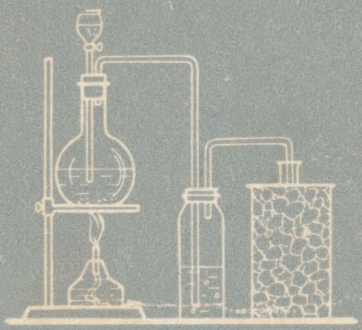
K. PRINKMAN

KEEMIA

VIII
KLASSILE



EESTI RIIKLIK KIRJASTUS

KARL PRINKMAN

KEEMIA

VIII KLASSILE

EESTI RIIKLIK KIRJASTUS
TALLINN 1958

Kinnitatud Eesti NSV Haridusministeeriumi poolt.

ARHIIVKOGU

2

Tartu Riikliku Ülikooli
Raamatukogu
42947

I peatükk.

KEEMIA PÕHIMÕISTED JA PÕHISEADUSED.

§ 1. Ained ja nende muutused.

Meid ümbritsev maailm on oma olemuselt materiaalne. Maailma moodustav materia hõlmab kõiki aineid, millest koosnevad meid ümbritsevad kehad. Aineid saab eristada nende omaduste (värvuse, erikaalu, sulamistemperatuuri, kõvaduse jne.) järgi. Ainetega toimuvaid muutusi nimetatakse nähtusteks. Eristatakse füüsikalisi ja keemilisi nähtusi.

Füüsikaliste nähtuste puhul muutub ainult keha kuju või aine olek, kuna aine, millest see keha koosneb, jääb muutumatuks. Näiteks vee aurumine, metalli sulamine, klaasi purunemine killudeks jne. on füüsikalised nähtused.

Keemiliste nähtuste ehk keemiliste reaktsioonide puhul muutub aga aine, mille tagajärjel ühest ainest tekib teine, uute omadustega aine. Näiteks raua roostetamine, söe põlemine jne. on keemilised nähtused.

Puudub terav piir füüsikaliste ja keemiliste nähtuste vahel, sest keemiliste reaktsioonidega (nähtustega) käivad alati kaasas ka füüsikalised nähtused (soojuse, valguse ja elektri tekkimine või tarvitamine). Näiteks söe põlemisel eraldub rohkesti soojust, metallide lahustumisel (galvaani elemendis) tekib elektrivool jne.

Keemia tegeleb aine omaduste ja koostise ning ühtede ainete teiseks muutumise uurimise ja teadusliku selgitamisega.

Keemia on teadus ainetest ja nende muutumise nähtustest.

Keemia teoreetiliseks aluseks on õpetus aine atomistlikust ehitusest, s. t. sellest, et aine koosneb aatomitest.

§ 2. Aine atomistliku ehituse teooria arengu lühiajalugu.

Kreeka filosoof Demokritos, kes elas viis sajandit enne meie ajaarvamise algust, õpetas, et kõik looduses leiduvad ained koosnevad ülipisikestest osakestest, mille vahel on tühi ruum. Ta nimetas neid aatomiteks. (Kreeka keeles *aatom* tähendab jagamatu.) Demokri-

tose arvamuse kohaselt aatomid ei hävi ega teki, nad on purustamatud — järelikult ei ole maailmal algust ega lõppu, mille tõttu ka aatomitest koosnev loodus on igavene.

Demokritose vaated levisid laialdaselt, kuid leidus ka teadlasi, kes vaidlesid Demokritose kujutluste vastu.

Keskajal leidsid kirikuvõimud, et aatomiõpetus on oma materialistliku sisu tõttu teravas vastuolus usuõpetusega ning keelasid kõigile aatomiõpetusega tegelemise ära.

XVI sajandil uuenes aatomiõpetus, saades nüüd korpuskulaarfilosoofia nimetuse (korpuskel tuleneb ladinakeelsest sõnast *corpusculus* — kehake).

XVII ja XVIII sajandi suurte teadlaste Baconi (loe: bekon), Gassendi (loe: gassandii), Boyle'i (loe: boil), Newtoni (loe: njuutn) töödes esineb jälle õpetus aine atomistlikust ehitusest.

John Dalton (1766—1844).

XVIII sajandi keskel sai aatomiõpetus enesele uue silmapaistva kaitsja suure vene teadlase Mihhail Vassiljevitš Lomonossovi isikus. Lomonossov mitte ainult tunnistas ainete atomistlikku ehitust, vaid kasutas aatomiõpetust ka ainete mitmesuguste omaduste ja muundumiste seletamiseks. Oma mõtete sügavuse poolest muutus Lomonossovi aatomiõpetus tõeliseks õpetuseks aine ehitusest ja sai edaspidises atomistlik-molekulaarse teooria nimetuse.

Pärast Lomonossovit areneb õpetus aine atomistlikust ehitusest Lomonossovi ideede suunas. XIX sajandi algul tõestas inglise teadlane Dalton (loe: dooltn), et keemilised elemendid moodustavad ühendeid vaid kindlates kaalulistes suhetes. Dalton oli esimene, kes

määras mõnede keemiliste elementide aatomkaalu ning kes koostas esimese aatomkaalude tabeli.

Samal ajal arendasid prantsuse teadlane Gay-Lussac (loe: gelüssák) ja itaalia teadlane Avogadro õpetuse aine molekulaarsest ehitusest. Rahvusvahelisel keemikute kongressil aastal 1860 sai õpetus aatomitest ja molekulidest üldise tunnustuse osaliseks. Samal kongressil võeti lõplikult vastu aatomi, molekuli ja keemilise elemendi mõiste.

Aine aatomistliku ehituse kujutlused muutusid nüüd selgepiirilisteks ja andsid suure tõuke keemia arenemiseks õigetel teaduslikel alustel.

M. V. LOMONOSSOV.

M. V. Lomonossov (1711—1765).

Mihhail Vassiljevitš Lomonossov alustas oma teaduslikku tegevust Vene Teaduste Akadeemia füüsikaklassi abiõppejõuna aastal 1742. Lomonossovist sai esimene vene rahvusest akadeemik.

Aastal 1748 ehitati Peterburis Lomonossovi algatusel Venemaal esimene teaduslik keemialaboratoorium.

Lomonossovi arvukate teaduslike saavutuste hulgas tuleb eriti esile tõsta tema esimene teaduslik töö «Matemaatilise keemia elemendid» (1740—1744). Selles teoses avaldas Lomonossov geniaalses formuleeringus õpetuse aine ehitusest. Lomonossov sõnastas oma õpetuse alused niivõrd täpselt ja seigelt, et ka praegu nad näivad, nagu oleksid nad pärit mõnest tänapäeval kirjutatud keemiaõpikust.

Lomonossovi mõtete sügavuse ja ulatuse mõistmiseks on järgnevalt toodud mõned definitsioonid tema eespool nimetatud tööst, seejuures on ainult Lomonossovi terminoloogia asendatud nüüdisaegsega.

1. «Aatom (Lomonossovil — *element*) on aineosake, mis ei koosne mingisugustest teistest temast erinevatest ja väiksematest aineosakestest.»

2. «Molekul (Lomonossovil — *korpuskel*) on aatomite kogumik, mis moodustab uue väikese aineosakese.»

3. «Molekulid on ühtsed, kui nad koosnevad võrdsest arvust ühtedest ja samadest aatomitest, mis omavahel on ühinenud samal viisil.»

4. «Molekulid on ebaühtsed, kui nad koosnevad isesugustest aatomitest, mis omavahel on ühinenud erineval viisil või erineval arvul, sellest ongi tingitud ainete lõpmatu mitmekesisus.»

5. «Keemiline element (Lomonossovil — *alge*) on ühesugustest aatomitest koosnev aine.»

6. «Keemiline ühend (Lomonossovil — *segatud aine*) koosneb kahest või enamast eri elemendist, mis omavahel on selliselt ühinenud, et ühendi igal molekulil on elementide sama suhe, nagu kogu ühendi üksikute elementide vahel.»

Lomonossov avastas aine kaalu jäävuse seaduse ning seletas rea füüsikalisi ja keemilisi nähtusi (näiteks põlemise ja metallide roostetamise protsessi) aine atomistliku ehituse alusel.

Lomonossov rajas uue teaduse — «füüsikalise keemia» ning koostas esimese programmi selle kursuse läbitöötamiseks.

Lomonossov tegeles ka keemia praktilise rakendamisega tööstuses. Ta töötas välja retsepte värviliste klaaside valmistamiseks ning ehitas vabriku mosaiikpiltide tootmiseks. Lomonossov tegeles palju mitmesuguste maakide uurimisega.

Suure teadusliku väärtusega on Lomonossovi tööd ka teaduse teistel aladel, näiteks füüsika, astronoomia, mineraloogia, geoloogia, maateaduse ja meteoroloogia alal.

Lomonossov omas suurt kuulsust ka poeedina ning vene kirjandusliku keele kujundajana.

Lomonossov oli Vene, Rootsi ja Bologna Teaduste Akadeemia liikmeks.

Suur vene teadlane M. V. Lomonossov varjutas oma geeniusega kaasaegseid, ennetades mitmete aastakümnete võrra põhiliste loodusseaduste avastamist Lääne teadlaste poolt. Lomonossov on mitte ainult vene keemia rajaja, vaid ühtlasi keemia rajaja ülemaailmses ulatuses.

§ 3. Atomistlik-molekulaarse teooria põhimõisted.

Aine atomistlik-molekulaarne teooria on praegusaja keemia teoreetiliseks aluseks. See teooria haarab suure hulga teaduslikke fakte ja annab neile õige seletuse.

Atomistlik-molekulaarse teooria olemus avaldub järgmistes kokkuvõtetes.

Ükski aine ei ole pideva ehitusega, vaid koosneb üksikutest osakestest, mida nimetatakse m o l e k u l i d e k s.

Molekul on aine väikseim osake, milles säilivad selle aine keemiline koostis ja omadused.

Ühe ja sama aine molekulid on kõik ühesugused ja erinevad teise aine molekulidest omaduste (kaalu, suuruse, ehituse jne.) poolest.

Üksikute molekulide vahel esineb v a s t a s t i k u n e k ü l g e t õ m b e j õ u d, mis avaldub ainult siis, kui molekulid on üksteisele väga lähedal. Vastastikune tõmbejõud on eriti suur tahketes kehades, nõrgem vedelikes ning pole märgata või ei esine üldse gaasides.

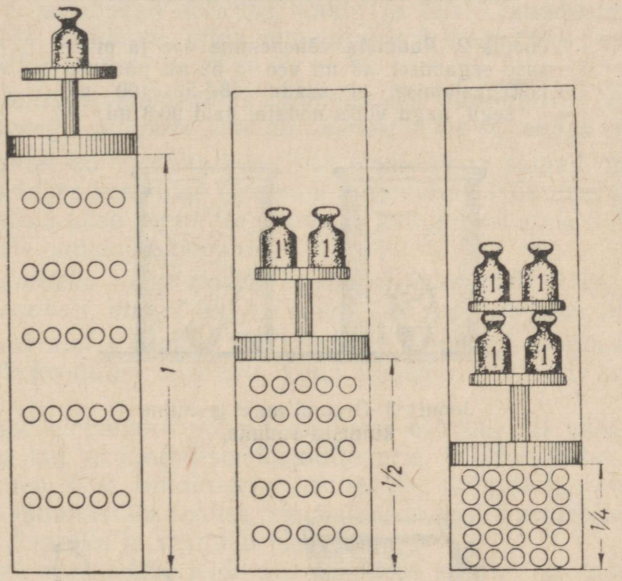
Molekulide üksteisele liginemisel hakkavad mõjuma molekulide-

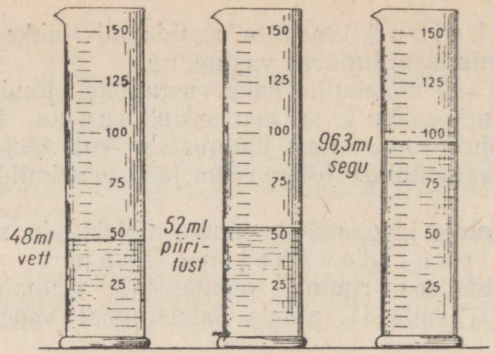
vahelised tõukejõud. Seetõttu avaldavad tahked ja vedelad ained kokkusurumisele tugevat vastupanu.

Nii mõjuvad siis molekulile kaks vastupidist jõudu: molekulaarne tõmbejõud ja molekulaarne tõukejõud. Tõmbejõud mõjub suurematele kaugustele kui tõukejõud. Nende kahe jõu tasakaalustumise tulemusena jääb molekulide vahele vaba ruum.

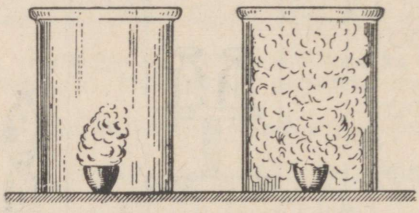
Tahkete, vedelate ja gaasiliste ainete molekulide vahel on vaba ruum, nn. molekulidevaheline ruum.

Molekulidevahelise ruumi olemasolu võimaldab gaaside kokkusurumist (joonis 1), ainete lahustumist vedelikes, tahkete

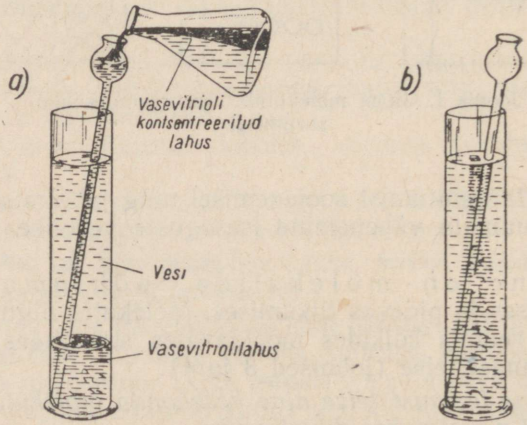

1
1
1



Joonis 2. Ruumala vähenemine vee ja piirituse segamisel. 48 ml vee ja 52 ml piirituse kokkuvalamisel ei saada 48+52=100 ml segu, nagu võiks oodata, vaid 96,3 ml.



Joonis 3. Broomi auru levimine kinnises ruumis.



Joonis 4. Lahustunud aine difundeerumine vees: a — kontsentreeritud vasevitriolilahuse juurdevalamisel; b — pärast mõnepäevast seismist.

molekulid. Temperatuuri tõusuga kõikide molekulide liikumise kiirus suureneb, temperatuuri alanemisel aga aeglustub.

Molekulid on aine füüsikalise jaotamise (peenestamise) piiriks. Iga aine säilib seni, kuni säilivad selle molekulid. Niipea kui laguneb molekul, lakkab olemast ka antud aine. Seega füüsikaliste nähtuste puhul molekulid ei muutu ega lagune.

Keemiliste reaktsioonide (nähtuste) puhul võivad molekulid laguneda veel väiksemateks osakesteks, mida nimetatakse aatomiteks. Aatomid on keemiliselt jagamatud.

Aatomid on alatises liikumises. Liikumine on aatomite põhiomadus. Aatomite liikumise tagajärjel toimuvad keemilised reaktsioonid.

Aatomid jagunevad suuruse, kaalu ja teiste omaduste poolest isesugustesse liikidesse, mida nimetatakse keemilisteks elementideks.

Keemiliseks elemendiks nimetatakse ühesuguste keemiliste omadustega aatomite liiki nii ühendites kui ka vabas olekus.

Et aatomitel on vastava keemilise elemendiga samad omadused, siis on mis tahes keemilise elemendi aatomid ka kõik ühesugused ja erinevad mõne teise keemilise elemendi aatomitest oma kaalu, suuruse ja teiste omaduste poolest.

Aatomiteks nimetatakse keemilise elemendi kõige väiksemaid osakesi, mis ei lagune keemiliste reaktsioonide puhul.

Käesoleval ajal tuntakse 102 keemilist elementi, nendest leidub looduses 89 keemilist elementi, kuna ülejäänud 13 on kunstlikult valmistatud.

Keemilised elemendid võivad looduses esineda nii vabas olekus lihtainetena kui ka keemiliste ühenditena, s. t. liitainetena. Nii näiteks koosneb õhk lihtainetena esinevate keemiliste elementide hapniku ja lämmastiku segust, kuna liitaine vesi koosneb keemiliste elementide hapniku ja vesiniku ühendist.

Keemiliste elementide leidumist looduses kujutab joonisel 5 toodud diagramm.

§ 4. Liht- ja liitained.

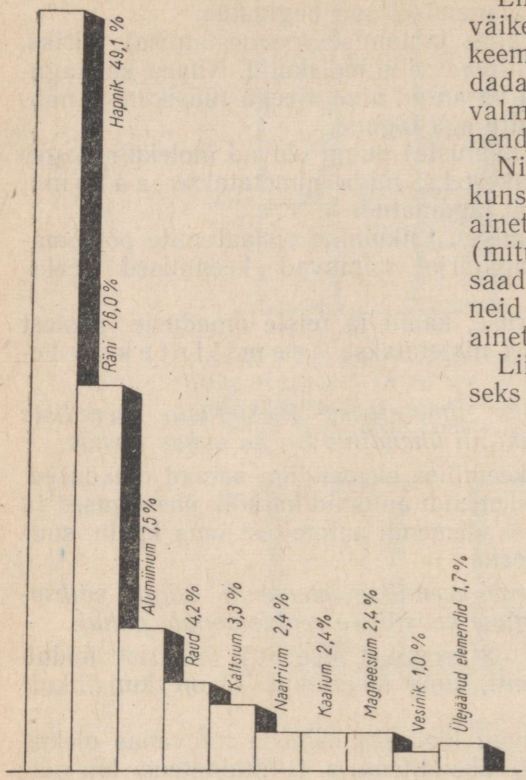
Keemiliste elementide aatomite omavahelisel reageerimisel võivad tekkida kas lihtainete või liitainete molekulid.

Lihtaineteks nimetatakse aineid, mille molekulid koosnevad ühe ja sama keemilise elemendi aatomitest.

Lihtaine näitena võib nimetada gaasilist vesinikku, mille molekul koosneb kahest ühesugusest vesiniku-aatomist (H_2).

Liitaineteks nimetatakse aineid, mille molekulid koosnevad erinevate keemiliste elementide aatomitest.

Liitaine on näiteks vesi, sest selle molekul koosneb kahest vesiniku-aatomist ja ühest hapniku-aatomist (H_2O).



Joonis 5. Tähtsamate keemiliste elementide esinemine looduses (maakoores, hüdro- ja atmosfääris).

Lihtainete arv on suhteliselt väike. Lihtainet ei saa tavaliste keemiliste menetlüste abil lagundada teisteks lihtaineteks ega valmistada teistest lihtainetest nende ühendamise teel.

Nii looduses leiduvate kui ka kunstlikult valmistatavate liitainete hulk on määratu suur (mitusada tuhat). Liitaineid võib saada lihtainete ühinemisel ning neid on võimalik lagundada lihtaineteks.

Liitainete koostise määramiseks kasutatakse kahte meetodit — analüüsi ja sünteesi.

Analüüsiks nimetatakse liitaine lagundamist lihtsamateks koostisosadeks (näiteks lihtaineteks).

Näiteks elavhõbeoksüüdi lagundamine soojendamisel elavhõbedaks ja hapnikuks.

Sünteesiks nimetatakse liitaine saamist lihtsamate ainete (näiteks lihtainete) ühinemisel.

Näiteks väävelraua saamine rauast ja väävlist.

§ 5. Aatomkaal ja molekulkaal.

XX sajandil õnnestus määrata keemiliste elementide aatomite kaalu ja suurust. Seejuures leiti, et aatomite ning nendest moodustunud molekulide absoluutne kaal on väga väike. Näiteks kaalub

vesiniku-aatom	0,000 000 000 000 000 000 000 001 673	ehk	$1{,}673.10^{-24}$ g
hapniku-aatom	0,000 000 000 000 000 000 000 026 4	ehk	$26{,}4.10^{-24}$ g
elavhõbeda-aatom	0,000 000 000 000 000 000 000 334	ehk	334.10^{-24} g
vesiniku molekul	0,000 000 000 000 000 000 000 003 346	ehk	$3{,}346.10^{-24}$ g
vee molekul	0,000 000 000 000 000 000 000 029 7	ehk	$29{,}7.10^{-24}$ g

On arusaadav, et arvutamine niisuguste väikeste suurustega on väga raske ja ebamugav. Seepärast kasutatakse nii teaduses kui

praktikas aatomite ja molekulide kaalude avaldamiseks suhtelisi arve, mida nimetatakse *aatomkaaludeks.*

Aatomkaalu ühikuks on nn. h a p n i k u ü h i k (h. ü.), mis võrdub ühe kuueteistkümnendikuga hapniku-aatomi kaalust. Seega aatomkaal pole aatomite tegelik kaal, vaid arv, mis näitab antud keemilise elemendi aatomi ja ühe kuueteistkümnendiku hapniku-aatomi kaalu suhet ehk lihtsamalt öeldud, on arv, mis näitab, mitu korda on antud keemilise elemendi aatom ühe kuueteistkümnendiku hapniku-aatomi kaalust raskem[1].

Kokku võttes võime öelda, et

aatomkaal on keemilise elemendi aatomi kaal hapnikuühikutes.

Molekulkaal on arv, mis näitab, mitu korda on antud aine molekul ühe kuueteistkümnendiku hapniku-aatomi kaalust raskem. Et molekulkaal on keemilise ühendi molekuli kaal hapnikuühikutes, siis võime öelda, et

ühendi molekulkaal võrdub keemilise ühendi molekuli koostisse kuuluvate kõikide aatomite aatomkaalude summaga.

Näiteks on hapniku molekulkaal 32 h. ü., sest hapniku molekul koosneb kahest aatomist aatomkaaluga 16 h. ü.

§ 6. Keemilised sümbolid ja valemid.

Tänapäeva keemias tähistatakse kõiki keemilisi elemente ja ühendeid eriliste tingtähistega. Keemilise elemendi tingtähiseks on selle keemiline märk ehk sümbol, kuna ühendi tingtähiseks on selle keemiline valem.

K e e m i l i s e d s ü m b o l i d. Iga keemiline element tähistatakse kindla sümboliga, milleks tavaliselt on vastava keemilise elemendi ladinakeelse nimetuse algtäht. Nii on hapniku keemiliseks sümboliks O (ladinakeelsest nimetusest *Oxygenium*). Ühe ja sama tähega algavate ladinakeelsete nimetuste puhul lisandatakse algtähele üks järgnevatest tähtedest. Näiteks:

Lämmastik	N	*Nitrogenium*
Naatrium	Na	*Natrium*
Nikkel	Ni	*Niccolum*

Keemiline sümbol tähistab: 1) keemilist elementi, 2) keemilise elemendi üht aatomit ja 3) keemilise elemendi kaalulist kogust, mis võrdub selle aatomkaaluga hapnikuühikutes. Nii näiteks tähistab tingtähis «Na» 1) keemilist elementi naatriumi, 2) naatriumi üht aatomit ja 3) 23 hapnikuühikut naatriumi (sest naatriumi aatomkaal võrdub 23 hapnikuühikuga). Seega on keemilisel sümbolil kvalitatiivne ja kvantitatiivne sisu.

