
	Küsimusi ja ülesandeid	66
§ 21.	Vesinik	67
	Küsimusi ja ülesandeid	73
	<i>Laboratoorne töö nr. 4.</i> Vee puhastamine filtreerimise teel	74
	<i>Laboratoorne töö nr. 5.</i> Kristallvee eraldamine vasevitriolist	76
	<i>Laboratoorne töö nr. 6.</i> Hapniku saamine kaaliumperman- ganaadist	76
	<i>Laboratoorne töö nr. 7.</i> Vesiniku saamine tsingi ja väävel- happe vastastikusel toimel. Tsingivitrioli tekkimine	77
	<i>Laboratoorne töö nr. 8.</i> Tutvumine Kipp'i aparadi ehituse ja tööga	78

IV peatükk. Anorgaaniliste ühendite tähtsamad klassid.

§ 22.	Elemendid ja anorgaaniliste ühendite tähtsamad klassid.	79
§ 23.	Oksüüdid	80
§ 24.	Oksüüdide klassifikatsioon	81
§ 25.	Indikaatorid	84
§ 26.	Alused (metallide oksüüdide hüdraadid ehk metallide hüdroksüüdid)	85
§ 27.	Happed	90
§ 28.	Soolad	96
§ 29.	Eriklassidesse kuuluvate ainete vahel toimuvate reaktsioo- nide võrrandite koostamine	104
	<i>Laboratoorne töö nr. 9.</i> Hapete ja leeliste toime indikaato- ritesse	108
	<i>Laboratoorne töö nr. 10.</i> Leeliste omadused	109
	<i>Laboratoorne töö nr. 11.</i> Hapete ja metallide vastastikune toime	110
	<i>Laboratoorne töö nr. 12.</i> Aluselise oksüüdi ja happe vas- tastikune toime	110
	<i>Laboratoorne töö nr. 13.</i> Aluselise oksüüdi ja vee vastas- tikune toime	111
	<i>Laboratoorne töö nr. 14.</i> Soolade ja leeliste vastastikune toime (vees lahustumatute metallhüdroksüüdide saamine)	111
	<i>Laboratoorne töö nr. 15.</i> Hapete ja aluste vastastikune toime	112
	<i>Laboratoorne töö nr. 16.</i> Neutraliseerimine	112
	<i>Laboratoorne töö nr. 17.</i> Soolade vahel toimuv vahetus- reaktsioon	113
	Küsimusi ja ülesandeid	113

V peatükk. Elektrolüütiline dissotsiatsioon.

§ 30.	Hapete, aluste ja soolade lahuste iseärasused	118
§ 31.	Lahuste elektrijuhtivus	119
§ 32.	Elektrolüütiline dissotsiatsioon	120
§ 33.	Hapete, aluste ja soolade dissotsiatsioon vesilahustes	123
§ 34.	Dissotsiatsiooniaste	126
§ 35.	Vahetusreaktsioonid elektrolüütide lahustes. Ioonvõrrandid	127
§ 36.	Elektrolüüs	129
§ 37.	Elektrolüüsi rakendamine	131
	<i>Laboratoorne töö nr. 18.</i> Lahuste ja ainete elektrijuhtivus	132

<i>Laboratoorne töö nr. 19.</i> Naatriumkloriidi vesilahuse elektrolüüs	133
Küsimusi ja ülesandeid	134

VI peatükk. Halogeenid.

§ 38. Halogeenide üldiseloomustus	135
§ 39. Kloor	135
§ 40. Kloorvesinik ja soolhape	140
§ 41. Soolhappe soolad	143
§ 42. Kloori hapnikuühendid	144
§ 43. Broom	145
§ 44. Jood	146
§ 45. Fluor	148
§ 46. Halogeenide võrdlev iseloomustus	150
<i>Laboratoorne töö nr. 20.</i> Kloorvesiniku ja soolhappe saamine, kloori-ioonile iseloomulik reaktsioon	152
<i>Laboratoorne töö nr. 21.</i> Joodi lahustuvus vees ja orgaanilistes lahustites; joodi reaktsioon tärklisega	154
Küsimusi ja ülesandeid	154

VII peatükk. D. I. Mendelejevi perioodilisuse seadus ja keemiliste elementide perioodiline süsteem.