---

[1] Aatomite absoluutsete kaalude leidmiseks on tarvis teada, et 1 h. ü. = $= 1{,}66.10^{-24}$ g.

Tähtsamate keemiliste elementide sümbolid, nimetused ja ligikaudsed aatomkaalud on toodud lisas 1.

Keemilised valemid. Keemiliste elementide sümbolite abil saab väljendada ka mitme keemilise elemendi ühinemisel tekkinud liitaine koostist. Selleks kirjutatakse vastava aine molekuli koostisse kuuluvate keemiliste elementide sümbolid üksteise kõrvale, näiteks FeS — väävelraud, HgO — elavhõbeoksüüd.

Keemiliseks valemiks nimetatakse aine molekuli koostise lühendatud väljendust keemiliste sümbolite abil.

Keemiline valem tähistab: 1) ainet (keemilist ühendit), 2) aine üht molekuli, 3) molekuli kvalitatiivset koostist, s. t. molekuli koostisse kuuluvaid keemilisi elemente, 4) molekuli kvantitatiivset koostist, s. t. molekuli koostisse kuuluvate keemiliste elementide aatomite arvu ja 5) ühendi kaalulist kogust, mis võrdub selle molekulkaaluga hapnikuühikutes. Nii näiteks tähistab keemiline valem «H_2O» 1) keemilist ühendit vett, 2) üht vee molekuli, 3) näitab, et vee molekuli koostisse kuuluvad keemilised elemendid vesinik ja hapnik, 4) näitab, et vee molekul koosneb kahest vesiniku-aatomist ja ühest hapniku-aatomist ning 5) 18 hapnikuühikut vett (sest vee molekulkaal on 18 h. ü.).

Seega on ka keemilisel valemil nii kvalitatiivne kui kvantitatiivne sisu, s. t. valem tähistab ainet, aine üht molekuli ja aine molekulkaalu.

Indeksid ja koefitsiendid. Kui aine molekuli koostisse kuulub sama keemilise elemendi mitu aatomit, siis märgitakse seda valemis väikese numbriga selle keemilise elemendi sümboli kõrval paremal all. Vee molekulisse kuulub kaks aatomit vesinikku ja üks aatom hapnikku; vee valem kirjutatakse H_2O. Väävelhappe valem H_2SO_4 näitab, et selle aine molekul koosneb kahest vesiniku-aatomist, ühest väävli-aatomist ja neljast hapniku-aatomist.

Kui valemis on keemilised sümbolid asetatud sulgudesse ja sulu järele on paigutatud arv, siis see arv on maksev kõikide keemiliste elementide aatomite kohta, mille sümbolid on sulgudes, näiteks $Ca(OH)_2$, $Ca_3(PO_4)_2$ jne.

Indeksiks nimetatakse arvu, mis näitab aine molekuli koostisse kuuluva keemilise elemendi aatomite arvu.

Eespool oli öeldud, et keemiline valem tähistab aine üht molekuli. Aine mitme molekuli tähistamiseks kirjutatakse valemi ette vastav koefitsient. Koefitsiendid on maksvad kogu molekuli kohta.

Koefitsiendiks nimetatakse arvu, mis näitab aine molekulide arvu.

Nii näiteks tähistab $2H_2$ kahte vesiniku molekuli, $3H_2SO_4$ — kolme väävelhappe molekuli.

Keemilised sümbolid ja valemid, mis annavad ettekujutuse aine molekuli kvalitatiivsest ja kvantitatiivsest koostisest, on rahvusvahelise keemia-alase keele aluseks.

§ 7. Keemia põhiseadused.

Kõik keemilised reaktsioonid kulgevad kindlate keemia-alaste seaduste põhjal. Keemia põhiseadusteks on aine kaalu jäävuse seadus ja aine koostise püsivuse seadus.

Aine kaalu jäävuse seadus ehk Lomonossovi seadus kõlab järgmiselt:

Keemilise reaktsiooni puhul võrdub lähteainete kaalude summa reaktsiooni saaduste kaalude summaga.

Nimetatud keemia põhiseadus sõnastati esmakordselt aastal 1748 suure vene teadlase M. V. Lomonossovi poolt ning tõestati tema poolt mõni aasta hiljem (1756. a.) rea katsete abil. Aastal 1789, seega palju hiljem, õnnestus prantsuse teadlasel Lavoisier'l (loe: lavuazje') hoolikalt toimetatud katsete abil kinnitada Lomonossovi seaduse õigsus. Aine kaalu jäävuse seaduse avastamisega muutus keemia täppisteaduseks.

Atomistlik-molekulaarne teooria käsitleb iga keemilist reaktsiooni kui lähteainete molekulide koostisse kuuluvate aatomite ümberrühmitumist, kusjuures ei muutu üldine aatomite arv ega üksiku aatomi kaal. Järelikult on ka kõikide aatomite üldkaal enne ja pärast keemilist reaktsiooni sama.

Sellest järgneb, et keemiliste reaktsioonide puhul aatomid ei kao ega muutu teistsugusteks aatomiteks.

Aine kaalu jäävuse seadusel on keemias suur praktiline tähtsus. Selle seaduse põhjal on võimalik nii laboratooriumis kui ka tööstuses arvutada:

a) reaktsiooni saaduste kaalulisi koguseid, kui on teada lähteainete kaalulised kogused;

b) lähteainete kaalulisi koguseid, kui on teada reaktsiooni saaduste kaalulised kogused.

Aine kaalu jäävuse seadus on üks looduse põhiseadusi. Selles seaduses avaldub materiaalse maailma — looduse lõpmatus ja jäävus. See tähendab, et ained ei saa tekkida eimillestki. Selle seaduse põhjal võib kindlalt eitada väärõpetust, nagu oleks jumal loonud maailma eimillestki.

Aine kaalu jäävuse seadust nimetatakse mõnikord ka «aine jäävuse seaduseks», mis on väär, sest keemilistel reaktsioonidel muutub aine, kuna ainete kaal on muutumatu.

Aine koostise püsivuse seadus ehk Proust'i (loe: prust) seadus. Keemiliste ühendite analüüsimisel avastas prantsuse teadlane Proust aine koostise püsivuse seaduse ning tõestas (1801—1808) katseliselt, et

igal puhtal ainel on püsiv koostis sõltumata aine saamise viisist.

Seega koosneb iga keemiliselt puhas aine alati samadest keemilistest elementidest, mis on omavahel ühinenud täiesti kindlates kaalulistes vahekordades.

Atomistlik-molekulaarne teooria seletab aine koostise püsivuse seaduse järgmiselt: kuna molekuli aatomne koostis on püsiv ning aatomi kaal on jääv suurus, siis peab olema püsiv ka nende kaaluline vahekord.

A. Lavoisier (1743—1794).

Me teame, et keemiline ühend koosneb ühesugustest molekulidest, seepärast on ühendi koostis samasugune molekuli koostisega.

Näiteks vee molekul koosneb kahest vesiniku aatomist ja ühest hapniku aatomist. Kuna hapniku aatom on peaaegu 16 korda vesiniku aatomist raskem, siis on hapniku kaalu suhe vesiniku kaaluga vee molekulis 16:2 ehk 8:1. Et vee molekulid on kõik ühesugused, siis ükskõik missugusel viisil me vett ka saame, on vees hapniku ja vesiniku kaaluvahekord alati 8:1.

§ 8. Keemilise ühendi valemi tuletamine.

Aine koostise püsivuse seaduse põhjal on võimalik tuletada keemilise ühendi valem. Selleks tuleb analüüsida vastav aine ning määrata selle kaaluline koostis.

Me teame, et keemiline analüüs annab aine kaalulise koostise protsentides, kuid mitte molekuli koostisse kuuluvate aatomite arvu. Seepärast seisab keemilise valemi koostamine üleminekus protsendiliselt koostiselt aatomilisele koostisele. Toome mõned valemi koostamise näited.

N ä i d e. Metaani koostises on 75% süsinikku ja 25% vesinikku,

s. t. 75 kaaluosa süsiniku kohta tuleb 25 kaaluosa vesinikku. On tarvis leida metaani valem.

Oletame, et metaani molekulis on üks aatom, s. t. 12 kaaluosa süsinikku. Mitu kaaluosa vesinikku tuleb siis 12 kaaluosa süsiniku kohta metaani molekulis, kui 75 kaaluosa süsiniku kohta on selles molekulis 25 kaaluosa vesinikku?

Lahendus:

75 kaaluosa süsiniku kohta tuleb 25 kaaluosa vesinikku.

12 „ „ „ „ x „ „

Koostame võrde

$$\frac{75}{12} = \frac{25}{x}$$

Võrdest leiame, et

$$x = \frac{12 \cdot 25}{75} = 4$$

Nii saame, et 12 kaaluosa süsiniku kohta, s. t. ühe aatomi süsiniku kohta tuleb 4 kaaluosa, s. t. 4 aatomit vesinikku (sest üks kaaluosa vesinikku vastab vesiniku ühele aatomile).

Metaani valem on seega CH_4.

Seda liiki ülesandeid on võimalik lahendada ka teisiti. Lahendamiseks kasutame järgmist lihtsat reeglit:

et leida aine molekuli koostisse kuuluvate keemiliste elementide aatomite arv, tuleb keemiliste elementide kogused (väljendatud protsentides või kaaluosades) *jagada vastavate aatomkaaludega.*

Kuna aine molekuli koostises võib olla ainult täisarv aatomeid, siis tuleb leitud murdarvude suhe asendada vastavate väiksemate täisarvude suhtega.

Märkus. Aatomkaalude ümardatuse ja aine protsendilise koostise määramise ebatäpsuse tõttu saadakse sel juhul tavaliselt täisarvudele lähedasi murde, mis tuleb ümardada lähemate täisarvudeni.

Näide 1. Süsinikdioksüüdi (süsihappegaasi) koostises on 27,3% süsinikku ja 72,7% hapnikku. On tarvis leida süsinikdioksüüdi keemiline valem.

Süsiniku aatomite arvu suhe hapniku aatomite arvuga leiame järgmiselt:

$$x_C : y_O = \frac{27{,}3}{12} : \frac{72{,}7}{16}$$

$$x_C : y_O = 2{,}275 : 4{,}544$$

$$x_C : y_O = \frac{2{,}275}{2{,}275} : \frac{4{,}544}{2{,}275}$$

$$x_C : y_O = 1 : 1{,}997$$

$$x_C : y_O = 1 : 2$$

Siit näeme, et ühe süsiniku-aatomi kohta tuleb kaks hapniku-aatomit. Seega on süsinikdioksüüdi valemiks CO_2.

Näide 2. Süsinikoksüüdi (vingugaasi) koostises on 42,9% süsinikku ja 57,1% hapnikku. Leida süsinikoksüüdi valem.

Arvutame:

$$x_C : y_O = \frac{42{,}9}{12} : \frac{57{,}1}{16}$$

$$x_C : y_O = 3{,}575 : 3{,}569$$

$$x_C : y_O = 1 : 0{,}998$$

$$x_C : y_O = 1 : 1$$

Süsinikoksüüdi valem on seega CO.

§ 9. Keemiliste reaktsioonide põhitüübid.

Keemiliste reaktsioonide rohkearvulisusele ja mitmekesisusele vaatamata võib kõiki reaktsioone jagada nelja põhitüüpi: ühinemis-, lagunemis-, asendus- ja vahetusreaktsioonideks.

Aatomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt seisab keemilise reaktsiooni olemus lähteainete molekulides olevate aatomite või aatomgruppide ümberrühmitumises, kusjuures reaktsiooni saadustena tekivad uute ainete molekulid.

Vaatleme keemiliste reaktsioonide põhitüüpe aatomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt.

Ühinemisreaktsiooniks nimetatakse niisugust keemilist reaktsiooni, mille puhul kahe või enam lähteaine molekulide ühinemisel tekivad uue aine molekulid.

Näiteks: 1) $C + O_2 = CO_2$ (põlemine);
2) $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$ (lubja kustutamine)

Lagunemisreaktsiooniks nimetatakse sellist keemilist reaktsiooni, mille puhul ühe lähteaine molekulide lagunemisel tekivad kahe või enam uue aine molekulid.

Näiteks: 1) $2HgO = 2Hg + O_2$ (elavhõbeoksüüdi lagunemine soojendamisel);
2) $CaCO_3 = CaO + CO_2$ (lubjakivi või kriidi lagunemine kuumutamisel).

Asendusreaktsiooniks nimetatakse niisugust keemilist reaktsiooni, mille puhul lihtaine aatomid asendavad liitaine molekuli koostisse kuuluva ühe keemilise elemendi aatomeid, mille tulemusena tekib uus lihtaine ja uus liitaine.

Näiteks: 1) $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$ (raua reageerimine vasevitriolilahusega);
2) $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$ (tsingi reageerimine väävelhappega).

Vahetusreaktsiooniks nimetatakse sellist keemilist reaktsiooni, mille puhul kahe liitaine molekulid vahetavad nende koostisse kuuluvaid aatomeid (või aatomite rühmi) ning mille tulemusena tekivad kahe uue liitaine molekulid.

Näiteks: 1) $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$

2) $BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + 2HCl$

3) $CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$

Kõik keemilised reaktsioonid kulgevad ainult teatud tingimustel. Üheks niisuguseks tingimuseks on reageerivate ainete molekulide või aatomite tihe omavaheline kokkupuutumine. Seda saavutatakse ainete pulbriks peenestamisega või lahustamisega mõnes lahustis või üleviimisega gaasilisse olekusse. Teiseks tähtsaks tingimuseks on reageerivate ainete soojendamine, sest teatavasti suureneb temperatuuri tõusuga reageerivate molekulide (aatomite) liikumise kiirus ning seega ka põrgete arv molekulide (aatomite) vahel. Teistest teguritest, millised veel mõjutavad reaktsioonide kulgu, märgime: elektrivoolu toimet (elektrolüüs), valguse mõju (fotokeemilised reaktsioonid, fotosüntees taimedes), mehaanilist mõjutamist (lõhkeainete puhul) jne.

§ 10. Gramm-aatom ja gramm-molekul.

Praktilistel kaalutlustel kasutatakse keemias peale tavalistes kaaluühikutes (gramm, kilogramm, tonn) antud aine koguste veel erilisi kaalulisi koguseid, mida nimetatakse gramm-aatomiks ja gramm-molekuliks.

Gramm-aatomiks (lühendatult g-aatomiks) *nimetatakse keemilise elemendi kogust grammides, mis arvuliselt võrdub selle elemendi aatomkaaluga.*

Näiteks vesiniku gramm-aatom on 1 g, sest vesiniku aatomkaal on 1 h. ü.; hapniku gramm-aatom on 16 g, sest hapniku aatomkaal on 16 h. ü. jne.

Isesuguste keemiliste elementide gramm-aatomid erinevad üksteisest kaalu poolest, kuid kõik nad sisaldavad võrdse arvu üksikuid aatomeid. Kaasaegne teadus on kindlaks teinud, et mis tahes keemilise elemendi gramm-aatom sisaldab 602 000 000 000 000 000 000 000 ehk $6{,}02 \cdot 10^{23}$ aatomit. Seda arvu tähistatakse tähega *N*.

Tabelis 1 on toodud andmed mõnede keemiliste elementide gramm-aatomite suuruste kohta.

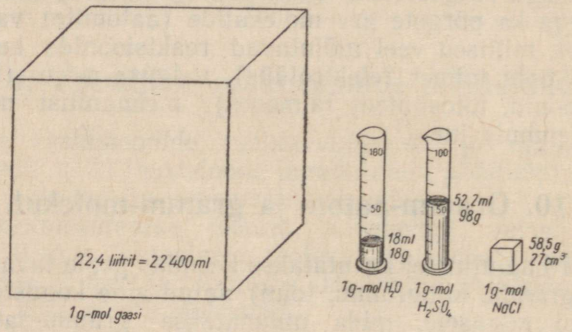
Gramm-molekuliks (lühendatult: g-moliks[1]) *nimetatakse aine kogust grammides, mis arvuliselt võrdub selle aine molekulkaaluga.*

Näiteks vee (H_2O) gramm-molekul on 18 g, sest vee molekulkaal on 18 h. ü.; väävelhappe (H_2SO_4) gramm-molekul on 98 g, sest väävelhappe molekulkaal on 98 h. ü. jne. (joonis 6).

[1] Kasutatakse ka lühendit *mool*.

Tabel 1

Keemiline sümbol	Aatom-kaal	Gramm-aatom	Arv N antud keemilise elemendi gramm-aatomi kohta;
H	1 h. ü.	1 g	1 g vesinikku sisaldab $6{,}02 \cdot 10^{23}$ aatomit vesinikku;
N	14 h. ü.	14 g	14 g lämmastikku sisaldab $6{,}02 \cdot 10^{23}$ aatomit lämmastikku;
O	16 h. ü.	16 g	16 g hapnikku sisaldab $6{,}02 \cdot 10^{23}$ aatomit hapnikku;
Fe	56 h. ü.	56 g	56 g rauda sisaldab $6{,}02 \cdot 10^{23}$ aatomit rauda;
Cu	64 h. ü.	64 g	64 g vaske sisaldab $6{,}02 \cdot 10^{23}$ aatomit vaske.



Joonis 6. Gramm-molekul gaasi, vett, väävelhapet ja keedusoola.

Isesuguste ainete gramm-molekulid erinevad üksteisest kaalu poolest, kuid kõik nad sisaldavad võrdse arvu molekule, ja nimelt $6{,}02 \cdot 10^{23}$ üksikut molekuli. Seega sisaldab mis tahes aine g-mol niisama palju molekule, kui palju üksikuid aatomeid on mis tahes keemilise elemendi gramm-aatomis.

Molekulkaal tähistatakse leppeliselt tähega M ja gramm-molekulis olevate molekulide arv tähega N.

Tabelis 2 on toodud andmed mõnede ainete gramm-molekulide suuruste kohta.

Tabel 2

Aine valem	Molekul-kaal	Gramm-molekul	Arv N antud aine gramm-molekuli kohta
H_2	2 h. ü.	2 g	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ molekuli vesinikku;
O_2	32 h. ü.	32 g	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ molekuli hapnikku;
H_2O	18 h. ü.	18 g	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ molekuli vett;
H_2SO_4	98 h. ü.	98 g	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ molekuli väävelhapet;
NaOH	40 h. ü.	40 g	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ molekuli naatriumhüdroksüüdi;
$CaCO_3$	100 h. ü.	100 g	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ molekuli kriiti.

Tüüpnäiteid «gramm-aatomi» ja «gramm-molekuli» kasutamise kohta.

Näide 1. Ülesanne. Mitu gramm-aatomit on 320 g väävlit?

Arutlus. Et väävli aatomkaal on 32 h. ü. ja gramm-aatom väävlit kaalub 32 g, siis 320 g väävlit on $\frac{320}{32} = 10$ gramm-aatomit väävlit.

Üleskirjutus.

1) S
Aatomkaal — 32 h. ü.
g-aatom S — 32 g

2) 32 g S on 1 g-aatom
320 g S on 10 g-aatomit.

Näide 2. Ülesanne. Mitu grammi kaalub 2 gramm-aatomit rauda?

Arutlus. Et raua aatomkaal on 56 h. ü. ja gramm-aatom rauda kaalub 56 g, siis 2 gramm-aatomit rauda kaalub $56 \cdot 2 = 112$ g.

Üleskirjutus.

1) Fe
Aatomkaal — 56 h. ü.
g-aatom Fe — 56 g

2) 1 g-aatom Fe kaalub 56 g
2 g-aatomit Fe kaalub 112 g.

Näide 3. Ülesanne. Mitu magneesiumi-aatomit on 10 gramm-aatomis magneesiumis?

Arutlus. Et ühes gramm-aatomis magneesiumis on N aatomit (s. o. $6{,}02 \cdot 10^{23}$ aatomit), siis 10 gramm-aatomis magneesiumis on $10N$ aatomit.

Üleskirjutus.

1 g-aatomis Mg on N aatomit.
10 g-aatomis Mg on $10N$ aatomit.

Näide 4. Ülesanne. Mitu magneesiumi-aatomit on selle metalli tükikeses, mis kaalub 6 g?

Arutlus. Et magneesiumi aatomkaal on 24 h. ü. ja tema gramm-aatom kaalub 24 g, siis 6 g magneesiumi on $\frac{6}{24} = 0{,}25$ gramm-aatomit. Ühes gramm-aatomis magneesiumis on N aatomit, 0,25 gramm-aatomis magneesiumis aga $0{,}25N$ aatomit.

Üleskirjutus.

1) Mg
Aatomkaal — 24 h. ü.
g-aatom — 24 g

2) 24 g Mg on 1 g-aatom
6 g Mg on 0,25 g-aatomit

3) 1 g-aatomis (Mg) on N aatomit
0,25 g-aatomis (Mg) on $0{,}25N$ aatomit.

Näide 5. Ülesanne. Mitu gramm-molekuli on 36 g vett?

Arutlus. Et vee (H_2O) molekulkaal on $2+16=18$ h. ü. ja selle gramm-molekul kaalub 18 g, siis 36 g vett on $\frac{36}{18} = 2$ gramm-molekuli.

Üleskirjutus.

1) H_2O
$2+16$
$M=18$ h. ü.
g-mol — 18 g.

2) 18 g H_2O on 1 g-mol.
36 g H_2O on 2 g-moli.

Näide 6. Ülesanne. Mitu grammi kaalub 2 gramm-molekuli lämmastikhapet?

Arutlus. Et lämmastikhappe (HNO_3) molekulkaal on $1+14+16\cdot3=63$ h. ü. ja tema gramm-molekul kaalub 63 g, siis 2 gramm-molekuli lämmastikhapet kaalub $63\cdot2=126$ g.

Üleskirjutus.

1) HNO_3
$1+14+16\cdot3$
$M=63$ h. ü.
g-mol — 63 g

2) 1 g-mol HNO_3 kaalub 63 g
2 g-moli HNO_3 kaalub 126 g.

Näide 7. Ülesanne. Mitu vee molekuli on 3 gramm-molekulis vees?

Arutlus. Et gramm-molekulis vees on N molekuli (s. o. $6{,}02\cdot10^{23}$ molekuli), siis 3 gramm-molekulis vees on $3N$ molekuli.

Üleskirjutus.

1 g-molis H_2O on N molekuli.
3 g-molis H_2O on $3N$ molekuli.

Näide 8. Ülesanne. Mitu kaltsiumkarbonaadi (marmor, kriit) molekuli on selle aine ühes kilogrammis?

Arutlus. Et kaltsiumkarbonaadi molekulkaal on $40+12+16\cdot3=100$ h. ü. ja tema gramm-molekul kaalub 100 g, siis 1 kg kaltsiumkarbonaati on $\frac{1000}{100}=10$ gramm-molekuli. Ühes gramm-molekulis kaltsiumkarbonaadis on N (s. o. $6{,}02\cdot10^{23}$) molekuli, 10 g-molekulis aga $10N$ molekuli.

Üleskirjutus.

1) $CaCO_3$
$40+12+16\cdot3$
$M=100$ h. ü.
g-mol — 100 g

2) 100 g $CaCO_3$ on 1 g-mol
1000 g $CaCO_3$ on 10 g-moli

3) 1 g-mol $CaCO_3$ on N molekuli
10 g-moli $CaCO_3$ on $10N$ molekuli.

§ 11. Arvutusi valemite järgi.

Tundes liitaine valemit ja keemiliste elementide aatomkaalusid, on võimalik teostada rida arvutusi.

1. Aine molekulkaalu arvutamine. Keemilise ühendi molekulkaalu on kerge leida, kui on teada ühendi keemiline valem ning ühendi molekuli koostisse kuuluvate keemiliste elementide aatomkaalud.

Mis tahes aine molekulkaalu arvutamiseks selle keemilise valemi järgi, tuleb aine molekuli koostisse kuuluvate keemiliste elementide aatomkaalud korrutada valemis antud vastavate indeksitega ning saadud korrutised liita.

Näide. Ülesanne. Leida väävelhappe (H_2SO_4) molekulkaal.

Lahendus. Väävelhappe valemist nähtub, et selle molekulis on kaks vesiniku-aatomit, üks väävli-aatom ja neli hapniku-aatomit. Kasutades ümardatud aatomkaalusid, leiame et

kaks vesiniku-aatomit (2H) kaalub	$1 \times 2 = 2$ h. ü.
üks väävli-aatom (S) kaalub	$32 \times 1 = 32$ h. ü.
neli hapniku-aatomit (40) kaalub	$16 \times 4 = 64$ h. ü.

Väävelhappe molekulkaalu (M) leidmiseks tuleb liita kõik selle molekuli koostisse kuuluvate aatomite kaalude summa. Seega:

$$M = (1 \times 2) + (32 \times 1) + (16 \times 4) = 98 \text{ h. ü.}$$

Tavaliselt lahendatakse seda liiki ülesandeid lihtsamalt. Näiteks järgmiselt:

$$M = 1.2 + 32.1 + 16.4 = 2 + 32 + 64 = 98 \text{ h. ü.}$$

Vastus: 98 hapnikuühikut.

2. Keemilise ühendi protsendilise koostise arvutamine valemi järgi.

Teades aine keemilist valemit, on kerge arvutada selle aine molekuli koostisse kuuluva iga keemilise elemendi protsendiline sisaldus.

Keemilise elemendi protsendiliseks sisalduseks nimetatakse vastava keemilise elemendi kaaluline kogus, mis sisaldub antud ühendi 100 kaaluosas.

Näide. Ülesanne. Leida süsinikdioksüüdi (CO_2) protsendiline koostis.

Lahendus. Süsinikdioksüüdi valemi põhjal leiame, et CO_2 molekulkaal $M = 12.1 + 16.2 = 12 + 32 = 44$ h. ü. ja selle g-mol kaalub 44 g. Samast valemist nähtub, et 44 grammis (g-mol) CO_2 sisaldub 12 g (g-aatom) süsinikku (C) ja 32 g (2 g-aatomit) hapnikku (O). Seega 44 grammile CO_2 vastab 12 g C ja 32 g O, 100 g CO_2 aga x grammi C ja y g O. Selle põhjal koostame võrded:

$44 : 12 = 100 : x$, siit $x = \frac{12 \cdot 100}{44} = 27{,}3$ (%)C.

$44 : 32 = 100 : y$, siit $y = \frac{32 \cdot 100}{44} = 72{,}7$ (%)O.

Hõlpsam on ülesannet lahendada järgmiselt:

Süsinikdioksüüdi valemi põhjal leiame, et CO_2 molekulkaal $M = 12.1 + 16.2 = 12 + 32 = 44$ h. ü. Eespool toodud juhise põhjal koostame järgmised võrded:

44 h. ü. CO_2 — 12 h. ü. C	44 h. ü. CO_2 — 32 h. ü. O
100 h. ü. CO_2 — x h. ü. C	100 h. ü. CO_2 — y h. ü. O
$x = \frac{12 \cdot 100}{44} = 27{,}3$	$y = \frac{32 \cdot 100}{44} = 72{,}7$
Vastus: 27,3% süsinikku.	Vastus: 72,7% hapnikku.

3. Keemilise elemendi koguse arvutamine antud aine koguses.

Näide 1. Ülesanne. Mitu g-aatomit rauda on 40 grammis raua oksüüdis Fe_2O_3?

Lahendus. Raua oksüüdi valemi põhjal leiame, et Fe_2O_3 molekulkaal $M = 56 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 112 + 48 = 160$ h. ü. Tähendab, g-mol Fe_2O_3 kaalub 160 g.

Edasi nähtub valemist Fe_2O_3, et 1 g-molis Fe_2O_3 on 2 g-aatomit Fe. Seega 160 grammile Fe_2O_3 vastab 2 g-aatomit Fe, 40 grammile Fe_2O_3 aga x g-aatomit Fe. Selle põhjal koostame võrde:

$$160 : 40 = 2 : x,$$

siit leiame, et

$$x = \frac{40 \cdot 2}{160} = 0{,}5 \text{ (g-aatomit Fe)}.$$

Hõlpsam on lahendust kirjutada järgmiselt:

160 g Fe_2O_3 — 2 g-aatomit Fe
40 g Fe_2O_3 — x g-aatomit Fe

$$x = \frac{40 \cdot 2}{160} = 0{,}5.$$

Vastus: 0,5 g-aatomit rauda.

Näide 2. Ülesanne. Mitu grammi alumiiniumi on 408 g alumiiniumoksüüdis (Al_2O_3).

Lahendus. Alumiiniumoksüüdi valemi Al_2O_3 põhjal leiame, et selle molekulkaal (M) on $27 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 54 + 48 = 102$ h. ü., gramm-molekul aga 102 grammi.

Samast valemist nähtub, et g-molis Al_2O_3 on 2 g-aatomit Al. Seega 102 grammile Al_2O_3 vastab 54 g Al, 408 grammile Al_2O_3 aga x grammi Al. Selle põhjal koostame võrde:

$$102 : 54 = 408 : x,$$

siit

$$x = \frac{54 \cdot 408}{102} = 216 \text{ (g Al)}.$$

Hõlpsam on ülesannet lahendada järgmiselt:

102 g Al_2O_3 — 54 g Al
408 g Al_2O_3 — x g Al

$$x = \frac{408 \cdot 54}{102} = 216.$$

Vastus: 216 g alumiiniumi.

4. Aine koguse arvutamine selles sisalduva keemilise elemendi koguse põhjal.

Näide 1. Ülesanne. Kui suures kaaliumsulfaadi (K_2SO_4) koguses on 0,5 g-aatomit kaaliumi?

Lahendus. Kaaliumsulfaadi valemi K_2SO_4 põhjal leiame, et selle molekulkaal $M = 39 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 78 + 32 + 64 = 174$ h.-ü. ja g-mol kaalub 174 g.

Samast valemist nähtub, et g-molis K_2SO_4 on 2 g-aatomit K. Seega 2 g-aatomit K sisaldub 174 grammis K_2SO_4, 0,5 g-aatomit K aga x grammis K_2SO_4. Selle põhjal koostame võrde:

$$2 : 0{,}5 = 174 : x,$$

siit

$$x = \frac{0{,}5 \cdot 174}{2} = 43{,}5 \text{ (g } K_2SO_4).$$

Hõlpsam on seda ülesannet lahendada järgmiselt:

2 g-aatomit K — 174 g K_2SO_4
0,5 g-aatomit K — x g K_2SO_4

$$x = \frac{0{,}5 \cdot 174}{2} = 43{,}5.$$

Vastus: 43,5 g K_2SO_4.

Näide 2. Ülesanne. Missuguses vase oksüüdi CuO koguses on 8 g vaske?

Lahendus. Ülesande lahenduse esitame lihtsustatud kujul.

CuO
M = 64 + 16 = 80 h. ü.
g-mol CuO = 80 g;
64 g Cu — 80 g CuO
8 g Cu — x g CuO

$$x = \frac{8 \cdot 80}{64} = 10.$$

Vastus: 10 g CuO.

§ 12. Keemilised võrrandid.

Keemiliste valemite abil saab väljendada mitte ainult liitainete koostist, vaid ka keemilisi reaktsioone. Sellist keemiliste reaktsioonide väljendust nimetatakse keemiliseks võrrandiks.

Keemiline võrrand kujutab reageerivate ainete nii kvalitatiivseid kui ka kvantitatiivseid suhteid.

Seetõttu keemilistes võrrandites kasutatakse suhete väljendamiseks:

1) reageerivate lähteainete ja lõppsaaduste lühendatud nimetusi;
2) nende aatom- või molekulkaalusid.

Näiteks väävli ja raua ühinemisreaktsioon Fe + S = FeS näitab, et 56 kaaluosa raua ühinemisel 32 kaaluosa väävliga tekib 56 + 32 = 88 kaaluosa väävelrauda.

Keemiline võrrand, kujutades reaktsioonist osavõtvate ainete kaalulisi suhteid, peab ühtlasi väljendama aine kaalu jäävuse seadust. Iga keemilise elemendi aatomite arv paremal pool võrdusmärki peab olema võrdne sama keemilise elemendi aatomite arvuga vasakul pool võrdusmärki.

Võtame meile tuntud veesaamise reaktsiooni vesiniku põletamise teel. Põlemisel ühineb vesinik hapnikuga ja selle tulemusena saadakse vesi. Selle reaktsiooni võrrandi kirjutame järgmiselt:

lähteaine + lähteaine → saadus

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

Võrrandi õigeks koostamiseks kasutatakse koefitsiente, s. t. arve, mis asetsevad ainete valemite ees. Koefitsiendid on maksvad kogu molekuli kohta ja näitavad aine molekulide arvu vastandina keemilise elemendi sümbolist paremal pool all asetsevatele väikestele numbritele, mis tähistavad aatomite arvu ja kuuluvad ainult selle sümboli juurde, mille juurde nad on asetatud.

Koefitsientide asetamisel võib kasutada järgmisi reegleid:

1. Reaktsioonist osavõtvate ainete valemid kirjutada vasakule poole võrdsusmärki ja reaktsiooni tulemusena saadud ainete valemid paremale poole võrdsusmärki.
2. Võrdsustada võrrandis esmalt kahes valemis leiduvate keemiliste elementide aatomite arvud, teistele keemilistele elementidele tähelepanu pööramata.
3. Võrdsustada seejärel kolmes valemis esinevate keemiliste elementide aatomite arvud.
4. Keemilised elemendid, mis esinevad neljas või viies valemis, on enamikul juhtudel viimastena võrdsustatavad ja nende aatomite arvu kontrollitakse.

Võrdsustamine on tarvilik selleks, et reaktsiooni võrrandi vasakul poolel toodud keemiliste elementide aatomite üldarv võrduks võrrandi paremal poolel olevate samade keemiliste elementide aatomite üldarvuga (aine kaalu jäävuse seaduse alusel).

§ 13. Arvutused keemiliste reaktsioonivõrrandite järgi.

Keemias teostatakse vajalikke arvutusi reaktsiooni võrrandite järgi.

Näide 1. Ülesanne. Mitu g-moli tsinkoksüüdi (ZnO) peab reageerima väävelhappega (H_2SO_4), et tekiks 2 g-moli tsinksulfaati ($ZnSO_4$)?

Lahendus. Koostame võrrandi tsinkoksüüdi reageerimise kohta väävelhappega:

$$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$$

Reaktsioonivõrrandist nähtub, et 1 g-moli ZnO reageerimisel ülehulgas võetud väävelhappega tekib 1 g-mol $ZnSO_4$. Seega peab 2 g-moli $ZnSO_4$ tekkimiseks reageerima samuti 2 g-moli ZnO.

Toodud ülesanne lahendatakse tavaliselt järgmiselt. Esmalt kirjutame reaktsioonivõrrandi, seejärel meid huvitavate ainete valemite alla nende reaktsioonist osavõtvate g-molide arvud ning sel-

lest rida allapoole nende ainete antud ja otsitavad kogused g-molides. Näiteks:

$$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$$
1 g-mol 1 g-mol
x g-moli 2 g-moli

Koostame võrde

$$1 : 1 = x : 2,$$

siit

$$x = \frac{1 \cdot 2}{1} = 2.$$

Vastus: 2 g-moli ZnO.

Näide 2. Ülesanne. Mitu grammi vesinikku vajatakse 0,3 g-moli CuO täielikuks redutseerimiseks?

Lahendus. Kirjutame reaktsioonivõrrandi, seejärel meid huvitavate ainete valemite alla nende reaktsioonist osavõtvad kogused ning veel rida allapoole samade ainete antud ja otsitavad kogused. Näiteks:

$$CuO + H_2 = Cu + H_2O$$
1 g-mol 2 g
0,3 g-moli x g

Märkus: 1 g-mol H_2 kaalub 2 g.

Nüüd koostame võrde skeemi:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ g-mol} - 2 \text{ g} \\ 0{,}3 \text{ g-moli} - x \text{ g} \end{array}$$

siit

$$x = \frac{0{,}3 \cdot 2}{1} = 0{,}6.$$

Vastus: 0,6 g vesinikku.

Näide 3. Ülesanne. Mitu grammi väävelhapet (H_2SO_4) ja vase oksüüdi CuO vajatakse 40 g vasksulfaadi ($CuSO_4$) saamiseks?

Lahendus. Esmalt kirjutame reaktsioonivõrrandi, seejärel meid huvitavate ainete valemite alla nende molekulkaalud, sest ülesandes opereeritakse tavaliste kaaluühikutega ja mitte g-molidega, ning sellest rida allapoole samade ainete antud ja otsitavad kogused tavalistes kaaluühikutes. Näiteks:

CuO +	H_2SO_4	=	$CuSO_4$	$+H_2O$
$64+16$	$1 \cdot 2+32+16 \cdot 4$		$64+32+16 \cdot 4$	
80 h.-ü.	98 h.-ü.		160 h.-ü.	
x g	y g		40 g	

Reaktsioonivõrrandist nähtub, et 160 g $CuSO_4$ saadakse 80 g CuO ja 98 g H_2SO_4 reageerimisel. Seega 40 g $CuSO_4$ saamiseks peavad reageerima x g CuO ja y g H_2SO_4. Viimaste koguste leidmiseks koostame järgmised võrded:

1) CuO koguse leidmiseks:

$$80 : 160 = x : 40,$$

siit

$$x = \frac{80 \cdot 40}{60} = 20 \text{ (g CuO)}$$

2) H_2SO_4 koguse leidmiseks:

$$98 : 160 = y : 40,$$

siit

$$y = \frac{98 \cdot 40}{160} = 24{,}5 \text{ (g } H_2SO_4\text{)}$$

Vastus: 20 g CuO ja 24,5 g H_2SO_4.

Keemia praktikas lahendatakse seda liiki ülesandeid tavaliselt lihtsamalt. Näitena olgu toodud järgmine ülesanne.

Ülesanne. Mitu grammi rauda ja väävelhapet peavad reageerima, et tekiks 304 g $FeSO_4$?

Lahendus.

$$\begin{array}{ccccc} Fe & + & H_2SO_4 & = & FeSO_4 + H_2 \\ 56 & & 98 & & 152 \\ x\text{ g} & & y\text{ g} & & 304\text{ g} \end{array}$$

$$\left.\begin{array}{l} 56 - 152 \\ x - 304 \end{array}\right\} \quad x = \frac{56 \cdot 304}{152} = 112 \text{ (g Fe)}$$

$$\left.\begin{array}{l} 98 - 152 \\ y - 304 \end{array}\right\} \quad y = \frac{98 \cdot 304}{152} = 196 \text{ (g } H_2SO_4\text{)}$$

Vastus: 304 g $FeSO_4$ saamiseks peavad reageerima 112 g rauda ja 196 g väävelhapet.

§ 14. Valents.

Raske oleks meeles pidada kõikide keemiliste ühendite valemeid, kui keemiliste ühendite tekkimises puuduks seaduspärasus. Vaatleme, kuidas koostatakse keemilisi valemeid.

Seejuures tuleb silmas pidada, et iga keemiline element ei ühine kõikide teiste keemiliste elementidega, vaid ainult osaga neist. Näiteks vesinik ühineb hapniku, väävli ja lämmastikuga, kuid ei ühine paljude metallidega.

Peale selle tuleb arvesse võtta, et ühe keemilise elemendi aatomid võivad ühineda teise keemilise elemendi erineva arvu aatomitega.

Vaadeldes rida aineid, milledel on järgmised valemid: HCl (kloorvesinik), H_2O (vesi), NH_3 (ammoniaak), CH_4 (metaan),

Na_2O (naatriumoksüüd), MgO (magneesiumoksüüd), Al_2O_3 (alumiiniumoksüüd), SO_2 (väävlisgaas), CO_2 (süsihappegaas), P_2O_5 (fosfori oksüüd) jne., märkame, et nad on väga mitmekesise koostisega.

Meile tuttavas vee valemis seob üks hapniku-aatom kaks vesiniku-aatomit, kloorvesiniku molekulis seob üks kloori-aatom ühe vesiniku-aatomi. On olemas keemilisi elemente, mille üks aatom seob kolm vesiniku-aatomit (lämmastik ammoniaagis) ja isegi neli vesiniku-aatomit (süsinik metaanis).

Mitmetes oksüüdides võime täheldada, et hapniku-aatomid ühinevad mitmesuguste keemiliste elementide aatomitega arvuliselt eri moodi. Näiteks naatriumoksüüdis (Na_2O) seob üks hapniku-aatom kaks naatriumi-aatomit, magneesiumoksüüdis (MgO) seob üks hapniku-aatom ühe magneesiumi-aatomi jne.

Valents on keemilise elemendi aatomi omadus ühineda mingi teise keemilise elemendi ainult teatud kindla arvu aatomitega.

Vaadeldes mõningaid vesiniku ühendeid (HCl, H_2O, NH_3, CH_4), märkame, et ühe vesiniku-aatomiga ei ühine rohkem kui üks mõne teise keemilise elemendi aatom. Järelikult on vesiniku-aatomil väikseim valents. Valentsi väljendamiseks võetakse ühikuks vesiniku valents. Vesinik on seega ühevalentne keemiline element.

Ühevalentseks loetakse keemilist elementi, mille aatom seob või asendab ühendis ühe vesiniku-aatomi. Ühevalentsete keemiliste elementide hulka kuuluvad näiteks naatrium (Na), kaalium (K), kloor (Cl — ühendites vesiniku ja metallide aatomitega) ja väike arv teisi keemilisi elemente. Nad annavad selliseid ühendeid nagu HCl, NaCl, KCl jne.

Kahevalentseks loetakse keemilist elementi, mille aatom seob või asendab ühendis kaks vesiniku või kaks mõne teise ühevalentse keemilise elemendi aatomit. Kahevalentsete keemiliste elementide näiteiks võivad olla hapnik (O), kaltsium (Ca), magneesium (Mg). Need moodustavad ühevalentsete keemiliste elementidega ühendeid nagu H_2O, $CaCl_2$, $MgCl_2$ jne.

Kolmevalentsete keemiliste elementide aatomid seovad või asendavad ühendeis kolm ühevalentsete elementide aatomit. Kolmevalentsete keemiliste elementide näiteiks võib tuua alumiiniumi (Al) ja lämmastikku (N). Need annavad ühevalentsete keemiliste elementidega järgmise koostisega ühendeid: $AlCl_3$, NH_3 jne.

Neljavalentsete keemiliste elementide näitena vaatleme süsinikku (C), mis annab ühevalentsete keemiliste elementidega järgmisi ühendeid: CH_4 (metaan), CCl_4 (tetrakloorsüsinik) jt.

On olemas ka viie-, kuue-, seitsme- ja kaheksavalentseid keemilisi elemente.

Keemilise elemendi valents, mille leidsime tema ühendites ühevalentsete keemiliste elementidega, jääb samaks ka ühendites teiste erineva valentsiga keemiliste elementidega.

Keemilise elemendi valents võib muutuda vastavalt reaktsiooni kulgemise tingimustele.

Nii näiteks musta värvusega vase oksüüd (CuO), mida saadakse vase kuumutamisel õhu käes temperatuuril 500—600°, sisaldab kahevalentset vaske. Kui aga vaske kuumutada temperatuuril üle 800°, siis saadakse punase värvusega vase oksüüdi (Cu_2O), kus vask on ühevalentne.

Tuleb tähendada, et peaaegu kõik mittemetallilised keemilised elemendid on muutuva valentsiga. Püsiva valentsiga on ainult kaks mittemetallilist keemilist elementi: ühevalentne vesinik ja kahevalentne hapnik.

Metallilistest keemilistest elementidest on:

1) ühevalentsed näiteks kaalium (K), naatrium (Na), hõbe (Ag) ja mõned teised;

2) kolmevalentsed näiteks alumiinium (Al) ja mõned teised;

3) muutuva valentsiga näiteks vask (Cu), mis on ühe- ja kahevalentne, raud (Fe), mis on kahe- ja kolmevalentne, kroom (Cr), mis on kahe-, kolme- ja kuuevalentne, ja mõned teised;

4) kahevalentsed on peaaegu kõik teised metallilised keemilised elemendid, milledega meil tuleb tegelda keemia kursuses.

Tänapäeva teadus on kindlaks teinud, et keemiliste elementide aatomite võime reageerida omavahel ja avaldada seejuures kindlat valentsi on tihedas seoses aatomi sisemise ehitusega.

§ 15. Valemite koostamine valentsi järgi.

Selleks et koostada teada olevate valentsidega kahe keemilise elemendi ühendi valemit, tuleb meeles pidada järgmine reegel:

Ühe keemilise elemendi aatomite arvu korrutis selle keemilise elemendi valentsühikute arvuga võrdub teise keemilise elemendi aatomite arvu ja tema valentsühikute korrutisega.

Kui mõlemate keemiliste elementide valents on üks ja sama, siis on ka nende aatomite arv ühendi molekulis võrdne, näiteks CaO, NaCl jt.

Isesuguse valentsiga keemilistest elementidest koosneva ühendi valemi koostamise näitena käsitleme alumiiniumoksüüdi (Al_2O_3) valemit. Esmalt kirjutame alumiiniumi keemilise sümboli Al. Tuletame meelde, et alumiinium on kolmevalentne, ja kirjutame tema keemilise sümboli kohale arvu kolm rooma numbriga: $\overset{III}{Al}$. Alumii-

niumi keemilise sümboli kõrvale kirjutame hapniku keemilise sümboli, mille kohale kirjutame tema valentsi tähistava rooma numbri
III II
II: Al O. Sellisel kujul ei ole valem õige, sest ühe alumiiniumi-aatomi kolmele valentsühikule vastab ühe hapniku-aatomi kaks valentsühikut. Tähendab, oksüüdi molekuli koostisse peab kuuluma mitu alumiiniumi ja hapniku aatomit. Ühendi molekulis peab alumiiniumi valentsühikute arvu korrutis tema aatomite arvuga võrduma hapniku valentsühikute arvu ja tema aatomite arvu korrutisega. Kui me võtame kaks alumiiniumi-aatomit ja kolm hapniku-aatomit, siis kahe alumiiniumi-aatomi valentsühikute üldarv on võrdne kolme hapniku-aatomi valentsühikute üldarvuga, s. t. on võrdne
6
III II
kuuega. Järelikult on alumiiniumoksüüdi valem Al_2O_3 ehk Al_2O_3.

§ 16. Struktuurvalemite koostamine.