§ 47. Keemiliste elementide esialgne klassifikatsioon	156
§ 48. Perioodilisuse seadus	157
§ 49. Keemiliste elementide perioodiline süsteem	160
§ 50. Perioodilise süsteemi tähtsus	164
§ 51. Perioodilisuse seadus ja aatomi ehitus	166
§ 52. Radioaktiivsus ja aatomi ehitus	168
§ 53. Dimitri Ivanovitš Mendelejev (1834—1907)	174
Küsimusi ja ülesandeid	178

VIII peatükk. Väävel ja tema ühendid.

§ 54. Perioodilise süsteemi VI rühma üldiseloomustus	179
§ 55. Väävel	179
§ 56. Väävelvesinik	183
§ 57. Väävlishappe anhüdriid ja väävlishape	185
§ 58. Väävelhappe anhüdriid	187
§ 59. Väävelhape	188
§ 60. Väävelhappe saamine	191
§ 61. Väävelhappe soolad	194
<i>Laboratoorne töö nr. 22.</i> Väävelhappe anhüdriidide saamine ja tema omaduste tundmaõppimine	195
<i>Laboratoorne töö nr. 23.</i> Väävelhappe omaduste tundmaõppimine	196
Küsimusi ja ülesandeid	198

IX peatükk. Lämmastik, fosfor ja nende ühendid.

§ 62. Lämmastiku rühma elementide üldiseloomustus	200
§ 63. Lämmastik	200
§ 64. Lämmastiku vesinikuühendid	202

§ 65.	Ammoniaagi saamine	206
§ 66.	Ammoniaagi ja ammooniumsoolade kasutamine	208
§ 67.	Lämmastiku oksüüdid	209
§ 68.	Lämmastikhappe	211
§ 69.	Lämmastikhappe omadused	213
§ 70.	Lämmastikhappe toime metallidesse	214
§ 71.	Lämmastikhappe soolad	215
§ 72.	Lämmastikhappe ja tema soolade kasutamine	217
§ 73.	Lämmastiku ringkäik looduses	217
§ 74.	Ohk	220
§ 75.	Inertgaasid	223
	<i>Laboratoorne töö nr. 24.</i> Ammoniaagi saamine ja tema omaduste tundmaõppimine	224
	<i>Laboratoorne töö nr. 25.</i> Lämmastikhappe ja salpeetri omaduste tundmaõppimine	226
	Küsimusi ja ülesandeid	227
§ 76.	Fosfor ja tema ühendid	229
§ 77.	Fosfori ühendid vesinikuga	231
§ 78.	Fosfori hapnikuühendid	231
§ 79.	Fosforväetised	234
	<i>Laboratoorne töö nr. 26.</i> Fosforhappe anhütriidi ja meta- fosforhappe saamine	235
	Küsimusi ja ülesandeid	236

X peatükk. Süsinik, räni ja nende ühendid.

§ 80.	Perioodilise süsteemi IV rühma üldiseloomustus	238
§ 81.	Süsinik	238
§ 82.	Süsiniku keemilised omadused	244
§ 83.	Süsiniku hapnikuühendid	245
	<i>Laboratoorne töö nr. 27.</i> Süsihappe anhütriidi saamine ja tema omaduste tundmaõppimine	253
	<i>Laboratoorne töö nr. 28.</i> Hapete toime karbonaatidesse	253
	<i>Laboratoorne töö nr. 29.</i> Sõe adsorbeerimisvõime	254
	Küsimusi ja ülesandeid	255
§ 84.	Süsvesikud	256
§ 85.	Orgaanilised ained	258
§ 86.	Aleksander Mihhailovitš Butlerov (1828—1886)	260
	Küsimusi ja ülesandeid	262
§ 87.	Räni	262
	Küsimusi ja ülesandeid	269

XI peatükk. Metallid.

§ 88.	Metallide üldomadused	270
	Küsimusi ja ülesandeid	278
§ 89.	Esimese rühma metallid	278
	<i>Laboratoorne töö nr. 30.</i> Katsed metallide pingerea tund- maõppimiseks	283
	<i>Laboratoorne töö nr. 31.</i> Jootetina (tina ja plii sulami) saamine	284
	Küsimusi ja ülesandeid	284

§ 90.	Teise rühma metallid	285
	Küsimusi ja ülesandeid	290
§ 91.	Alumiinium	291
	<i>Laboratoorne töö nr. 32.</i> Alumiiniumhüdroksüüdi saamine ja tema amfoteersuse tundmaõppimine	294
	Küsimusi ja ülesandeid	295
§ 92.	Tina, plii, kroom ja mangaan	296
	Küsimusi ja ülesandeid	299
§ 93.	Raud	300
	<i>Laboratoorne töö nr. 33.</i> Raud(II)hüdroksüüdi ja raud- (III)hüdroksüüdi saamine	307
	Küsimusi ja ülesandeid	308
§ 94.	NSVL metallurgiatööstus	309

XII peatükk. Keemia ja keemiatööstus 311

С. И. Васюченко

ХИМИЯ

На эстонском языке

Эстонское Государственное Издательство
Таллин, Пярнуское шоссе, 10.