Näitlikkuse mõttes on keemiliste elementide valentsi hakatud märkima kriipsukestega keemiliste elementide sümbolite juures. Kriipsukeste arv vastab valentsühikute arvule, näiteks:

ühevalentsed aatomid: H—, Cl—, Na—,

kahevalentsed aatomid: O=, Zn= ehk —O—, —Zn—

kolmevalentsed aatomid: N≡, Al≡ ehk —N—, —Al—

neljavalentsed aatomid: C≡, Si≡ ehk —C—, —Si—

Liitaine molekuli tekkimisel kulutatakse ühe aatomi ühe valentsi kohta teise aatomi üks valents, kusjuures vabu valentsühikuid aatomitele ei jää. Nii kujutatakse kloorvesiniku molekuli järgmiselt: H— —Cl, või tõmmates kriipsukesed ühte: H—Cl. Vee, kloornaatriumi, ammoniaagi ja metaani molekulide valemid võib seega kujutada järgmiselt:

H—O—H vesi

Na—Cl kloornaatrium

H
H—N—H ammoniaak

H
H—C—H
H
metaan

Valemeid, mis näitavad seost üksikute aatomite vahel molekulis, nimetatakse s t r u k t u u r v a l e m i t e k s.

Kordamisküsimusi.

1. Missuguste katsetega saab tõestada, et aine pole pidev?
2. Nimetada atomistlik-molekulaarse teooria põhimõtted.
3. Mis on molekul?
4. Missugune erinevus on molekuli ja aatomi vahel?
5. Mille poolest erinevad mõisted «keemiline element», «lihtaine» ja «liitaine»?
6. Mille poolest erinevad mõisted «aatomi kaal» ja «aatomkaal», «molekuli kaal» ja «molekulkaal»?
7. Missuguseid seadusi selgitab atomistlik-molekulaarne teooria?
8. Missugune tähtsus on keemilistel sümbolitel?
9. Missugune tähtsus on keemilistel valemitel?
10. Sõnastada koostise püsivuse seadus.
11. Sõnastada aine kaalu jäävuse seadus.
12. Mis on aatomkaal ja molekulkaal? Missugustes ühikutes neid väljendatakse?
13. Mitu aatomit sisaldab a) hapniku, b) vesiniku, c) lämmastiku molekul?
14. Mida väljendab aine molekulaarne valem?
15. Mida väljendab aine struktuurvalem?
16. Mis on a) gramm-aatom, b) gramm-molekul? Missugustes ühikutes neid väljendatakse?

II peatükk.

ANORGAANILISTE AINETE KLASSIFIKATSIOON.

§ 1. Ainete klassifikatsiooni mõiste.

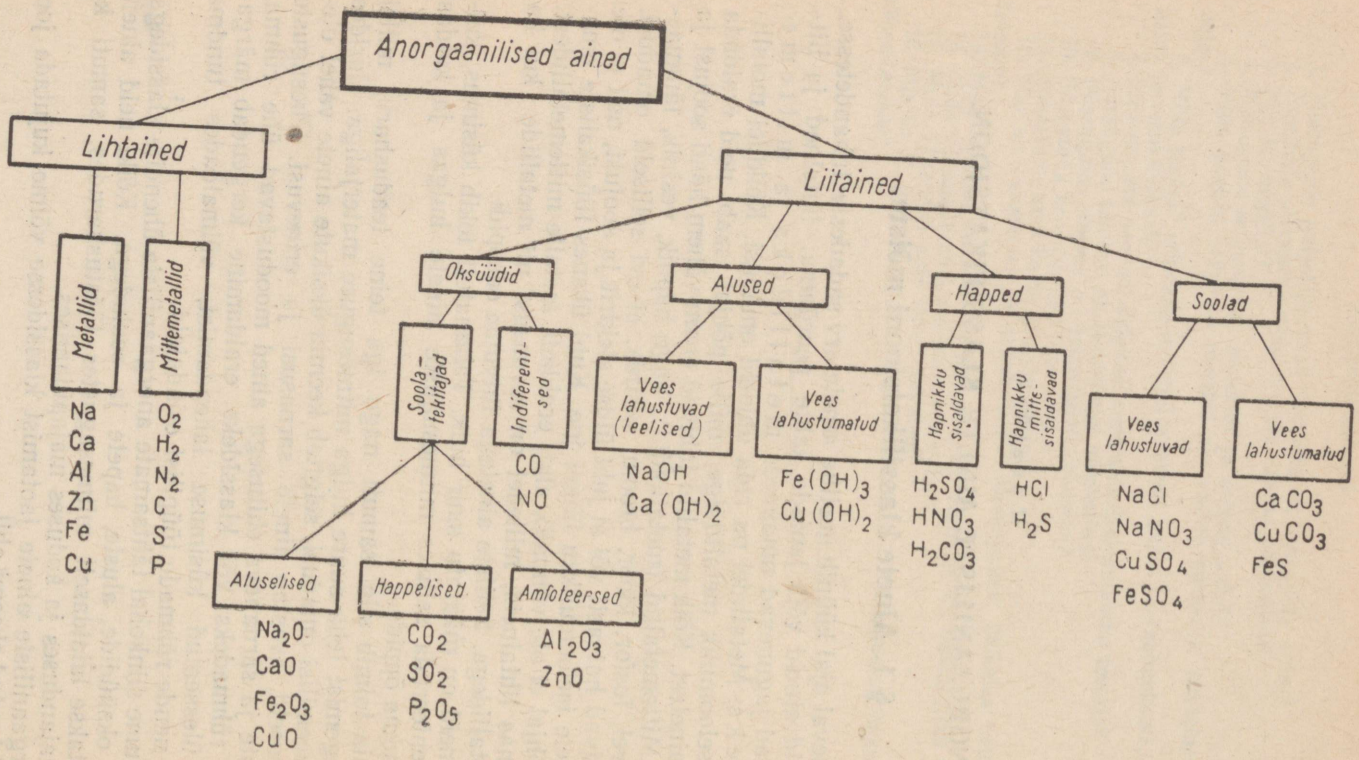
Käesoleval ajal küünib uuritud ainete arv sadadesse tuhandetesse. Kõiki neid aineid võib jaotada kahte pearühma: lihtained ja liitained. Nad jagunevad omakorda metallideks ja mittemetallideks. Metallidel on rida ühiseid omadusi. Kõikidel metallidel on iseloomulik metalliläige, mille põhjal saab neid eraldada teistest ainetest. Kõik metallid juhivad enam-vähem hästi soojust ja elektrit. Mittemetallid (metalloidid), nagu hapnik, vesinik, lämmastik, väävel, fosfor, kloor, broom, süsinik, ei evi selliseid omadusi. Nad juhivad halvasti või ei juhi üldse elektrit ja soojust, neil ei ole metallidele iseloomulikku läiget jne. Kuid üksnes füüsikaliste omaduste põhjal ei ole võimalik alati eraldada metalle mittemetallidest. On olemas lihtaineid, milledel on sarnasust nii metallide kui ka mittemetallidega. Selliste ainetega tutvume edaspidi.

Liitaineid on määratu suur hulk. Tahtmatult tekib küsimus, kuidas orienteeruda sellises mitmesuguste ainete hulgas ja kuidas neid tundma õppida.

Keemia toimib siin samuti nagu iga teine teadusharu, millel tuleb tegemist teha suure hulga mitmesuguse materjaliga. Uurides ainete keemilisi omadusi, selgitab keemia üksikute ainete vahel olevaid seoseid, avastab ainete sarnasusi ja erinevusi. Ühesuguste omaduste ja sarnaneva ehitusega ained moodustavad ühe rühma. Selline rühmadeks või klassideks eraldamine kergendab märgatavalt ülesseatud küsimuse lahendamist, võimaldades tundma õppida nende rühmade tüüpilisi esindajaid.

Tutvume siinkohal tähtsamate anorgaaniliste ühendite klassidega, nimelt oksüüdide, aluste, hapete ja sooladega. Kõiki neid aineid kasutatakse laialdaselt mitmesugustes tööstusharudes, samuti ka põllumajanduses ja koduses majapidamises.

Anorgaaniliste ainete jaotamist klassidesse võime kujutada joonisel 7 toodud skeemi abil.



Joonis 7. Anorgaaniliste ainete klassideks jaotamise skeem.

§ 2. Oksüüdid.

Tuntakse paljusid keemilisi ühendeid, mis koosnevad hapnikust ja mingisugusest teisest keemilisest elemendist. Selliseid ühendeid nimetatakse o k s ü ü d i d e k s ehk hapenditeks. Need koostiselt ja omadustelt sarnased ühendid moodustavad omaette keemiliste ühendite klassi, nn. oksüüdide klassi.

Oksüüdideks nimetatakse selliseid liitaineid, millede molekulid koosnevad hapniku ja mingisuguse teise keemilise elemendi aatomitest.

Muutuva valentsiga metall moodustab mitu oksüüdi. Niisuguste oksüüdide nimetused tuletatakse selliselt, et metalli nimetuse järele oksüüdi nimetuses asetatakse sulgudes metalli valents selles oksüüdis roomа numbriga. Näiteks:

FeO — raud(II)oksüüd
Fe_2O_3 — raud(III)oksüüd.

Kui metall on jääva valentsiga, siis kasutatakse lihtsalt nimetust «oksüüd». Näiteks:

CaO — kaltsiumoksüüd.
Al_2O_3 — alumiiniumoksüüd.

Mittemetallide oksüüdide nimetused tuletatakse selliselt, et oksüüdi nimetuses oleksid märgitud keemilise elemendi ja hapnikuaatomite arvud vastavas ühendis. Näiteks:

CO — süsinikoksüüd (ehk vingugaas)
CO_2 — süsinikdioksüüd (ehk süsihappegaas)
SO_2 — vääveldioksüüd (ehk väävlisgaas)
SO_3 — vääveltrioksüüd
N_2O — dilämmastikoksüüd
NO_2 — lämmastikdioksüüd
N_2O_3 — dilämmastiktrioksüüd
P_2O_5 — difosforpentoksüüd.

Oksüüde on võimalik saada mitmel viisil. Enamik oksüüde tekib hapniku ja keemiliste elementide otsesel ühinemisel, s. t. lihtainete kiirel või aeglasel oksüdeerumisel — põlemisel, kuumutamisel, roostetamisel jne.

Näiteks:

$S + O_2 = SO_2$ (tekib põlemisel)
$2Mg + O_2 = 2MgO$ (tekib põlemisel)
$2Cu + O_2 = 2CuO$ (tekib kuumutamisel).

Mõnede keemiliste elementide oksüüde on võimalik saada ainult kaudsel teel. Nii ei tuhmu õhus ega reageeri hapnikuga ka väga kõrgetel temperatuuridel hõbe (Ag), kuld (Au) ja plaatina (Pt), nende oksüüdid aga on tuntud. Hõbeoksüüdi (Ag_2O) on näiteks

võimalik saada hõbekarbonaadi (Ag_2CO_3) lagundamisel kõrgel temperatuuril:

$$Ag_2CO_3 = Ag_2O + CO_2 \uparrow$$ [1]

Peale selle saadakse oksüüde liitainete (aluste, hapete, soolade) lagundamisel viimaste soojendamisel või kuumutamisel. Näiteks:

$$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$$
$$H_2SO_3 = H_2O + SO_2 \uparrow$$
$$CaCO_3 = CaO + CO_2 \uparrow$$

Niisiis peaaegu kõik keemilised elemendid moodustavad ühel või teisel teel oksüüde. Erandiks on ainult nn. inertsed gaasid («väärisgaasid») — heelium (He), neoon (Ne), argoon (Ar) jt., mida leidub vähesel määral õhus ning mis tavalistes tingimustes ei ühine keemiliselt ühegi teise elemendiga.

Kõik oksüüdid jagunevad kahte rühma: soolatekitajateks ja indiferentseteks (ükskõikseteks) oksüüdideks.

Valdavam enamik oksüüde kuulub soolatekitajate rühma. Soolatekitajate oksüüdide hulka arvatakse neid oksüüde, mis võtavad osa soolade tekkimisest kas aluste või hapete kaudu või otseselt.

Näiteks nii süsinikdioksüüd (CO_2) kui ka kaltsiumoksüüd (CaO) on soolatekitajad oksüüdid:

$$CaO + CO_2 = CaCO_3 \text{ (otseselt)}$$
$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O \text{ (aluse kaudu)}$$
$$CaO + H_2SO_4 = CaSO_4 + H_2O \text{ (happe kaudu)}$$

Mõned oksüüdid, nagu näiteks süsinikoksüüd ehk vingugaas (CO) ja lämmastikoksüüd (NO), ei reageeri aluste ega hapetega ning ei anna seega soolasid. Selliseid oksüüde nimetatakse indiferentseteks (ka soola mitte tekitavateks) oksüüdideks.

Soolatekitajad oksüüdid jaotatakse kolme rühma: aluselisteks, happelisteks ja amfoteerseteks oksüüdideks.

Aluseliste oksüüdide üldiseks tunnuseks on nende reageerimine hapetega ja hapete anhüdriididega, kuid mitte leelistega. Näiteks:

$$CaO + SO_3 = CaSO_4$$
$$CaO + H_2SO_4 = CaSO_4 + H_2O$$

Järelikult võib aluselist oksüüdi järgmiselt defineerida:

aluselisteks oksüüdideks nimetatakse selliseid oksüüde, mis hapetega reageerides annavad soola ja vee ning alustega ei reageeri.

[1] Kui reaktsiooni tulemusena saadakse gaasiline aine, siis tähistatakse seda aine valemi kõrvale kirjutatud ülespoole suunatud noolega.

Aluselised on ainult metallide oksüüdid. Neid nimetatakse aluselisteks seepärast, et enamikku nendest võib saada aluste lagundamisel. Näiteks:

$$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$$

Mõned aluselised oksüüdid ühinevad vahetult veega, andes seejuures aluseid. Näiteks:

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH$$

Happeliste oksüüdide üldiseks ja iseloomustavaks tunnuseks on nende reageerimine alustega ja aluseliste oksüüdidega, kuid mitte hapetega.

Näiteks:

$$CaO + CO_2 = CaCO_3$$
$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$$

Toodud näidete põhjal võime happelist oksüüdi defineerida järgmiselt:

happelisteks oksüüdideks nimetatakse selliseid oksüüde, mis alustega reageerides annavad soola ja vee ning hapetega ei reageeri.

Happeliste oksüüdide hulka kuuluvad peamiselt mittemetallide oksüüdid. Neid nimetatakse happelisteks seepärast, et nad veega ühinedes moodustavad happeid. Näiteks:

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3$$

Happelisi oksüüde nimetatakse sageli hapete anhüdriidideks. Anhüdriid tähendab *«hape ilma veeta»*. Näiteks on SO_2 väävlishappe anhüdriid.

Amfoteersete oksüüdide tunnuseks on nende reageerimine nii hapete kui ka alustega.

Amfoteerseteks oksüüdideks nimetatakse selliseid oksüüde, mis nii hapete kui ka leelistega reageerides annavad soola ja vee.

Amfoteerse oksüüdi näiteks on tsinkoksüüd (ZnO). Tsinkoksüüd ei lahustu vees, lahustub aga hästi hapetes ning samuti ka leeliste vesilahustes. Hapetega reageerimisel avaldab tsinkoksüüd aluselisi omadusi:

$$ZnO + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2O$$

Leelistega reageerimisel avaldab tsinkoksüüd aga happelisi omadusi:

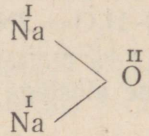
$$ZnO + 2KOH = K_2ZnO_2 + H_2O$$

Soola K_2ZnO_2 nimetatakse kaaliumtsinkaadiks ning ta on tsinkhappe (H_2ZnO_2) soolaks.

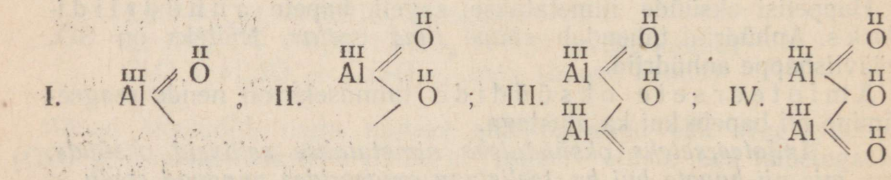
Amfoteersete oksüüdide hulka kuuluvad peale tsinkoksüüdi veel mõnede teiste metallide oksüüdid, näiteks alumiiniumoksüüd (Al_2O_3), kroom(III)oksüüd (Cr_2O_3) jt.

Selleks et koostada oksüüdi struktuurvalemit, peab teadma oksüüdi koostisse kuuluvate keemiliste elementide valentsi.

Olgu näiteks tarvis koostada naatriumoksüüdi struktuurvalemit. Et naatrium on ühevalentne, hapnik aga kahevalentne keemiline element, siis iga hapniku-aatom peab siduma kaks naatriumi-aatomit. Seetõttu väljendub naatriumoksüüdi koostis struktuurvalemiga



Selleks et koostada alumiiniumoksüüdi struktuurvalemit, on tarvis teada, et alumiinium on kolmevalentne ja hapnik kahevalentne keemiline element. Valemi koostamisel ühendame alguses ühe alumiiniumi-aatomi ühe hapniku-aatomiga (I). Et alumiiniumi-aatomil jääb vabaks veel üks valents, siis ühendame temaga teise hapniku-aatomi (II). Nüüd jääb sellel hapniku-aatomil vabaks üks valents. Ühendame sellega teise alumiiniumi-aatomi (III). Seejärel ühendame alumiiniumi-aatomi vabaks jäänud kaks valentsi veel ühe hapniku-aatomiga (IV). Pärast seda vabu valentse enam ei jää, järelikult on alumiiniumoksüüdi valemiks Al_2O_3.



Selleks et kirjutada oksüüdi molekulaarvalemit, tuleb

1) kirjutada metalli keemiline sümbol ja selle kõrvale hapniku sümbol:

Fe O;

2) märkida metalli ja hapniku valentsid:

III II
Fe O;

3) vähima ühiskordse järele, mis on võrdne 6-ga, asetada aatomite arvu näitajad ehk indeksid:

III 6 II
Fe_2O_3

1. Missuguseid aineid nimetatakse oksüüdideks? Tuua oksüüdide näiteid.
2. Kuidas saadakse oksüüde?
3. Nimetada a) happeliste, b) aluseliste oksüüdide tunnuseid.
4. Missuguseid oksüüde nimetatakse a) indiferentseteks, b) amfoteerseteks?
5. Missuguseid oksüüde nimetatakse soolatekitajateks?
6. Seletada, miks kasutatakse süsihappegaasi kindlakstegemiseks baariumhüdroksüüdi vesilahust.
7. Anda nimed järgmistele oksüüdidele: Cu_2O, CuO, Fe_2O_3, FeO, SO_2, SO_3, CO_2, P_2O_5.
8. Missuguste oksüüdide liiki kuulub magneesiumi põlemise saadus? Kirjutada võrrand magneesiumi põlemise saaduse ja vee vahel toimuva reaktsiooni kohta.
9. Kirjutada võrrand a) väävli põlemise reaktsiooni, b) väävli põlemise saaduse ja vee vahel toimuva reaktsiooni kohta. Kuidas nimetatakse lahuses saadud ainet? Missuguste oksüüdide liiki kuulub väävli põlemise saadus?
10. Kirjutada võrrand marmori lagunemisreaktsiooni ning saadud aine ja vee vahel toimuva reaktsiooni kohta.
11. Mitu grammi kaltsiumoksüüdi tekib 1 kg marmori ($CaCO_3$) lagunemisel oksüüdideks?
12. Arvutada, kui palju magneesiumisoola (missugust?) võib saada 10 g magneesiumoksüüdi reageerimisel väävelhappega.

§ 3. Alused.

Aluseid võib saada mõnede metallide (näiteks naatriumi, kaltsiumi) toimel veesse. Näiteks:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$$
$$Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$

Nendest võrranditest nähtub, et metallide aatomid asendavad vees vesiniku-aatomeid, ühinedes aatomite rühmaga (OH), mis kannab hüdroksüülrühma nime. Hüdroksüül on see osa vee molekulist, mis jääb järele, kui me võtame temalt ühe vesinikuaatomi ära. Kui kirjutada vee molekuli valem järgmiselt: $\overset{I}{H}(\overset{I}{OH})$, siis näeme, et hüdroksüülrühm on ühevalentne (—OH).

Alusteks nimetatakse selliseid liitaineid, millede molekulid koosnevad mingisuguse metalli aatomitest ja ühest või mitmest hüdroksüülrühmast ning mis hapetega reageerides annavad soola ja vee. Näiteks:

$$\underset{\text{alus}}{2NaOH} + \underset{\text{hape}}{H_2SO_4} = \underset{\text{sool}}{Na_2SO_4} + \underset{\text{vesi}}{H_2O}$$

Aluste koostist võib väljendada järgmise üldvalemiga:

$$\overset{n}{M}(OH)_n,$$

kus M on metall ja n selle metalli valents. Aluse molekuli koostisse kuuluvate hüdroksüülrühmade arvu määrab samasse kuuluva metallilise keemilise elemendi valents.

Mõningaid aluseid võib saada ka teisel viisil, nimelt metallide oksüüdide ühinemisel veega. Sellest on tulnudki aluste nimetus «hüdroksüüd»[1] (*hydro* — vesi, *oxyd* — oksüüd):

$Na_2O + H_2O = 2NaOH$ — naatriumhüdroksüüd,
$CaO + H_2O = Ca(OH)_2$ — kaltsiumhüdroksüüd.

Tuleb silmas pidada, et metallide toimel veesse ja aluselise oksüüdi otsesel ühinemisel veega saadakse ainult väike arv aluseid. Selliste aluste hulka kuuluvad näiteks naatriumhüdroksüüd — NaOH, kaaliumhüdroksüüd — KOH, kaltsiumhüdroksüüd — $Ca(OH)_2$ ja baariumhüdroksüüd — $Ba(OH)_2$.

Selliseid aluseid, nagu vask(II)hüdroksüüd — $Cu(OH)_2$, raud(III)hüdroksüüd — $Fe(OH)_3$ jt., saadakse kaudsel teel. Lahustumatute hüdroksüüdide kaudne saamise viis seisab selles, et vastavate metallide soolade vesilahustesse toimitakse mõne leelise vesilahusega.

Selleks et saada vask(II)hüdroksüüdi, toimitakse vasesoola, näiteks vasksulfaadi ($CuSO_4$) vesilahusesse leelislahusega (KOH):

$$CuSO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + Cu(OH)_2\downarrow$$ [2]

Sellisel teel saadakse enamik alustest.

Füüsikaliste omaduste poolest on alused tavaliselt tahked ained, millel on mitmesugune värvus. Nii on naatriumhüdroksüüd (NaOH) valge värvusega, vask(II)hüdroksüüd [$Cu(OH)_2$] sinise värvusega, raud(III)hüdroksüüd [$Fe(OH)_3$] pruuni värvusega jne.

Alustel on mitmesugune lahustuvus vees. Mõned neist lahustuvad vees hästi (naatriumhüdroksüüd), teised lahustuvad vähemal määral (kaltsiumhüdroksüüd), kuna enamik aluseid on vees praktiliselt lahustumatud [vask(II)hüdroksüüd].