*

Toimetaja H. Karik

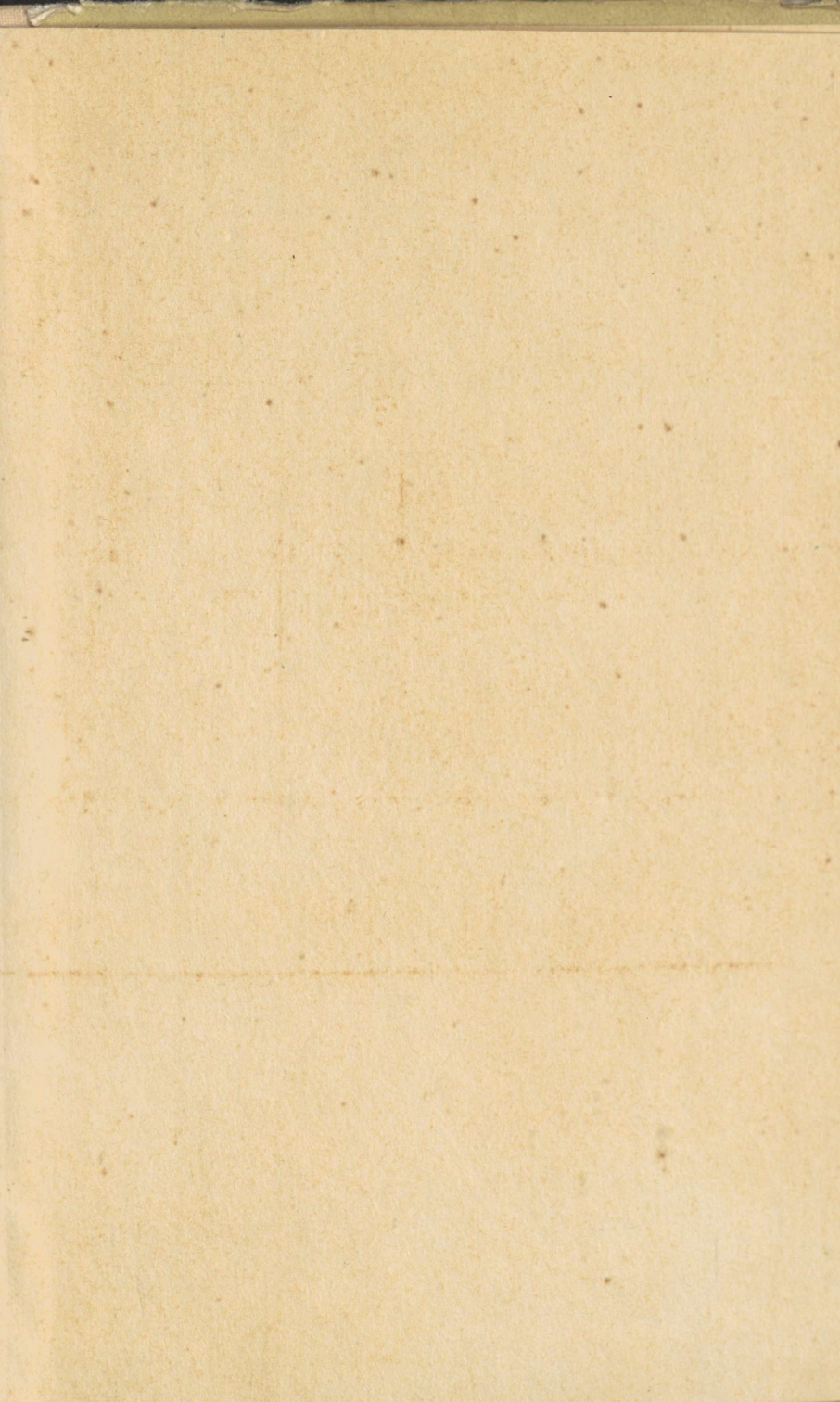
Tehniline toimetaja E. Lumet

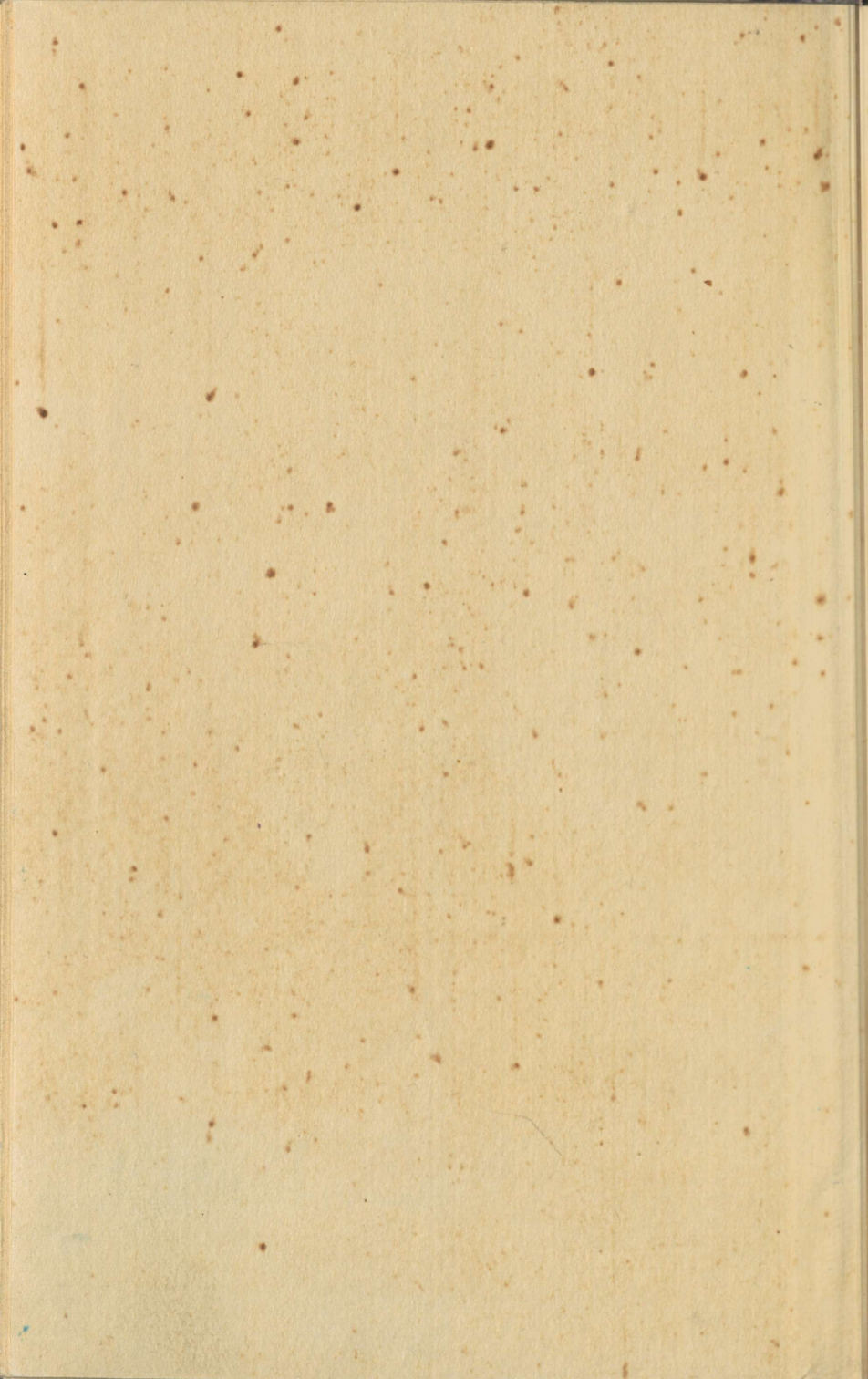
Korrektorid A. Nurmo ja M. Teemägi

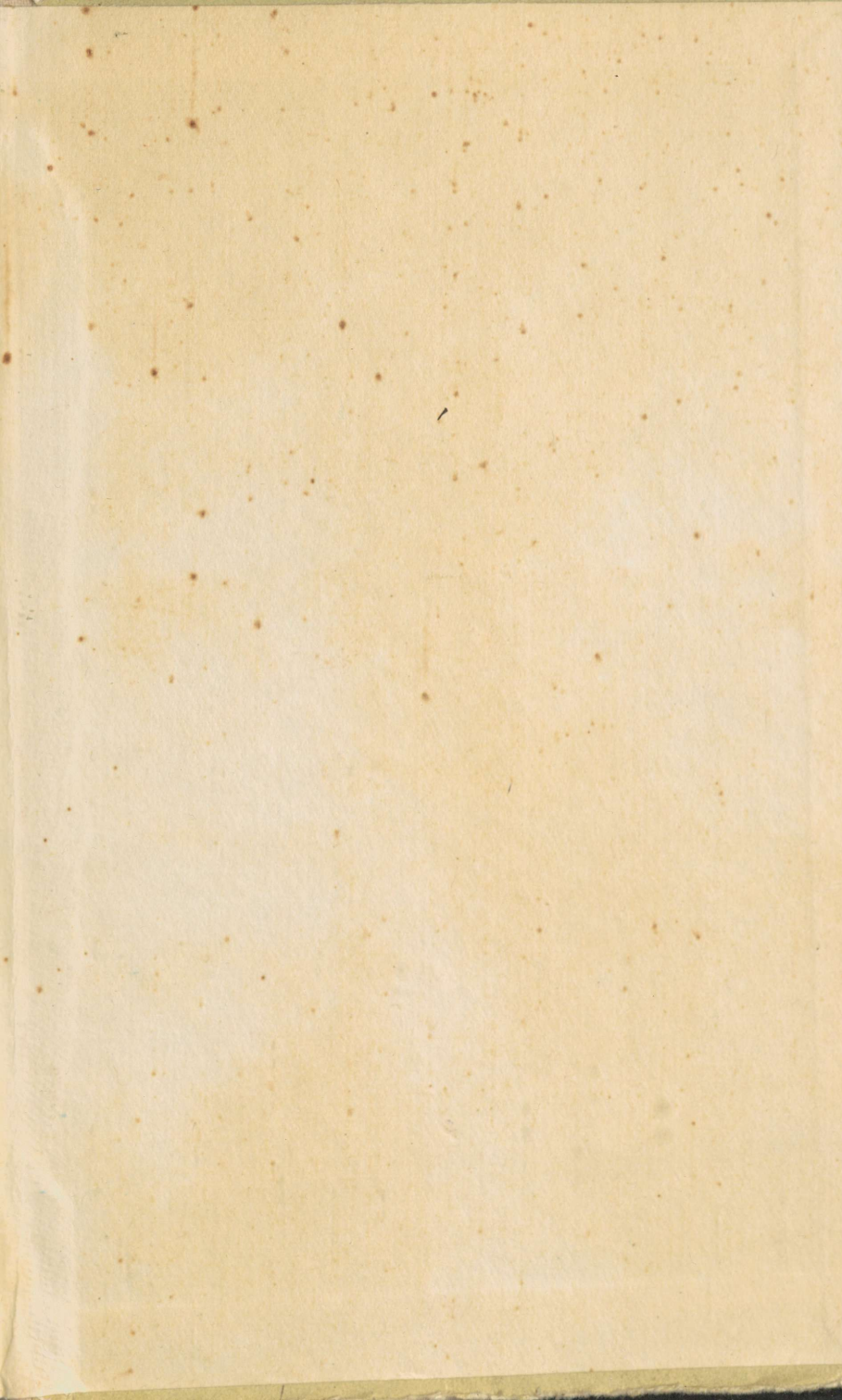
Ladumisele antud 17. II 1960. Trükkimisele antud 11. IV 1960. Paber $54 \times 84, \frac{1}{16}$. Trükipoognaid 20. Formaadile 60×92 kohaldatud trükipoognaid 16,4. Arvutuspoognaid 16,9. Trükiarv 5000. Tellimise nr. 1920. H. Heidemanni nim. trükkikoda, Tartus, Ülikooli 17/19.

Hind rbl. 6.10

-6-6







Rbl. 6.10

AR:H

A-23123

“

TÜ RAAMATUKOGU



1 0300 00376658 3

Rbl. 6.10

AR:4

A-23123

“

TÜ RAAMATUKOGU



1 0300 00376658 3

KEEMIA

S. Vasjutsenko

KEEMIA