Vees hästi lahustuvaid aluseid nimetatakse leelisteks. Leelisi on väike arv. Tähtsamad neist on

sõõbenaatrium ehk naatriumhüdroksüüd	— NaOH
sõõbekaalium ehk kaaliumhüdroksüüd	— KOH
sõõbekaltsium ehk kaltsiumhüdroksüüd	— $Ca(OH)_2$
sõõbebaarium ehk baariumhüdroksüüd	— $Ba(OH)_2$

Aluste keemiliste omaduste hulka kuulub:

1) aluste (leeliste) toime indikaatoritesse. Leelised muudavad paljude taimsete värvainete, nende hulgas ka lakmuse värvust, mis muutub nende toimel siniseks. Fenoolftaleiin omandab leelises vaarikpunase värvuse.

Lakmust, fenoolftaleiini ja teisi selliseid aineid nimetatakse indikaatoriteks (ladina keeles *indico* tähendab *näitan*);

[1] Hüdroksüüdi nimetatakse mõnikord ka oksüüdi hüdraadiks, näiteks kaltsiumoksüüdi hüdraat [$Ca(OH)_2$].

[2] Kui lahuses toimuva reaktsiooni tulemusena saadakse lahustumatu (väljalangev) aine, siis tähistatakse seda aine valemi kõrvale kirjutatud allapoole suunatud noolega.

2) aluste (leeliste) toime rasvadesse. Leelised toimivad mitmesugustesse rasvadesse, muutes neid aineiks, mida tuntakse seebi nime all. Näiteks saadakse loomsete rasvade keetmisel naatriumhüdroksüüdiga tavaline seep. Seetõttu räägitakse, et leelised seebistavad rasvu. Hõõrudes lahjendatud leelislahust sõrmede vahel, tundub ta libedana, mis on tingitud nahal oleva rasva seebistumisest;

3) aluste (leeliste) toime puidusse, nahasse, villasse jne. Sattudes puidule, villale, nahale, paberile jne., söövitavad leelised neid, mille tõttu neid nimetatakse ka **sööbeleelisteks.** Näiteks sööbenaatrium (NaOH), sööbekaalium (KOH) jne.

4) aluste reageerimine happeliste oksüüdidega. Alused võivad reageerida happeliste oksüüdidega, andes seejuures soola ja vee. Näiteks:

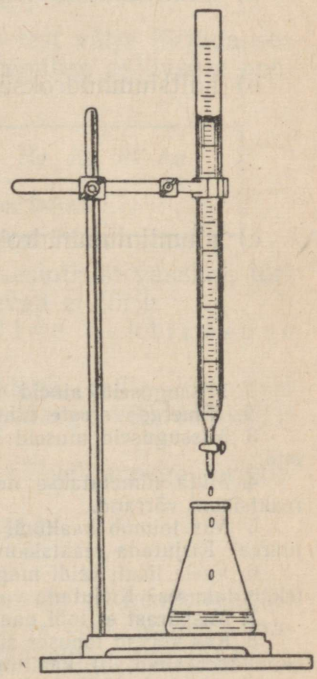
$$Ba(OH)_2 + CO_2 = BaCO_3 \downarrow + H_2O$$

Reaktsiooni tulemusena tekib baariumkarbonaat, mis on vees lahustumatu ja eraldub sademena;

5) aluste reageerimine hapetega (neutraliseerimine). Kui naatriumhüdroksüüdi lahusele, mis on lakmuslahuse tilgaga siniseks värvitud, lisada vähehaaval soolhapet (joonis 8), siis tuleb moment, kus lahuse sinine värvus muutub lillaks. Sellist lahust nimetatakse neutraalseks ehk neutraalse reaktsiooniga lahuseks (s. t. mitte happeliseks ega ka mitte leeliseseks). Ta ei muuda lakmuse sinist ega punast värvust. Kui lisada sellele lahusele kas või tilgakegi hapet, siis lahuse värvus muutub otsekohe punaseks. Samuti vastupidi, tilga leelise lisamisel värvus muutub siniseks. Neutraalse lahuse väljaaurutamisel saame tahke aine, mis on tavaline keedusool (NaCl). Toimunud reaktsiooni saab väljendada võrrandiga:

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$$

Toodud võrrandist näeme, et hapete ja leeliste vahel toimuvate reaktsioonide puhul happe vesiniku-aatomid ühinevad aluste hüdroksüülidega, moodustades vee, metalliaatomid aga asetuvad happe vesiniku-aatomite kohale, moodustades soola. Uutel tekkinud ainetel ei ole happe ega aluse omadusi, nad ei muuda indikaatorite värvust. Selliseid aineid nimetatakse neutraalseteks. Seepärast nimetatakse reaktsiooni hapete ja leeliste vahel ka neutraliseerimis reaktsiooniks;



Joonis 8. Neutraliseerimisreaktsiooni teostamine laboratooriumis. Kolvis on leelislahus, büretis — hape.

6) soojuse toime alustesse. Soojendamisel lagunevad alused veeks ja metalli oksüüdiks. Näiteks laguneb vask(II)-hüdroksüüd [$Cu(OH)_2$] nõrgal soojendamisel järgmiselt:

$$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$$

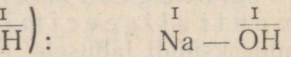
Mõningad leelised, nagu naatriumhüdroksüüd (NaOH) ja kaaliumhüdroksüüd (KOH), ei lagune isegi väga tugeval kuumutamisel.

Aluste üldiseks omaduseks on nende reageerimine hapetega, mille tagajärjel tekivad sool ja vesi. Näiteks:

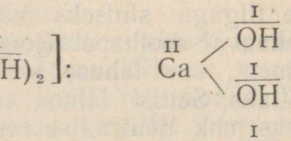
$$\underset{\text{alus}}{2NaOH} + \underset{\text{hape}}{H_2SO_4} = \underset{\text{sool}}{Na_2SO_4} + \underset{\text{vesi}}{H_2O}$$

Aluste struktuurvalemite koostamiseks on tarvis meeles pidada, et iga aluse molekul koosneb metalli-aatomist ja hüdroksüülrühmast. Hüdroksüülrühm on alati ühevalentne, mille tõttu tuleb metalli-aatom siduda nii mitme hüdroksüülrühmaga, kui suur on metalli valents. Ühe-, kahe- ja kolmevalentse metalli aluse struktuurvalemid on järgmised:

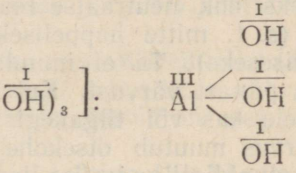
a) naatriumhüdroksüüd $\left(\overset{I}{Na}\overset{I}{OH}\right)$:



b) kaltsiumhüdroksüüd $\left[\overset{II}{Ca}(\overset{I}{OH})_2\right]$:



c) alumiiniumhüdroksüüd $\left[\overset{III}{Al}(\overset{I}{OH})_3\right]$:



Kordamisküsimusi.

1. Missuguseid aineid nimetatakse alusteks? Tuua aluste näiteid.
2. Nimetada aluste tähtsamad omadused.
3. Missuguseid aluseid nimetatakse leelisteks? Tuua mõnede leeliste valemid.
4. Mida nimetatakse neutraliseerimisreaktsiooniks? Tuua neutraliseerimisreaktsiooni võrrand.
5. Mis toimub kaaliumi reageerimisel veega? Missugune gaas eraldub seejuures? Kirjutada reaktsiooni võrrand.
6. Veele lisati veidi magneesiumipulbrit ja keedeti seejärel. Missugune aine tekkis lahuses? Kirjutada vastava reaktsiooni võrrand.
7. Mispärast ei tohi naatriumhüdroksüüdi lahust hoida lahtistes nõudes?
8. Kas võivad lahuses samaaegselt esineda: a) naatriumhüdroksüüd ja kaltsiumhüdroksüüd, b) kaaliumhüdroksüüd ja väävelhape, c) naatriumkloriid ja naatriumhüdroksüüd? Anda põhjendatud vastus.
9. Mitu g-moli naatriumhüdroksüüdi (NaOH) tekib 10 g-aatomi naatriumi reageerimisel veega?
10. Mitu grammi $Ca(OH)_2$ tekib 7 g CaO reageerimisel veega?
11. Mitu g-moli H_2SO_4 vajatakse 1 g-moli NaOH neutraliseerimiseks?
12. Mitu liitrit vesinikku eraldub 3 g naatriumi reageerimisel veega?

§ 4. Happed.

Hapetest tunneme juba väävelhapet (H_2SO_4), lämmastikhapet (HNO_3) ja soolhapet (HCl). Happed võivad olla kas vedelikud, nagu väävelhape või tahked ained, nagu boorhape. Mitmed happed lahustuvad vees; on aga ka happeid, mis vees ei lahustu.

Hapetel on järgmised iseloomustavad omadused;

1) hapete vesilahustel, nagu äädikhappe, sidrunhappe ja teiste hapete lahustel on hapu maitse;

2) hapete vesilahused muudavad lakmuse värvuse. Sinine lakmus värvub hapetes punaseks;

3) happe molekuli koostisse kuuluvaid vesiniku-aatomeid, mis on iga happe põhiliseks koostisosaks, saab asendada metalli-aatomitega. Näiteks:

$$2Na+2HCl=2NaCl+H_2\uparrow$$

Naatriumi-aatomid asendavad soolhappe molekulis vesiniku-aatomeid, mille tulemusena tekib sool (NaCl).

Tsingi toimel väävelhappesse tekivad samuti sool ja vesinik:

$$Zn+H_2SO_4=ZnSO_4+H_2\uparrow$$

Kõik metallid ei suuda vesinikku aga hapetest välja tõrjuda, see toimub teatud seaduspärasuse järgi. Oma keemilise aktiivsuse poolest reastuvad metallid järgmiselt:

K Na Ca Mg Al Zn Fe Sn Pb H Cu Hg Ag Pt Au

> Metallide keemilise aktiivsuse langemissuund

seejuures kõik metallid, mis asetsevad reas vesinikust vasakul, tõrjuvad ta välja hapetest, aga paremal asetsevad ei tõrju.

Seda reastust nimetatakse metallide aktiivsuse reaks;

4) happed reageerivad aluseliste oksüüdidega, mille tulemusel tekivad sool ja vesi. See reaktsioon toimub peaaegu kõikide oksüüdidega.

Vask(II)oksüüd (CuO) näiteks reageerib väävelhappega järgmiselt:

$$\underset{\text{oksüüd}}{CuO}+\underset{\text{hape}}{H_2SO_4}=\underset{\text{sool}}{CuSO_4}+\underset{\text{vesi}}{H_2O}$$

5) kõige iseloomustavamaks hapete omaduseks on nende reageerimine alustega, mille tagajärjel tekivad sool ja vesi. Näiteks baariumhüdroksüüdi [$Ba(OH)_2$] reageerimisel väävelhappega (H_2SO_4) tekivad sool ($BaSO_4$) ja vesi (H_2O):

$$\underset{\text{alus}}{Ba(OH)_2}+\underset{\text{hape}}{H_2SO_4}=\underset{\text{sool}}{BaSO_4}+\underset{\text{vesi}}{H_2O}$$

Antud juhul leiab aset neutraliseerimisreaktsioon;

6) paljud happed reageerivad sooladega, mille tulemusena tekivad uus sool ja uus hape. Näiteks:

$$\underset{\text{sool}}{2NaNO_3} + \underset{\text{hape}}{H_2SO_4} = \underset{\text{sool}}{Na_2SO_4} + \underset{\text{hape}}{2HNO_3}$$

7) happed toimivad sööbivalt ja laostavalt paljudesse orgaanilistesse ainetesse (puidusse, nahasse, riidesse jne).

Tuleb tähendada, et happed erinevad üksteisest oma keemilise aktiivsuse poolest, sest ühed happed reageerivad metallidega energilisemalt kui teised. Energiliselt reageerivaid happeid (H_2SO_4, HCl jt.) nimetatakse tugevateks, aeglaselt reageerivaid happeid [äädikhape — $H(CH_3COO)$, väävlishape — H_2SO_3] seevastu nõrkadeks.

Hapete omaduste tundmaõppimise järel võime defineerida happeid järgmiselt:

hapeteks nimetatakse liitaineid, millede molekulide koostisse kuuluvad vesiniku-aatomid on asendatavad metalli-aatomitega ning mis alustega reageerides annavad soola ja vee. Näiteks:

$$\underset{\text{hape}}{HNO_3} + \underset{\text{alus}}{NaOH} = \underset{\text{sool}}{NaNO_3} + \underset{\text{vesi}}{H_2O}$$

Kirjutame tähtsamate hapete valemid:

$H|Cl$ — soolhape;
$H|NO_3$ — lämmastikhape;
$H_2|SO_4$ — väävelhape;
$H_2|SO_3$ — väävlishape;
$H_2|CO_3$ — süsihape;
$H_3|PO_4$ — fosforhape.

Nendest valemitest nähtub:

1) kõikide hapete molekulide koostises on vesiniku-aatomid, mis võivad ühineda aluste hüdroksüülrühmadega ning mida saab asendada metalli-aatomitega;

2) hapete molekulis võib olla üks või mitu metalli-aatomitega asendatavat vesiniku-aatomit;

3) iga happe valemi saab jaotada kahte ossa — vesinikuks, mis asendub metalli-aatomitega, ning keemiliseks elemendiks või keemiliste elementide rühmaks, mis on vesinikuga ühendatud ning mis happes ja selle soolades esineb samal kujul muutumatuna. Seda osa, mis ülaltoodud valemites on vesinikust eraldatud püstkriipsuga (Cl — soolhappe juures, NO_3 — lämmastikhappe juures, SO_4 — väävelhappe juures), nimetatakse happejäägiks ehk -radikaaliks.

Happejäägiks nimetatakse happe molekuli osa, mis on ühendatud vesiniku-aatomitega, kusjuures viimased on kas osaliselt või täielikult asendatavad metalli-aatomitega:

$$\underset{\substack{\text{vesi-}\\\text{nik}}}{H_2}\underset{\substack{\text{happe-}\\\text{jääk}}}{|SO_4} + \underset{\substack{\text{me-}\\\text{tall}}}{Zn} = \underset{\substack{\text{me-}\\\text{tall}}}{Zn}\underset{\substack{\text{happe-}\\\text{jääk}}}{|SO_4} + H_2\uparrow$$

Enamiku uuritud keemiliste reaktsioonide puhul happejäägid ei lagune aatomiteks, vaid ühinevad tervikuna metalli-aatomitega,

moodustades soolasid, või vesiniku-aatomitega, moodustades happeid. Seetõttu võime rääkida happejääkide valentsist.

Kui happejääk saab ühineda ainult ühe vesiniku-aatomiga või ühe ühevalentse metalli-aatomiga, siis on ta samuti ühevalentne. Kui happejääk suudab enesega ühendada kaks vesiniku-aatomit või kaks ühevalentset metalli-aatomit (või ühe kahevalentse metalli-aatomi), siis on ta kahevalentne jne.

Näiteid:

$\overset{I}{H}\overset{I}{NO_3}$ — happejääk $\overset{I}{NO_3}$ on ühevalentne,

$\overset{I}{H_2}\overset{II}{SO_4}$ — happejääk $\overset{II}{SO_4}$ on kahevalentne,

$\overset{I}{H_3}\overset{III}{PO_4}$ — happejääk $\overset{III}{PO_4}$ on kolmevalentne.

Ühevalentse happejäägiga happeid nimetatakse *ühealuselisteks*, kahevalentse happejäägiga happeid — *kahealuselisteks* jne. *Happe aluselisuse* määrab vesiniku-aatomite arv, mida saab happes asendada metalli-aatomitega ning mille puhul tekib sool.

Happeid võib saada mitmel viisil. Näiteks happeliste oksüüdide ühinemisel veega või mõne teise püsivama happe toimel soolasse jne.

Esimene happe saamise viis seisab selles, et veega toimitakse happelistesse oksüüdidesse. Näiteks:

$$CO_2+H_2O=H_2CO_3$$
$$SO_2+H_2O=H_2SO_3$$
$$P_2O_5+H_2O=H_2P_2O_6=2HPO_3$$

On olemas hapete anhüdriide, mis veega otseselt ei ühine. Näiteks ränihappe anhüdriid (SiO_2). Seetõttu saadakse neile anhüdriididele vastavaid happeid ainult kaudsel teel.

Mitte kõik happed ei teki anhüdriididest. Näiteks soolhape (HCl) ei sisalda hapnikku ja seetõttu ei saada teda mingisuguse anhüdriidi ühinemisel veega.

Happed jagunevad *hapnikku sisaldavateks* ja *hapnikku mittesisaldavateks hapeteks*. Hapnikku sisaldavate hapete näidetena võib esitada väävelhapet (H_2SO_4), lämmastikhapet (HNO_3), kuna hapnikku mittesisaldavate hapete näitena võib tuua soolhapet (HCl).

Teine happe saamise viis seisab selles, et soolasse toimitakse püsivate ja mittelenduvate hapetega. Näiteks:

$$2NaCl+H_2SO_4=Na_2SO_4+2HCl\uparrow$$
$$2KNO_3+H_2SO_4=K_2SO_4+2HNO_3\uparrow$$

Nimetatud reaktsioonidest võtavad osa neli ainet: kaks lähteainet ja kaks saadud ainet. Nende eraldamine on antud juhul võimalik sellepärast, et hapetel on erinevad keemistemperatuurid, mistõttu

väävelhape kui kõrgema keemistemperatuuriga hape jääb segusse ja reageerib soolaga, kuna tekkinud soolhape või lämmastikhape kergemini lenduvate hapetena soojendamisel eralduvad.

Hapete struktuurvalemite koostamisel peab teadma hapet tekitava mittemetalli valentsi. Selleks tuleb happe valemist tuletada anhüdriidi valem ja anhüdriidi valemi järgi määrata mittemetalli valents. Näiteks:

$$\overset{\text{I II}}{H_2}\overset{\text{VI II}}{SO_4} - \overset{\text{I II}}{H_2}O = \overset{\text{VI II}}{SO_3}$$

Väävel on väävelhappes kuuevalentne. Hapet tekitava mittemetalli-aatomiga ühinevad hapniku-aatomi kaudu vesiniku-aatomid, mistõttu siin esineb rühm H—O—(I). Ülejäänud hapniku-aatomid, mis esinevad happes, ühinevad otseselt mittemetalliga (II):

I. $\begin{matrix} \overset{\text{I}}{H}-\overset{\text{II}}{O} \\ \\ \overset{\text{I}}{H}-\overset{\text{II}}{O} \end{matrix} \diagdown\!\diagup \overset{\text{VI}}{S} \diagup\!\diagdown$

II. $\begin{matrix} \overset{\text{I}}{H}-\overset{\text{II}}{O} \\ \\ \overset{\text{I}}{H}-\overset{\text{II}}{O} \end{matrix} \diagdown\!\diagup \overset{\text{VI}}{S} \diagup\!\diagdown \begin{matrix} \overset{\text{II}}{O} \\ \\ \overset{\text{II}}{O} \end{matrix}$

Kordamisküsimusi.

1. Missuguseid aineid nimetatakse hapeteks? Tuua hapete näiteid.
2. Nimetada hapete üldised omadused.
3. Missugusel teel on võimalik vahet teha happe ja aluse lahuse vahel?
4. Missuguseid happeid nimetatakse hapnikku sisaldavateks ja missuguseid hapnikku mittesisaldavateks hapeteks? Tuua näiteid.
5. Missugusel kahel viisil on võimalik happeid saada? Tuua näiteid.
6. Mida nimetatakse happe anhüdriidiks?
7. Mida nimetatakse happejäägiks?
8. Mida nimetatakse neutraliseerimiseks? Anda seletus ja tuua näiteid.
9. Nimetada järgmiste soolade koostisse kuuluvate happejääkide valents: KCl, Na_2SO_4, NaJ, $Ca_3(PO_4)_2$, $KMnO_4$, $AgNO_3$.
10. Kirjutada happe anhüdriidide valemid, mis vastavad järgmistele hapetele: lämmastikhape — HNO_3, soolhape — HCl, fosforhape — H_3PO_4, fluorvesinikhape — HF, väävelhape — H_2SO_4.
11. Kui palju raudsulfaati ($FeSO_4$) võib saada väävelhappe reageerimisel 100 grammi rauaga?
12. Soolhappele lisati 20 g naatriumhüdroksüüdi. Mitu grammi soola (missugust) tekkis?

§ 5. Soolad.

Soolad on liitained, millede molekulid koosnevad metalliaatomitest ja happejäägist.

Soolade nimetused (vt. tabelit 3) tuletatakse hapete ladinakeelsetest nimedest, mille ette lisatakse metalli nimetus. Näiteks väävelhappe soolasid nimetatakse sulfaatideks (*Acidum sulfuricum*'i järgi), lämmastikhappe soolasid nimetatakse nitraatideks (*Acidum nitricum*'i järgi), süsihappe soolasid nimetatakse karbonaatideks (*Acidum carbonicum*'i järgi), fosforhappe soolasid nimetatakse fosfaatideks (*Acidum phosphoricum*'i

järgi), soolhappe soolasid nimetatakse kloriididdeks (*Acidum hydrochloricum*'i järgi).

Muutuva valentsiga metallide soolade nimetused tuletatakse selliselt, et metalli nimetuse järele soola nimetuses asetatakse sulgudes metalli valents selles soolas rooma numbriga. Näiteks: $FeSO_4$— raud(II)sulfaat, $Fe_2(SO_4)_3$ — raud(III)sulfaat, CuCl — vask(I)-kloriid, $CuCl_2$ — vask(II)kloriid.

Soola valemi võib koostada metalli-aatomi ja happejäägi valentsi järgi. Happejääki vaadeldakse kui tervikut ja soolade valemites, mis sisaldavad mitut happejääki, asetatakse ta sulgudesse ning sulu juurde paremale alla kirjutatakse arv, mis näitab soola koostisse kuuluvate happejääkide arvu. Näiteks: $Ca(NO_3)_2$, $Al(NO_3)_3$ jne.

Soolade valemite koostamise reeglid on järgmised:

1. Kirjutada kõrvuti metalli keemiline sümbol ja happejäägi valem. Näiteks: $AlSO_4$.
2. Märkida nende peale metalli ja happejäägi valentsid

$$\overset{III}{Al}\ \overline{\overset{II}{SO_4}}$$

3. Vähima ühiskordse kaudu leida indeksid: $\overset{III}{Al_2}\overset{6}{\smile}\overline{\overset{II}{(SO_4)}}_3$.

Näiteid mõningate soolade valemite koostamise kohta.

Lämmastikhappe (HNO_3) soolad (happejääk on $\overline{\overset{I}{NO_3}}$):

naatriumnitraat — $\overset{I}{Na}\ \overline{\overset{I}{NO_3}}$

kaltsiumnitraat — $\overset{II}{Ca}\overset{2}{\smile}\overline{\overset{I}{(NO_3)}}_2$

alumiiniumnitraat — $\overset{III}{Al}\overset{3}{\smile}\overline{\overset{I}{(NO_3)}}_3$

Väävelhappe (H_2SO_4) soolad (happejääk on $\overline{\overset{II}{SO_4}}$):

naatriumsulfaat — $\overset{I}{Na_2}\overset{2}{\smile}\overline{\overset{II}{SO_4}}$

kaltsiumsulfaat — $\overset{II}{Ca}\ \overline{\overset{II}{SO_4}}$

alumiiniumsulfaat — $\overset{III}{Al_2}\overset{6}{\smile}\overline{\overset{II}{(SO_4)}}_3$

Fosforhappe (H_3PO_4) soolad (happejääk on $\overline{\overset{III}{PO_4}}$):

naatriumfosfaat — $\overset{I}{Na_3}\overset{3}{\smile}\overline{\overset{III}{PO_4}}$

kaltsiumfosfaat — $\overset{II}{Ca_3}\overset{6}{\smile}\overline{\overset{III}{(PO_4)}}_2$

alumiiniumfosfaat — $\overset{III}{Al}\ \overline{\overset{III}{PO_4}}$

Tabel 3.

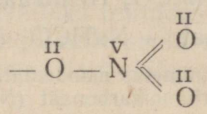
Soolade nimetused.

Happe valem ja nimetus	Happejääk	Soola valem ja rahvusvaheline nimetus	Soola vananenud nimetus
H_2SO_4 väävelhape	$\overline{SO_4}^{II}$	Na_2SO_4 Naatriumsulfaat	Väävelhapu naatrium
H_2SO_3 väävlishape	$\overline{SO_3}^{II}$	K_2SO_3 Kaaliumsulfit	Väävlishapu kaalium
H_2CO_3 süsihape	$\overline{CO_3}^{II}$	$MgCO_3$ Magneesium-karbonaat	Süsihapu magneesium
H_2SiO_3 ränihape	$\overline{SiO_3}^{II}$	$CaSiO_3$ Kaltsiumsilikaat	Ränihapu kaltsium
HNO_3 lämmastikhape	$\overline{NO_3}^{I}$	$Al(NO_3)_3$ Alumiiniumnitraat	Lämmastikhapu alumiinium
HPO_3 metafosforhape	$\overline{PO_3}^{I}$	$NaPO_3$ Naatriummetafosfaat	Metafosforhapu naatrium
H_3PO_4 ortofosforhape[1]	$\overline{PO_4}^{III}$	$Ca_3(PO_4)_2$ Kaltsiumortofosfaat ehk kaltsiumfosfaat	Ortofosforhapu kaltsium ehk fosforhapu kaltsium
HCl soolhape	$\overline{Cl}^{I}$	$FeCl_3$ Raud(III)kloriid	Kloorraud(III)
H_2S väävelvesinikhape	S^{II}	Na_2S Naatriumsulfiid	Väävelnaatrium

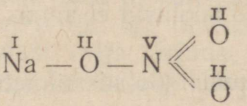
[1] Ortofosforhapet nimetatakse tavaliselt lihtsalt fosforhappeks.

Soolade struktuurvalemite koostamiseks tuleb kirjutada happe struktuurvalem ja happe koostisse kuuluvad vesiniku-aatomid asendada vastava metalli aatomitega.

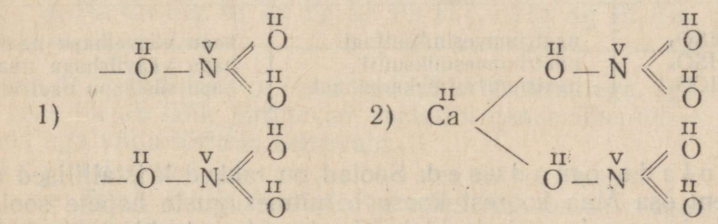
Näide 1. Koostada naatriumnitraadi ($NaNO_3$) struktuurvalem. Selleks kirjutada alguses happejäägi NO_3 struktuurvalem:



Seejärel küllastada hüdroksüülrühmas oleva hapniku-aatomi vaba valentsi naatriumi-aatomiga:



Näide 2. Koostada $Ca(NO_3)_2$ struktuurvalem:



Kahe- ja kolmealuseliste hapete puhul võib saada soolasid, millede molekulides sisaldub ühe ja sama happejäägi puhul eri arv metalli-aatomeid.

Näiteks võib väävelhappe vesiniku-aatomite asendamisel naatriumi-aatomitega, olenevalt naatriumi ja väävelhappe vahekorrast, saada kaks isesugust soola:

a) happe vesiniku-aatomite täielikul asendamisel naatriumi-aatomitega saadakse naatriumsulfaat (Na_2SO_4), mida nimetatakse neutraalseks soolaks.

b) happe vesiniku-aatomite osalisel asendamisel naatriumi-aatomitega saadakse sool valemiga $NaHSO_4$, mida nimetatakse hapuks soolaks.

Seega võib ülalnimetatud soolade liike määratleda järgmiselt:

Neutraalseks (ehk normaalseks) *soolaks nimetatakse soola, mis tekib happe vesiniku-aatomite täielikul asendamisel mingisuguse metalli aatomitega.* Näiteks: $H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4$

Hapuks soolaks nimetatakse soola, mis tekib happe vesiniku-aatomite osalisel asendamisel mingisuguse metalli aatomitega.

Näiteks: $H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4$

Hapu soola nimetuse saamiseks asetatakse vastava soola nimetuses esineva metalli nime järele sõna vesinik. Näiteks:

naatriumsulfaat — Na_2SO_4 (neutraalne sool),

naatriumvesiniksulfaat — $NaHSO_4$ (hapu sool),

naatriumkarbonaat — Na_2CO_3 (neutraalne sool),

naatriumvesinikkarbonaat — $NaHCO_3$ (hapu sool).

Hapude soolade vananenud nimetus moodustati silbi «*bi*» abil. Näiteks: naatriumbisulfaat ($NaHSO_4$), naatriumbikarbonaat ($NaHCO_3$).

Hapusid soolasid võivad anda ainult kahe- ja enama-aluselised happed, nagu väävelhape (H_2SO_4), fosforhape (H_3PO_4), süsihape (H_2CO_3) jt. Ühealuselised happed — soolhape (HCl), lämmastikhape (HNO_3) jt. hapusid soolasid ei anna.

Näidisena mõnede hapude soolade nimetused:

Soola valem	Keemias kasutatav nimetus	Vananenud nimetus
$NaHSO_4$	naatriumvesiniksulfaat	hapu väävelhapu naatrium
$NaHSO_3$	naatriumvesiniksulfit	hapu väävlishapu naatrium
$NaHCO_3$	naatriumvesinikkarbonaat	hapu süsihapu naatrium

S o o l a d e o m a d u s e d. Soolad on tahked kristallilised ained. Suurem osa Maa koorest koosneb mitmesuguste hapete sooladest. Jõgede ja merede vesi sisaldab lahustunud soolasid. Soolasid leidub kõikide, nii loom- kui ka taimorganismide koostises. Soolade lahustuvus on mitmesugune. Tabelis 4 on toodud üldised andmed tähtsamate soolade lahustuvuse kohta.

T a b e l 4

Tähtsamate soolade lahustuvus vees.

Happe nimetus	Soolade lahustuvus
Lämmastikhape (HNO_3)	Kõik soolad on vees lahustuvad
Soolhape (HCl)	Enamik sooladest on vees lahustuvad. Lahustumatud on AgCl, Hg_2Cl_2. Vähe lahustub $PbCl_2$.
Väävelhape (H_2SO_4)	Enamik sooladest on lahustuvad. Lahustumatud on $BaSO_4$, $PbSO_4$. Väga vähe lahustub $CaSO_4$.
Süsihape (H_2CO_3)	Lahustuvad on naatriumi ja kaaliumi soolad.
Fosforhape (H_3PO_4)	Lahustuvad on naatriumi ja kaaliumi soolad.
Väävelvesinikhape (H_2S)	Lahustuvad on naatriumi, kaaliumi, magneesiumi ja baariumi soolad. Vähe lahustub CaS.

Soolade iseloomulikud omadused ilmnevad lahuses toimuvate vahetus- ja asendusreaktsioonide puhul.

Vaatleme järgmisi reaktsioone:

1. Metallide toime sooladesse. Vaba metalli aatomid võivad soola molekulides asendada teise metalli aatomeid, mis on seotud happejäägiga. Näiteks toimides rauaga vasksulfaadilahusesse, tõrjuvad raua-aatomid selle soola molekulidest vase-aatomid välja, moodustades seejuures happejäägiga uue soola — raud(II)-sulfaadi:

$$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$$

Sellised reaktsioonid toimuvad ka tsingi ja vasksulfaadi vahel, tsingi ja vasknitraadi vahel, vase ja elavhõbe(II)kloriidi vahel.

Tuleb meeles pidada, et mitte iga metall ei suuda mis tahes metalli aatomit tema soolast välja tõrjuda, vaid see toimub teatud seaduspärasuse järgi. Nagu teada, algab metallide keemilise aktiivsuse rida

K Na Ca Mg Al Zn Fe Sn Pb H Cu Hg Ag Pt Au

aktiivsemate metallidega ja lõpeb vähem aktiivsematega. Iga metall selles reas tõrjub kõik järgnevad metallid nende ühenditest välja, ei suuda aga välja tõrjuda eelnevaid.

2. Soolade toime hapetesse, alustesse ja sooladesse. Teine tähtis soolade omadus on nende reageerimine hapete, aluste ja teiste soolade vesilahustega.

Lahustes soolade ja hapete või aluste või teiste soolade vahel toimuvate reaktsioonide olemus seisab selles, et happejäägid vahetavad kohti kas omavahel või hüdroksüülrühmaga.

Nii näiteks toimub väävelhappe mõjul baariumkloriidile ($BaCl_2$) happejääkide $\overset{II}{SO_4}$ ja $\overset{I}{Cl}$ vahetus. Reaktsiooni tulemusena saame baariumsulfaadi ja soolhappe:

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2HCl$$

See reaktsioon iseloomustab soolade omadusi ja on hapete ning lahustumatute soolade saamise viisiks.

Vasksulfaadi reageerimisel naatriumhüdroksüüdiga toimub kohtade vahetus happejäägi $\overset{II}{SO_4}$ ja hüdroksüülrühma $\overset{I}{OH}$ vahel, mille tulemusena saame uue soola — naatriumsulfaadi (Na_2SO_4) — ja uue metallhüdroksüüdi — vask(II)hüdroksüüdi [$Cu(OH)_2$]:

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$$

Selliseid reaktsioone kasutatakse soolade ja peamiselt lahustumatute aluste saamiseks.

Soolade vahel toimuva reaktsiooni puhul vahetavad kohti happejäägid, kusjuures tekivad uued soolad. Nii näiteks baariumkloriidi ($BaCl_2$) ja naatriumsulfaadi (Na_2SO_4) vahelise reaktsiooni tulemusena saadakse baariumsulfaat ($BaSO_4$) ja naatriumkloriid (NaCl):

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2NaCl$$

Reaktsioonil tekib uusi aineid siis, kui üks saadavatest ainetest eraldub reaktsiooni keskkonnast kas gaasina või sademena, või kui reaktsioonil tekivad vee molekulid.

Soolasid võib saada:

1) hapete toimel metallidesse. Happe toimega metallidesse tutvusime juba hapete puhul. Näiteks:

$$H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2 \uparrow$$

2) hapete toimel aluselistesse oksüüdidesse. Seda reaktsiooni kasutatakse sageli nende metallide puhul, mis ei tõrju vesiniku-aatomeid otseselt happest välja. Näitena võib tuua väävelhappe toime vask(II)oksüüdisse:

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$$

3) hapete toimel alustesse. Sel teel saadakse väga paljusid soolasid, kusjuures hapetega reageerivad mitte ainult vees lahustuvad alused, vaid ka lahustumatud. Näiteks toimides väävelhappega vees lahustumatusse vask(II)hüdroksüüdisse saame vasksulfaadi:

$$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O$$

4) hapete anhüdriidide toimel alustesse. Selliseks reaktsiooniks on näiteks süsihappegaasi toime lubjaveesse, millega me eespool juba sageli kokku puutusime. Lubjavee soganemist põhjustab vees lahustumatu kaltsiumkarbonaadi tekkimine:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 \downarrow + H_2O$$

5) hapete anhüdriidide toimel aluselistesse oksüüdidesse, s. t. mittemetallide oksüüdide ja metallide oksüüdide vastastikusel reageerimisel. Näiteks süsihappegaas võib otseselt ühineda kaltsiumoksüüdiga, moodustades kaltsiumkarbonaadi:

$$CaO + CO_2 = CaCO_3$$

6) metallide toimel sooladesse. Näiteks:

$$Pb(NO_3)_2 + Zn = Pb \downarrow + Zn(NO_3)_2$$

7) hapete toimel sooladesse. Näiteks:

$$Pb(NO_3)_2 + H_2SO_4 = PbSO_4 \downarrow + 2HNO_3$$

8) aluste toimel sooladesse. Näiteks:

$$Pb(NO_3)_2 + 2KOH = Pb(OH)_2 \downarrow + 2KNO_3$$

9) soolade toimel sooladesse. Näiteks:

$$Pb(NO_3)_2 + Na_2SO_4 = PbSO_4 \downarrow + 2NaNO_3$$

10) metallide otsesel ühinemisel mittemetallidega. Näiteks:

$$Fe + S = FeS$$

Väävelrauda võib vaadelda kui väävelvesinikhappe (H_2S) soola.

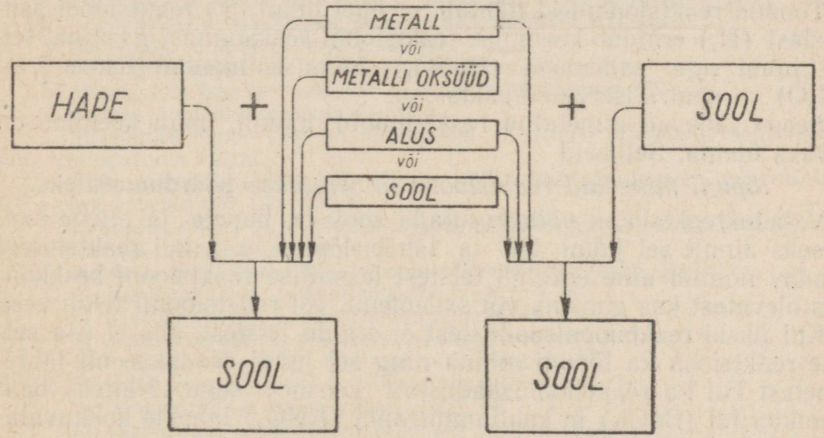
Sel viisil võivad paljud metallid ühineda väävli (S), kloori (Cl), joodi (J), broomi (Br) ja teiste mittemetallidega, andes soolasid, milledega tutvume edaspidi.

Kokku võttes me näeme, et oksüüdide, aluste, hapete ja soolade vahel on olemas vastastikune seos, mis on kujutatud järgnevalt toodud skeemidel 1 ja 2.

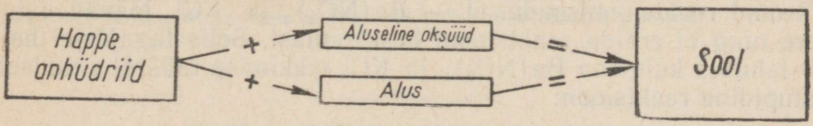
Tundma õpitud anorgaaniliste ainete klassid on omavahel tihedas seoses.

Võib kindlaks teha rida üleminekuid ühtedelt ühendite klassidelt teistele.

Tutvunud soolade omaduste ja nende saamise viisidega, võime koostada järgmised skeemid:



Skeem 1.



Skeem 2.

Esimesest skeemist nähtub, et soolasid võib saada ka mingisuguse teise soola happejäägi ühinemisel metalli-aatomitega, mis esinevad kas vabas olekus või kuuluvad mõne aluse või kolmanda soola koostisse. Soola võib saada ka metalli, metalli oksüüdi, aluse või mõne teise soola toimel happesse.

Teine skeem näeb ette sellised soola saamise juhud, kus happe anhüdriid muutub reaktsiooni kestel happejäägiks.

TRÜ Raamatukogu

§ 6. Pöörduvad ja pöördumatud keemilised reaktsioonid.

Varem korraldatud keemilistest katsetest teame, et mõned keemilise reageerimise tulemusena saadud ained eralduvad reaktsiooni keskkonnast sademena, teised aga lahkuvad sellest gaasina. On samuti teada, et paljud keemilisel reageerimisel tekkinud ained jäävad lahustunud olekus lahusesse ning ei eraldu seega keemilise reaktsiooni keskkonnast.

Peatume mõnedel reaktsioonidel. Näiteks:

1) $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow$

reaktsioonil tekkiv vesinik eraldub gaasina;

2) $Na_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$

reaktsioonil tekkiv $BaSO_4$ eraldub sademena;

3) $KOH + HCl = KCl + H_2O$

reaktsioonil tekib vesi.

Toodud reaktsioonidest nähtub, et ühel juhul üks reaktsiooni saadustest (H_2) eraldub keemilise reaktsiooni keskkonnast gaasina, teisel juhul aga sademena ($BaSO_4$), kuna kolmandal tekkis vesi (H_2O) — neutraliseerimisreaktsioon.

Seega lähevad nimetatud reaktsioonid lõpuni, nagu keemias on tavaks öelda. Selliseid

lõpuni minevaid reaktsioone nimetatakse **pöördumatuteks.**

Vahetusreaktsiooni võib kasutada soolade, hapete ja aluste saamiseks ainult sel juhul, kui ta läheb lõpuni, s. t. kui reaktsioonil saadav nõutud aine eraldub teistest keemilise reaktsiooni keskkonnas olevatest kas gaasina või sademena, või reaktsioonil tekib vesi.

Kui ükski reaktsioonisaadustest ei eraldu teistest, siis ei saa selline reaktsioon ka lõpuni minna ning sel juhul saadakse nii lähteainetest kui ka reaktsioonisaadustest koosnev segu. Näiteks baariumkloriidi ($BaCl_2$) ja kaaliumnitraadi (KNO_3) lahuste kokkuvalamisel kulgeb järgmine reaktsioon:

$$2KNO_3 + BaCl_2 = Ba(NO_3)_2 + 2KCl$$

Mõlemad reaktsioonisaadused — $Ba(NO_3)_2$ ja KCl jäävad lahusesse ning ei eraldu reaktsiooni keskkonnast. Selle tagajärjel hakkab lahuses kulgema $Ba(NO_3)_2$ ja KCl tekkimise määral eelmisele vastupidine reaktsioon:

$$Ba(NO_3)_2 + 2KCl = 2KNO_3 + BaCl_2$$

Seega toimub sel juhul lahuses samaaegselt kaks reaktsiooni, s. t. nii otsene kui ka pöörduv. Ning lahuses on üheaegselt KNO_3, $BaCl_2$, $Ba(NO_3)_2$ ja KCl.

Reaktsioone, mille saadused reageerivad tekkimise järel uuesti omavahel ja moodustavad jälle lähteaineid, nimetatakse **pöörduvateks.**

Tuleb tähendada, et rangelt võttes on kõik keemilised reaktsioonid pöörduvad. Et pöörduv protsess avaldab end paljudes reaktsioonides aga väga nõrgal määral ning ei etenda seetõttu mingit märgatavat osa, võib selliseid reaktsioone lugeda praktiliselt pöördumatuteks.

Reaktsiooni pöörduvuse tingimuste tundmaõppimine on suure tähtsusega keemiatööstusele, sest tingimuste loomine, mis tagavad keemilise protsessi pöördumatust, võimaldab maksimaalselt tõsta protsessi tootlikkust, s. t. toodetava aine kogust.

Selleks, et kasutada vahetusreaktsiooni soolade, hapete ja aluste saamiseks, peab tingimata teadma tekkivate reaktsioonisaaduste lahustuvust vees. Andmed soolade ja aluste lahustuvuse kohta vees on toodud lisas 3.

Kordamisküsimusi.

1. Missuguseid aineid nimetatakse sooladeks? Tuua soolade näiteid.
2. Tuua mõnede teile tuntud soolade saamisviiside näiteid.
3. Nimetada soolade üldised omadused.
4. Missuguse happe soolad on kõik lahustuvad?
5. Missuguste hapete soolad on enamikus lahustumatud?
6. Kuidas nimetatakse soola $CuSO_4$?
7. Missuguse happe sool on hõbenitraat ($AgNO_3$)? Kirjutada selle happe magneesiumisoola valem.
8. Mitu grammi hõbekloriidi (AgCl) võib sadestada lausest, mis sisaldab 0,1 g-moli hõbenitraati ($AgNO_3$)?
9. Lahusele, milles oli 8 g vasksulfaati, lisati ülehulgas rauda. Mitu grammi vaske võib sel reaktsioonil eralduda?
10. Näidata, missugused reaktsioonid lähevad praktiliselt lõpuni:
    1) baariumkloriid + kaaliumsulfaat → ? + ?
    2) baariumkloriid + naatriumkarbonaat → ? + ?
    3) seatinanitraat + naatriumkarbonaat → ? + ?
    4) naatriumsulfaat + seatinanitraat → ? + ?
    5) kaltsiumnitraat + naatriumkarbonaat → ? + ?
    6) tsinkkloriid + naatriumkarbonaat → ? + ?
    7) vasknitraat + naatriumkarbonaat → ? + ?
    8) naatriumfosfaat + magneesiumnitraat → ? + ?
    9) naatriumkloriid + kaaliumnitraat → ? + ?
    10) kaaliumkloriid + magneesiumsulfaat → ? + ?
11. Leheküljel 50 toodud skeemi 1 põhjal koostada võrrandid tähtsamate naatriumi, kaltsiumi ja vase soolade saamise reaktsioonide kohta.

III peatükk.

LEELISMETALLIDE RÜHM.

Sissejuhatus.

Leelismetallide rühma kuuluvad keemilised elemendid liitium (Li), naatrium (Na), kaalium (K), rubiidium (Rb), tseesium (Cs) ja frantsium (Fr)[1]. Selle rühma keemiliste elementide nimetus «leelismetallid» on tingitud nende hüdroksüüdide tugevatest leelisestest omadustest. Seni oleme tutvunud juba leelismetallide naatriumi ja kaaliumi mõnede ühenditega kui looduses kõige enam levinumatega. Käesoleval õppeaastal käsitleme neid põhjalikumalt. Selle rühma ülejäänud leelismetallidel pole suurt praktilist tähtsust, mistõttu me neid eraldi ei käsitle.

§ 1. Naatrium — *Natrium.*

1. Naatrium.

Keemiline sümbol Na (loe: naatrium); aatomkaal 22,991.

Naatriumi saadi puhtal kujul aastal 1807. inglise teadlase H. Davy (loe: deevi) poolt.

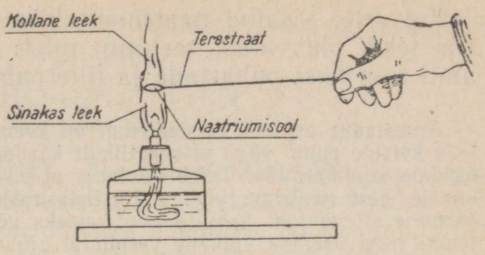
Füüsikalised omadused. Värskelt lõigatud naatriumi pind on hõbevalge läikega. Naatrium on niivõrd pehme metall, et teda saab lõigata noaga ja muljuda nagu vaha. Naatrium kuulub kergete metallide hulka. Tema erikaal on 0,97, mistõttu ta on kergem kui vesi ja vette visatuna ujub selle pinnal. Naatrium on kergesti sulav metall, ta sulamistemperatuur on 97,9°. Kui asetada väike tükike naatriumi katseklaasi, millesse on eelnevalt valatud petrooleumi, ja viimast nõrgalt soojendada, siis sulab naatriumitükike ning omandab metalliläikelise tilga kuju, mis välimuselt sarnaneb elavhõbeda tilgaga.

Naatrium juhib hästi elektrit. Et metalliläige, hea elektrijuhtivus ja plastilisus on metalle iseloomustavad omadused, siis on naatrium oma füüsikaliste omaduste põhjal tüüpiline metall.

Keemilised omadused. Naatrium on ühevalentne keemiline element. Naatrium on keemiliselt väga aktiivne metall. Ta põleb õhu käes kollase leegiga, samuti värvivad ka naatriumiühendid leegi kollaseks (joonis 9). Leegi kollane värvus on seega keemilistes

[1] Frantsium on kunstlikult saadud keemiline element.

ühendites naatriumi olemasolu tunnuseks.



Joonis 9. Leek värvub kollaseks naatriumisoolast.

N a a t r i u m i r e a g e e r i m i n e h a p n i k u g a. Metalliline naatrium oksüdeerub õhu käes väga kergesti, mistõttu värskelt lõigatud naatriumitüki pind muutub kiiresti tuhmiks. Viimane asjaolu näitab, et naatrium ühineb vahetult õhuhapnikuga, kusjuures tekib naatriumoksüüd (Na_2O). Kuirel oksüdeerumisel võib naatrium isegi süttida. Seetõttu ei tohi naatriumi hoida õhu käes, vaid teda tuleb hoida puhtas veevabas petrooleumis. Tavaliselt kattub metallilise naatriumi pind õhus oleva hapniku, vee ja süsihappegaasi ühisel toimel halli kirmega, mis koosneb naatriumhüdroksüüdist ja soodast.

Naatriumi põlemisel hapnikku sisaldavas purgis tekib valge tahke aine («valge suits»), mis sadestub purgi seintele ja koosneb naatriumoksüüdist.

Naatrium oksüdeerub järgmise keemilise reaktsiooni võrrandi kohaselt:

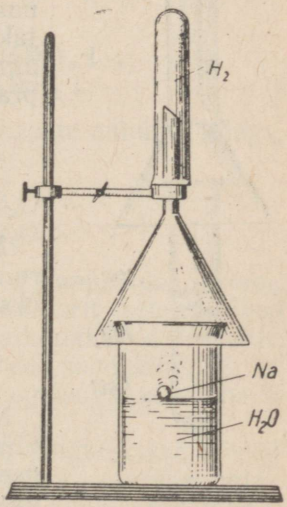
$$4Na + O_2 = 2Na_2O$$

Naatrium ühineb väga kergesti väävliga, samuti ka kloori, joodi, fosfori ning paljude teiste mittemetallidega.

N a a t r i u m i r e a g e e r i m i n e v e e g a. Vette visatud naatriumitükike (joonis 10) ujub veepinnal ja reageerib energiliselt sellega; seejuures eraldub vesinik ja tekib naatriumhüdroksüüd, mis lahustub vees. Reaktsioon kulgeb järgmiselt:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2 \uparrow$$

Vee ja naatriumi vahelisel reaktsioonil eraldub palju soojust, mistõttu naatrium sulab ja muutub kerakeseks, mis liigub kiiresti mööda veepinda (see liikumine on tingitud asjaolust, et reaktsioon ei toimu kerakese kõikidel külgedel ühtlaselt). Veepinnal liikuv naatriumitükike väheneb järjest, muutudes naatriumhüdroksüüdiks, mis on nähtav vedelikus olevate viirgudena. Lõpuks kleepub naatriumitükike tavaliselt klaasnõu seina külge. Seejuures naatriumi temperatuur tõuseb sellisel määral, et ta süttib põlema ja pritsub laiali.

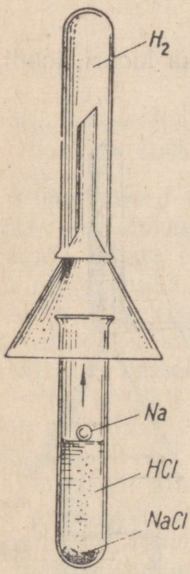


Joonis 10. Naatriumi reageerimine veega.

Kui vette visatud naatriumitükike ei ole koorikust puhastatud, siis tekib plahvatus; seetõttu tuleb naatriumitükike enne katset alati koorikust puhastada ja filterpaberiga kuivatada.

Arvestades asjaolu, et naatrium on keemiliselt väga aktiivne metall, tuleb teda katsete puhul väga ettevaatlikult käsitseda. Katse kestel ei tohi näoga nõu ligidale kummarduda. Tuleb hoiduda, et põleva naatriumi tükikesed ei satuks nahale, sest naatrium võib põhjustada raskesti paranevaid haavu. Seepärast äärmine ettevaatus! Soovitav on katseks võtta tuletikupea suurune naatriumitükike ning asetada viimane veepinnal ujuvale filterpaberi tükile.

Naatriumi reageerimine hapetega. Naatrium reageerib energiliselt hapetega, mille juures eraldub vesinik ja tekivad soolad. Näiteks, kui katseklaasi veidi valada kontsentreeritud soolhapet ja visata sinna väike tükike naatriumi, siis näeme, et viimane reageerib energiliselt soolhappega, hüpeldes happe pinnal. Reaktsioonil tekkinud soolakristallid sadestuvad katseklaasi põhja. Vesinikku, mis eraldub naatriumi reageerimisel soolhappega, on võimalik koguda teise katseklaasi, mis on asetatud alumise katseklaasi kohale (joonis 11). Kogutud vesinik süüdatakse seejärel põlema (ettevaatust!).



Joonis 11. Naatriumi reageerimine soolhappega.

Naatriumi reageerimine soolhappega kulgeb järgmise keemilise reaktsiooni võrrandi kohaselt:

$$2Na+2HCl=2NaCl+H_2\uparrow$$

Naatriumi kasutamine. Metallilist naatriumi, mida saadakse sulanud naatriumkloriidi või naatriumhüdroksüüdi elektrolüüsimisel, kasutatakse laialdaselt lähteainena mitmesuguste ainete kunstlikul valmistamisel ja laboratoorses praktikas.

2. Naatriumi ühendid.

Naatriumoksüüd (Na_2O). Naatriumi oksüdeerumisel või põlemisel hapnikus tekib naatriumoksüüd:

$$4Na+O_2=2Na_2O$$

Naatriumoksüüd on valge tahke aine ning tüüpiline aluseline oksüüd. Naatriumoksüüd reageerib energiliselt veega, moodustades seejuures naatriumhüdroksüüdi ehk sööbenaatriumi:

$$Na_2O+H_2O=2NaOH$$

Naatriumoksüüd on soolatekitavaks oksüüdiks, sest et ta kõikide hapetega moodustab soola ja vee, näiteks:

$$Na_2O+2HCl=2NaCl+H_2O$$
$$Na_2O+H_2SO_4=Na_2SO_4+H_2O$$

Naatriumhüdroksüüd (NaOH). Naatriumhüdroksüüd on valge tahke aine, mis sulab temperatuuril 328°. Ta ei lagune kuumutamisel ja on seetõttu püsivaks keemiliseks ühendiks. Naatriumhüdroksüüd on äärmiselt hügroskoopne aine, mistõttu ta õhust niiskust neelates veeldub. Seepärast tuleb naatriumhüdroksüüdi hoida hermeetiliselt suletavates nõudes.

Keemiliste omaduste poolest on naatriumhüdroksüüd tüüpiline alus. Ta lahustub vees väga hästi, andes tugeva leelise, küsjuures lahustumine on seotud suure soojushulga eraldumisega. Naatriumhüdroksüüdi vesilahusel on tugev leelisene reaktsioon, lakmus värvub temas siniseks, fenoolftaleiin aga vaarikpunaseks.

Olles hästi lahustuv ja tugev alus, ühineb naatriumhüdroksüüd keemiliste reaktsioonide puhul energiliselt kõikide hapetega ning paljude sooladega ja hapete anhüdriididega. Nii näiteks:

a) naatriumhüdroksüüdilahus reageerib silmapilkselt hapete lahustega, moodustades seejuures soola ja vee (neutraliseerimise reaktsioon):

$$NaOH+HCl=NaCl+H_2O$$
$$2NaOH+H_2SO_4=Na_2SO_4+2H_2O$$

Niisugusel reaktsioonil eraldub rohkesti soojust, milles on võimalik veenduda katse puhul;

b) lahustes reageerib naatriumhüdroksüüd paljude sooladega, andes seejuures uue soola ja aluse:

$$2NaOH+CuSO_4=Na_2SO_4+Cu(OH)_2\downarrow$$
$$3NaOH+FeCl_3=3NaCl+Fe(OH)_3\downarrow$$

c) naatriumhüdroksüüd reageerib kergesti hapete anhüdriididega, näiteks süsihappegaasi või vääveldioksüüdiga:

$$2NaOH+CO_2=Na_2CO_3+H_2O$$
$$2NaOH+SO_2=Na_2SO_3+H_2O$$

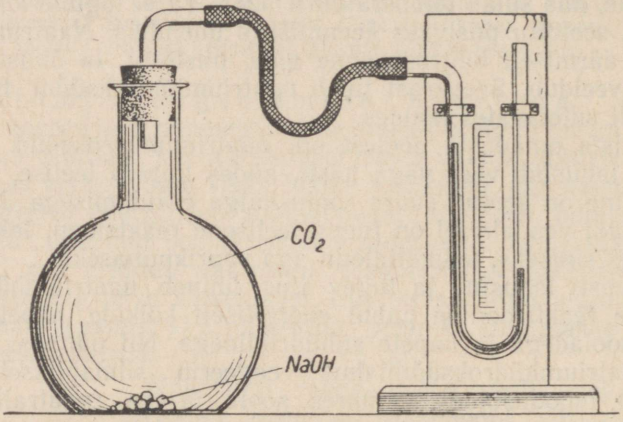
Reaktsioonil tekivad happeanhüdriidile vastava happe sool ja vesi. Seepärast naatriumhüdroksüüd reageeribki lahtiselt seistes õhus oleva süsihappegaasiga ja annab naatriumkarbonaadi, mille tõttu naatriumhüdroksüüdi tükid pealt kattuvad koheda soodakihiga.

Naatriumhüdroksüüdi reageerimist süsihappegaasiga on võimalik demonstreerida järgmiselt.

Süsihappegaasiga täidetud kolbi (joonis 12) paigutatakse mõned naatriumhüdroksüüdi tükid. Seejärel suletakse kolb korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru, mis kummivooliku abil on ühendatud manomeetriga. Kolvi raputamisel hakkab vedelik manomeetri vasakus toruharus tõusma, mis viitab sellele, et süsihappegaas astub reakt-

siooni naatriumhüdroksüüdiga, mille tagajärjel kolvis tekib hõrendus.

Tugevate leeliseste omaduste tõttu mõjub naatriumhüdroksüüd hävitavalt paljudele orgaanilistele ainetele, seetõttu nimetatakse teda ka *sööbenaatriumiks*. Naatriumhüdroksüüdi ja ta



Joonis 12. Süsihappegaasi reageerimine naatriumhüdroksüüdiga.

lahuse toimel hävivad nahk, puit, paber, eriti kergesti aga vill ja siid ning mitmed teised ained. Naatriumhüdroksüüd seebistab rasvasid, mistõttu ta tundub käega katsudes libedana. Nahale sattudes tekitab naatriumhüdroksüüd raskesti paranevaid haavu.

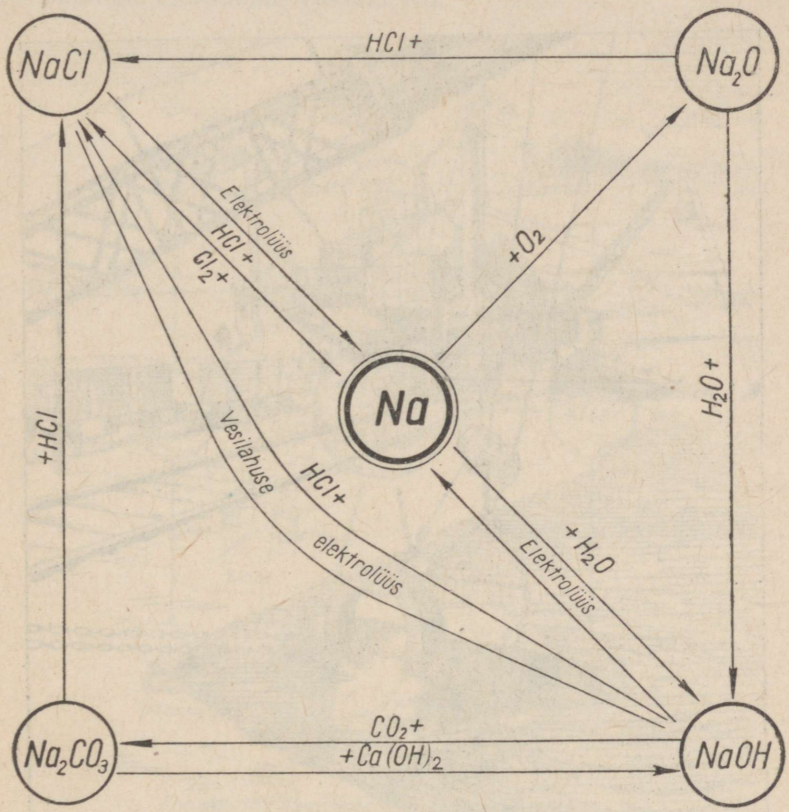
Leeliste tekitatud haava tuleb hästi uhta esiteks puhta veega, siis mingi happe nõrga vesilahusega (äädikhape) ning pärast seda katta taimeõlis niisutatud lapiga. Leelislahused kuivatavad tugevasti nahka ja põhjustavad selle marrastumist. Nimetatud põhjustel ei tohi naatriumhüdroksüüdi või selle lahust puudutada paljaste kätega. Eriti hoida tuleb aga silmi.

Naatriumhüdroksüüdi kasutatakse laialdaselt keemialaboratooriumides ja keemiatööstuses. Eriti suurtes kogustes tarvitatakse teda naftatööstuses bensiini, petrooleumi ja teiste naftasaaduste puhastamiseks happelistest lisanditest, seebitööstuses seebikeetmisel, paberitööstuses, tehissiidi (viskoossiidi) valmistamisel ja teistes tööstusharudes.

Naatriumhüdroksüüdi saadakse tööstuses peamiselt naatriumkloriidi vesilahuse elektrolüüsimisel. Müügil on naatriumhüdroksüüd kas *seebikivi* või *kaustilise sooda* nime all.

Tähtsamad naatriumiühendid ja nende leidumine looduses. Eespool käsitletud naatriumi keemilistest omadustest selgus, et naat-

rium on keemiliselt väga aktiivne element. Oma keemilise aktiivsuse tõttu ei leidu naatriumi looduses vabas olekus. Ühenditena on naatrium aga laialt levinud, sest ta moodustab soolasid kõikide tuntud hapetega. Enamik naatriumisoolasid lahustub hästi vees.



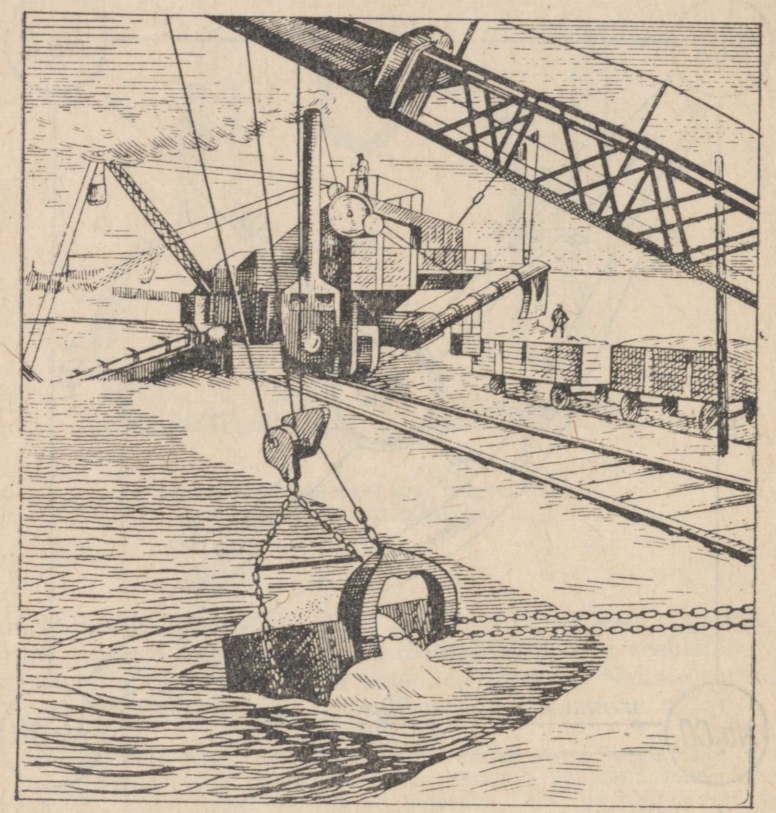
Joonis 13. Naatriumi ja tema ühendite geneetilise seose skeem.

seetõttu leidub naatriumiühendeid lahustununa merevees ning mõnede järvede ja allikate vees. Peale selle leidub naatriumiühendeid inim-, looma- ja taimeorganismis.

Looduses enam levinud naatriumisoolad on keedusool (NaCl), mirabüliit ($Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$), sooda ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$) ja paljud teised.

N a a t r i u m k l o r i i d (NaCl). Looduses kõige enam levinud naatriumisoolaks on keedusool ehk kivisool (naatriumkloriid). Ta kujutab endast soolase maitsega värvuseta kristalle. Peenestatud olekus näib ta valgena. Naatriumkloriidi sisaldub lahustunud olekus merevees ning soolajärvede ja -allikate vetes. Merevesi sisal-

dab ligikaudu 2,8% naatriumkloriidi. Mõnede soolajärvede vesi on küllastatud naatriumkloriidi suhtes, näiteks Baskuntšaki ja Eltoni järve vesi. Soolajärvede vee tugeval aurustumisel kuuma suve jooksul sadestub nende põhja keedusool kristallide kujul, mida nimetatakse isesettivaks soolaks (joonis 14).



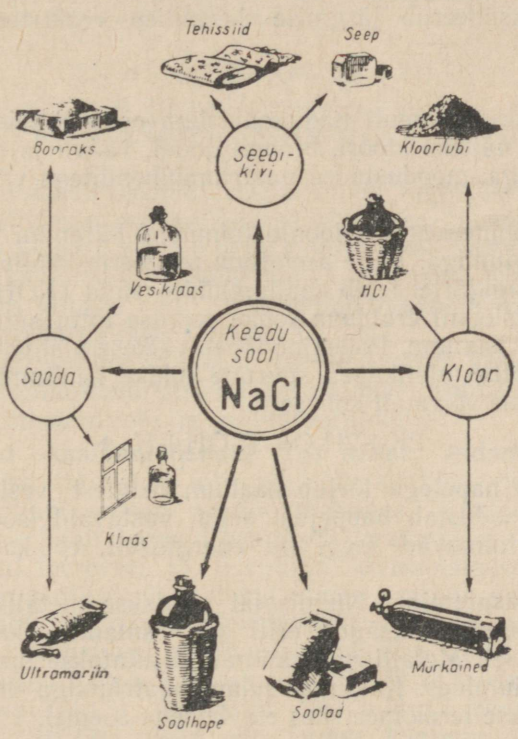
Joonis 14. Keedusoola mehhaniseeritud tootmine.

Mere- ja soolaallikate veest toodetakse naatriumkloriidi kas aurustamise teel päikese soojuse abil (soojadel maadel) või külmutamise teel (külmades maades või talvel).

Lademetena maapõues esinev kivisool on tekkinud eraldatud merelahtede või järvede kuivamisel (vihmavaeses kliimas) kauges geoloogilises minevikus.

NSV Liidul on olemas ammendamatud kivisoolavarud. Rikkalikumad lademed on Solikamski lademed, Iletski lademed Lõuna-Uraalis, Nahhitševani lademed Kaukaasias, Artemovski lademed Ukraina NSV-s.

Naatriumkloriidi kasutatakse laialdaselt rahvamajanduses. Ta on esimese järgu tähtsusega tarbeaine, teda vajatakse toiduvalmistamisel, toiduainete (liha, kala, koorevõi jne.) konservimisel. Naatriumkloriidi kasutatakse suurtes kogustes keemiatööstuses naatriumhüdroksüüdi, soolhappe, kloori, metallilise naatriumi ja teiste ainete saamise toorainena (joonis 15).



Joonis 15. Keedusoolast saadavad tooted.

§ 2. Kaalium — *Kalium*.

1. Kaalium.

Keemiline sümbol K (loe: kaalium); aatomkaal 39,100.
Vaba kaaliumi saadi esmakordselt aastal 1807. H. Davy poolt.

Füüsikalised omadused. Füüsikaliste omaduste poolest sarnaneb kaalium naatriumiga. Ta on hõbevalge pehme metall. Kaaliumi saab lõigata noaga nagu vaha. Ta on veest kergem, sest tema erikaal on 0,86. Kaaliumi sulamistemperatuur on 63,5°, seega sulab ta naatriumist madalamal temperatuuril. Oma füüsikaliste omaduste poolest kaalium on samuti tüüpiline metall.

Keemilised omadused. Kaalium on ühevalentne keemiline element. Et kaalium on keemiliselt aktiivsem kui naatrium, siis oksüdeerub ta õhu käes kiiremini ja energilisemalt kui naatrium; seetõttu tuleb teda hoida puhtas veevabas petrooleumis. Kaalium süttib kergesti ja põleb õhu käes lilla leegiga, samuti värvivad ka kõik kaaliumisoolad leegi lillaks, millist tunnusmärki kasutatakse kaaliumi määramiseks tema ühendites.

Kaalium oksüdeerub järgmise keemilise reaktsiooni võrrandi kohaselt:

$$4K+O_2=2K_2O$$

Kaalium ühineb samuti nagu naatrium otseselt teiste keemiliste elementidega, näiteks kloori, broomi, joodi, väävli ja paljude teiste mittemetallidega, moodustades naatriumiühenditega väga sarnaseid ühendeid.

Kõik need ühinemisreaktsioonid toimuvad kiiremini ja energilisemalt kui naatriumiga. Vette asetatuna reageerib kaalium tormiliselt veega, mille tagajärjel tekib kaaliumhüdroksüüd (KOH) ja eraldub vesinik. Reaktsioonil eralduva rohke soojuse tõttu süttivad niihästi vesinik kui ka kaalium. Põlemine lõpeb väikese plahvatusega. Katse jaoks tuleb võtta tuletikupea suurune tükike kaaliumi. Reaktsioon toimub järgmise võrrandi kohaselt:

$$2K+2H_2O=2KOH+H_2\uparrow$$

Reageerides hapetega tõrjub kaalium nendest vesiniku-aatomid välja ning moodustab happejääkidega vastavaid soolasid. Need reaktsioonid toimuvad isegi nii energiliselt, et kaalium süttib põlema.

Kaaliumi kasutamine. Nüüdisajal saadakse metallilist kaaliumi sulanud kaaliumhüdroksüüdi, eriti aga sulanud kaaliumkloriidi elektrolüüsimisel. Metallilist kaaliumi kasutatakse peamiselt keemialaboratooriumides. Kaaliumi sulam naatriumiga on vedel, ning seda kasutatakse termomeetrites elavhõbeda asemel.

2. Kaaliumi ühendid.

Kaaliumoksüüd (K_2O). Kaaliumi oksüdeerumisel või põlemisel hapnikus tekib kaaliumoksüüd järgmise reaktsioonivõrrandi kohaselt:

$$4K+O_2=2K_2O$$

Kaaliumoksüüd on valge pulbrikujuline aine. Aluselise oksüüdina annab ta veega reageerides aluse — kaaliumhüdroksüüdi ehk söövbekaaliumi:

$$K_2O+H_2O=2KOH$$

Soolatekitava oksüüdina reageerib kaaliumoksüüd kergesti hapetega, andes soola ja vee, näiteks:

$$K_2O+2HCl=2KCl+H_2O$$

Kaaliumhüdroksüüd (KOH). Kaaliumhüdroksüüd on valge kristalliline aine, mis vees kergesti lahustub. Kaaliumhüdroksüüd on tugevasti hügroskoopiline aine, peale selle neelab ta õhust süsihappegaasi, seetõttu tuleb teda hoida hermeetiliselt suletavates nõudes.

Kaaliumhüdroksüüdi vesilahus on tugeva leelisese reaktsiooniga. Kaaliumhüdroksüüd reageerib energiliselt hapete, happe anhüdriidide ja paljude sooladega. Näiteks:

$$2KOH + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2H_2O$$
$$2KOH + CO_2 = K_2CO_3 + H_2O$$
$$2KOH + CuSO_4 = Cu(OH)_2\downarrow + K_2SO_4$$

Kuna kaaliumhüdroksüüdi vesilahus on tugev leelis, toimib ta sööbivalt paljudesse orgaanilistesse ainetesse, mistõttu teda nimetatakse ka s ö ö b e k a a l i u m i k s. Sarnaselt naatriumhüdroksüüdiga sööbib kaaliumhüdroksüüd nahka, seebistab rasvasid ja hävitab riiet (eriti villa ja siidi). Kaaliumhüdroksüüdi või selle lahust ei tohi puudutada paljaste kätega.

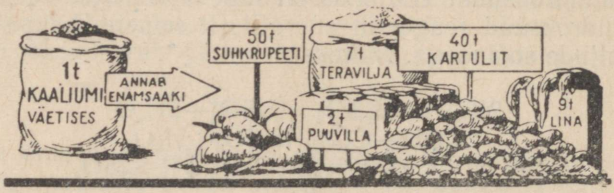
Kaaliumhüdroksüüdi saadakse kaaliumkloriidi vesilahuse elektrolüüsimisel. Kaaliumhüdroksüüdi kasutatakse peamiselt vedela rohelise seebi valmistamiseks ja laboratooriumides.

Tähtsamad kaaliumiühendid ja nende leidumine looduses. Oma keemilise aktiivsuse tõttu ei leidu kaaliumi looduses vabas olekus. Kaalium esineb ainult ühendites. Kaaliumiühendid on looduses üsna laialt levinud peamiselt kaaliumkloriidi ja kaaliumsulfaadi kujul merevees ja lisandina kivisoolalademetes. Mitmesuguste anorgaaniliste ühenditena esineb kaalium mulla ja kivimite koostises, nagu vilgukivis, päevakivis jt. Kivimite porsumise tagajärjel tekivad lahustuvad kaaliumisoolad. Kaaliumisoolade leiukohti esineb suhteliselt harva. Tähtsamad looduslikud kaaliumiühendid on sülviniit ($NaCl \cdot KCl$), karnalliit ($KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$) ja kainiit ($MgSO_4 \cdot KCl \cdot 3H_2O$); peale selle leidub kaaliumi taimede tuhas kaaliumkarbonaadi (K_2CO_3) kujul.

Kaaliumisooladel on suur tähtsus põllumajanduses. Kaalium kuulub nende keemiliste elementide hulka, mis on tarvilikud taimede toitumisel. Taimed ammutavad kaaliumisoolasid mullast. Kuid mullas on vees lahustuvaid kaaliumisoolasid suhteliselt vähe. Iga-aastase viljasaagiga kõrvaldatakse need soolad põldudelt, millega vähendatakse veelgi mullas olevate lahustuvate kaaliumisoolade sisaldust. Selle tagajärjeks on, et taimed hakkavad peatselt tundma kaaliumipuudust, mille tõttu põldude viljakus langeb. Mulla viljakuse säilitamiseks ja eriti tõstmiseks omab põllumajanduses suurt tähtsust lahustuvate kaaliumisoolade muldaviimine kaaliväetiste kujul (joonis 16).

K a a l i u m k l o r i i d (KCl) on vees hästi lahustuv valge kristalliline aine. Kaaliumkloriidi leidub looduses mineraalide sülviini (KCl) ja sülviniidina ($KCl \cdot NaCl$). Nimetatud soolade lademeid lei-

dub maakeral mitmel pool ja nad on kaaliväetiste saamise lähteaineks. Kaua aega olid ainsaks kaaliumisoolade allikaks Saksamaal Stassfurti lähedal asuvad kaalitoorsoolalademed, kust kaaliumkloriidi kui väetist veeti kõikidesse maailma maadesse.



Joonis 16. Kaaliumi mõju saagi suurusele.

Meie kodumaa territooriumil teati juba aastal 1907 Kaama jõe ülemjooksul Solikamski linna lähedal kaalisoolade olemasolust. Kuid maa tehnilise mahajäämuse ja kapitalistliku korra tõttu ei võimaldatud teadlastele neid lademeid põhjalikult uurida. Olukord muutus alles pärast Suurt Sotsialistlikku Oktoobrirevolutsiooni, sest maapõuevarade natsionaliseerimine võimaldas teostada nende laialdast uurimist ja kasutuselevõtmist. Et NSV Liidu sotsialistlikule põllumajandusele on kaaliväetised määratu suure tähtsusega, organiseeriti laialdasi geoloogilisi uurimistöid kaalisoolalademete avastamiseks. Uurimistööd olid tulemusrikkad. Aastal 1926 avastasid akadeemik Kurnakov ja insener Preobraženski Solikamski ja Berezniki rajoonis kaalitoorsoolalademeid, mis on maailma rikkamaid. Juba aastal 1933 hakkas seal töötama tänapäeva moodsa tehnikaga varustatud suurim keemiakombinaat. Solikamski keemiakombinaat toodab kõrgeväärtuslikku kaaliväetist ning varustab sellega meie kodumaa põllumajandust.

Peale selle avastati suuri kaalitoorsoolalademeid veel Tškalovi linna läheduses Iletski soolamassiivides, Uraal—Emba rajoonis, Lääne-Kasahstanis, Lõuna-Tadžikistanis ja Lääne-Ukrainas Lvovi linna läheduses.

Mineraalväetiste tootmise poolest on NSV Liidul esimene koht maailmas. Meie kodumaa ei sõltu selles suhtes enam välismaast, vaid ekspordib ise kaalisoolasid teistesse maadesse.

Maailma kaalisoolade varudest asub 41% Nõukogude Liidus.

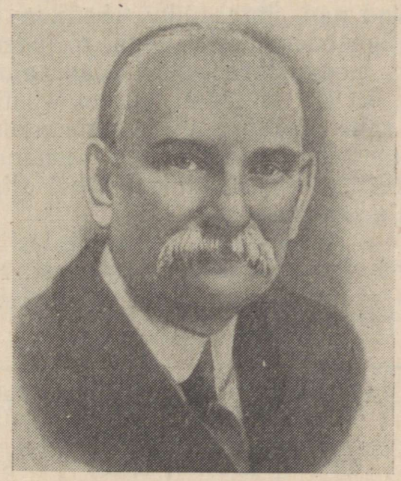
Kaalisoolade tootmise kasvu Nõukogude Liidus iseloomustavad järgmised andmed (toodang tuhandetes tonnides)

1913. a.	1928. a.	1940. a.	1945. a.	1953. a.	1956. a.
29	4	526	46	1247	1818

AKADEEMIK N. S. KURNAKOV.

Nikolai Semjonovitš Kurnakov sündis 6. detsembril 1860 Nolinski linnas (Kirovi oblastis). Nižni-Novgorodi (nüüd Gorki) gümnaasiumi lõpetamise järel astus Kurnakov Peterburi Mäeinstituuti, mille lõpetas aastal 1882. Juba üliõpilasena avaldas ta teaduslikke töid ja pärast lõpetamist jäeti ta instituudi juurde töötama keemia alal. Aastal 1893 valiti Kurnakov anorgaanilise keemia kateedri professoriks. Aastal 1913 valiti Kurnakov akadeemikuks.

Aastal 1916 võttis Kurnakov osa ekspeditsiooni organiseerimisest Kara-Bogazi lahe juurde, et uurida selle soolavarude kasutamist naatriumsulfaadi tootmiseks. Tsaarivalitsus aga ei tundnud huvi Kurnakovi uurimiste vastu ega andnud talle vajalikku abi.



N. S. Kurnakov (1860—1941)

Aastal 1918 asutas Kurnakov Kara-Bogazi lahe uurimise komitee ning järgmistel aastatel organiseeris ta suure ekspeditsiooni selle lahe äärde Nõukogude valitsuse igakülgse toetuse ja abiga.

V. I. Lenin tundis suurt huvi Kurnakovi tööde ja uurimiste ning maailma suurima loodusliku glaubrisoola-leiukoha kasutamise vastu.

Kurnakov tõstis üles ka kodumaise kaalisoola küsimuse. Ta hakkas koos oma õpilastega uurima kaaliumi sisaldavaid mineraale, mida leidus Kaama jõe ülemjooksul. Ta oletas, et selles piirkonnas peab leiduma kaalisoolalademeid, millel on mitte ainult teaduslik, vaid ka suur rahvamajanduslik tähtsus. Tsaarivalitsus ei pööranud sellele vajalikku tähelepanu.

Kurnakovi unistused täitusid alles pärast Suurt Sotsialistlikku Oktoobrirevolutsiooni. Nõukogude valitsuse ülesandel teostati laialdane uurimine Kaama jõe ülemjooksul ja aastal 1926 avastati maailma suurimad kaalisoolalademed.

Kurnakov pani aluse üldise keemia uuele harule — füüsikalis-keemilisele analüüsile, mis annab keemikutele ja inseneridele aine uurimise uue meetodi. Kurnakovi teaduslike tööde arv ulatub üle 200; need puudutavad kõige laialdasemaid küsimusi nii teoreetilises kui ka praktilises keemias.

Kurnakov oli kuni oma elu lõpuni Teaduste Akadeemia Üldise ja Anorgaanilise Keemia Instituudi juhatajaks.

Nõukogudemaa hindab kõrgelt akadeemik Kurnakovi töid. Aastal 1930 määrati talle esimene Mendelejevi preemia, aastal 1939 sai ta Tööpunalipu ordeni. Tema 80. sünnipäeva tähistas NSV Liidu valitsus talle teenelise teadlase nimetuse andmisega.

§ 3. Leelismetallide üldine iseloomustus.

Keemilised elemendid liitium, naatrium, kaalium, rubiidium, tseesium ja frantsium on oma füüsikaliste ja keemiliste omaduste poolest väga sarnased. Seetõttu moodustavad nad keemiliste elementide loomuliku rühma.

Nende keemiliste elementide sarnasus avaldub ennekõike selles, et nad lihtainena on tüüpilised metallid. Kõik need nn. leelismetallid on väikese erikaaluga, väga plastilised ja madala sulamistemperatuuriga. Leelismetallid oksüdeeruvad kergesti. Hapnikuga ühinemisel moodustavad nad ühte tüüpi oksüüde üldvalemiga R_2O. Nad reageerivad väga energiliselt veega, tõrjudes veest gaasilise vesiniku välja ning moodustades ühte tüüpi aluseid ehk, õigem, leelisi üldvalemiga ROH, milledel on tugevasti avalduvad leelisesed omadused; selle omaduse tõttu nimetataksegi neid leelismetallideks. Leelismetallide sooladel on sarnane koostis, näiteks LiCl, NaCl, KCl, RbCl, CsCl. Enamik nendest esineb looduses kas merevees või soolalademetena.

Vaatamata suurele sarnasusele, erinevad leelismetallide rühma kuuluvad keemilised elemendid siiski üksteisest. Nendevaheline erinevus seisab selles, et neil on isesugune erikaal, sulamis- ja keemis-

Tabel 5

Omadused	Liitium (Li)	Naatrium (Na)	Kaalium (K)	Rubiidium (Rb)	Tseesium (Cs)
Aatomkaal	6,940	22,991	39,100	85,48	132,91
Erikaal	0,53	0,97	0,86	1,53	1,90
Sulamistemperatuur (C°)	186	97,5	62,3	38,5	28,5
Keemistemperatuur (C°)	1370	880	760	700	670
Valents	1	1	1	1	1
Oksüüdid	Li_2O	Na_2O	K_2O	Rb_2O	Cs_2O
Oksüdeeruvus	> kasvab →				
Keemiline aktiivsus (reageerimine veega)	rahulikult	energiliselt	üsna energiliselt	tormiliselt	väga tormiliselt isesüttimisega
Leelised	LiOH	NaOH	KOH	RbOH	CsOH
Leeliseste omaduste tugevus	> kasvab →				
Annavad põleti leegile järgmise värvuse	vaarikpunase	kollase	lilla	punakaslilla	sinise

temperatuur, elektrijuhtivus ja keemiline aktiivsus ühtede või teiste ainetega reageerimisel.

Leelismetallide ja nende ühendite omadused muutuvad seaduspäraselt aatomkaalu suurenemisega.

Tabelist 5 selgub, et leelismetallide aatomkaalu suurenemisega suureneb nende erikaal ning väheneb järk-järgult sulamis- ja keemistemperatuur. Ühtlasi suureneb ka nende keemiline aktiivsus ja oksüdeeruvus. Sama seaduspärasus avaldub ka leelismetallide ühendite omadustes; nii suurenevad hüdroksüüdide leelisesed omadused liitiumist kuni tseesiumini.

Nimetatud ühiste omaduste põhjal ühendatakse keemilised elemendid liitium, naatrium, kaalium, rubiidium, tseesium ja frantsium loomulikuks keemiliste elementide rühmaks — leelismetallide rühmaks.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetada naatriumi ja kaaliumi iseloomulikud füüsikalised omadused ja mille poolest nad erinevad teineteisest.
2. Nimetada naatriumi ja kaaliumi iseloomulikud keemilised omadused ning mille poolest nad erinevad teineteisest.
3. Mispärast nimetatakse naatriumi ja kaaliumi leelismetallideks? Millistest omadustest on see nimetus tingitud?
4. Kirjutada võrrand reaktsioonile, mille järgi naatrium reageerib fosforhappega. Mis ühist on naatriumi reageerimisel veega ja hapetega? Seletada seda reaktsiooni võrrandite abil.
5. Kuidas saadakse naatriumi ja kaaliumi vabas olekus?
6. Missugused ained tekivad metallilise naatriumi ja kaaliumi pinnal, kui neid hoida lahtiselt õhu käes?
7. Nimetada naatriumhüdroksüüdi ja kaaliumhüdroksüüdi iseloomulikud omadused.
8. Mispärast tuleb naatriumi ja kaaliumi hoida hermeetiliselt suletavates nõudes?
9. Nimetada naatriumhüdroksüüdi ja kaaliumhüdroksüüdi teile teada olevad saamisviisid.
10. Milleks kasutatakse tööstuses naatriumhüdroksüüdi ja kaaliumhüdroksüüdi?
11. Missugused naatriumi ja kaaliumi ühendid leiduvad looduses? Nimetada nende otsene praktiline kasutamine.
12. Kirjutada võrrandid reaktsioonide kohta, millede järgi naatriumhüdroksüüd reageerib a) väävelhappega, b) süsihappegaasiga, c) fosforhappe anhüdriidiga, d) vasevitrioliga.
13. Missuguseid hapnikuühendeid annavad naatrium ja kaalium?
14. Milleks kasutatakse metallilist naatriumi?
15. Mis toimub katseklaasis petrooleumikihi all oleva tseesiumitükiga, kui seda katseklaasi hoida kauemat aega käes?
16. Kasutades tabelit (lk. 66), kirjeldada leelismetallide rühma kuuluva keemilise elemendi frantsiumi (Fr) (aatomkaal 223) omadusi. Kas see metall tavalisel temperatuuril on tahkes või vedelas olekus? Kas frantsium ujub veepinnal? Missugune on tema keemiline aktiivsus?
17. 50 g veele lisati 2,3 g naatriumi. Mitu grammi naatriumhüdroksüüdi tekkis?
18. Mitu grammi naatriumhüdroksüüdi tekib 212 g naatriumkarbonaadi reageerimisel kaltsiumoksüüdiga?
19. Koostada naatriumühendite geneetilise seose skeemi (joonis 13) põhjal vastavate reaktsioonide võrrandid, nimetada nende kulgemise tingimusi ja tekkivate ainete omadusi.
20. Leheküljel 59 toodud naatriumi ja tema ühendite geneetilise skeemi põhjal koostada samasugune skeem kaaliumi ja tema ühendite kohta.

IV peatükk.

HALOGEENIDE RÜHM.

Sissejuhatus.

Eelmises peatükis tutvusime leelismetallide rühmaga, milledel avalduvad metallide tüüpilised omadused. Käesolevas peatükis käsitleme keemiliste elementide teist loomulikku rühma — halogeenide rühma, milledel on tüüpilised mittemetallide omadused.

Halogeenide rühma kuuluvad keemilised elemendid fluor (F), kloor (Cl), broom (Br) ja jood (J). Need keemilised elemendid kannavad halogeenide, s. t. *soolatekitajate* nimetust. See nimetus on tingitud nende omadusest ühineda vahetult metallidega ja anda soolasid. Kõik neli keemilist elementi on tüüpilised mittemetallid ning neil on palju ühiseid ja sarnaseid omadusi.

Halogeenide rühma kuuluvate keemiliste elementide käsitlemist alustame selle rühma kõige tähtsama esindaja klooriga.

§ 1. Kloor — *Chlorum*.

1. Kloor.

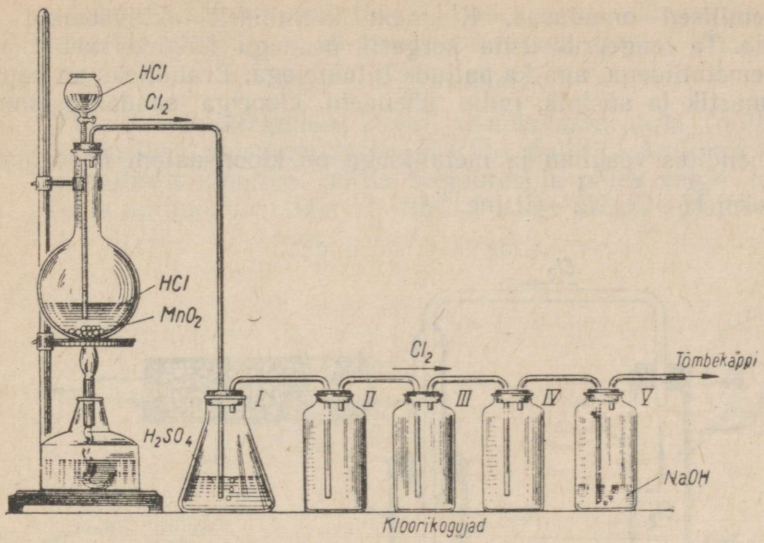
Keemiline sümbol Cl (loe: kloor); aatomkaal 35,457.

Kloori valmistas esmakordselt rootsi teadlane K. Scheele 1774. a. Kaua aega arvati, et kloor on liitaine. Alles 1810. a. tõestas H. Davy, et kloor on lihtaine.

Kloori saamine. Laboratooriumides saadakse kloori soolhappest mitmesuguste oksüdeerijate toimel, s. t. selliste ainete toimel, mis oma hapniku-aatomeid kergesti ära annavad. Viimased ühinevad soolhappe molekulides olevate vesiniku-aatomitega, vabastades seejuures kloori-aatomeid. Oksüdeerijana võib võtta kaaliumpermanganaati ($KMnO_4$), mangaandioksüüdi (MnO_2) või kaaliumdikromaati ($K_2Cr_2O_7$). Kloori saamise seadis on kujutatud joonisel 17.

Vaatleme kloori saamise reaktsiooni.

Kui valada mangaandioksüüdile soolhapet, siis juba harilikul temperatuuril algab kloori eraldumine, mis muutub intensiivsemaks soojendamisel. Mangaandioksüüdi ja kloorvesiniku vahel toi-



Joonis 17. Kloori saamine laboratooriumis.

mub asendusreaktsioon (mangaani- ja vesiniku-aatomid asendavad teineteist). Alguses tekib mangaan(IV)kloriid:

$$MnO_2 + 4HCl = MnCl_4 + 2H_2O$$

Edasisel soojendamisel mangaan(IV)kloriid laguneb:

$$MnCl_4 = MnCl_2 + Cl_2 \uparrow$$

Reaktsiooni võrrandist nähtub, et võetud mangaandioksüüdist tekivad lõpptulemusena mangaan(II)kloriid ja kloor.

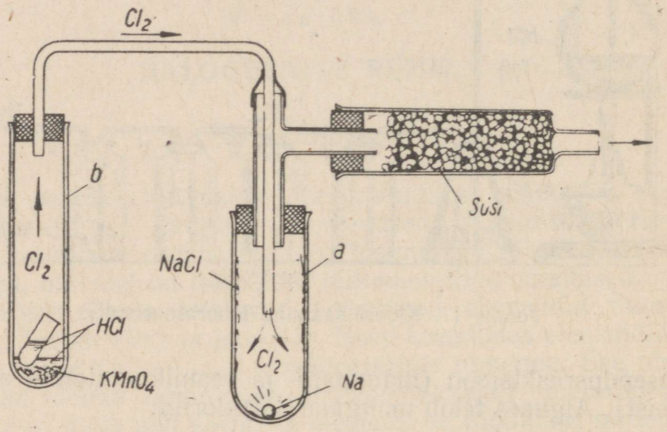
Füüsikalised omadused. Kloor on mittemetalliline keemiline element. Tavalisel temperatuuril on ta kollakasroheline, terava lõhnaga gaas. Gaasilise kloori molekul koosneb kahest kloori-aatomist: Cl_2. Tema nimetus on tuletatud kreekakeelsest sõnast *chloros,* mis tähendab *roheline.* Kloor on mürgine gaas. Juba vähesel määral kloori sisaldava õhu sissehingamine põhjustab tugevat kõri, nina ja hingamisteede limanahkade ärritust, tekitab valu kopsudes, köha, nohu ja isegi veresülitamist. Kloor põhjustab suurtes kogustes sissehingamisel surma. Seepärast peab klooriga katsetades olema ettevaatlik. K õ i k k a t s e d k l o o r i g a t u l e b t e m a m ü r g i s u s e t õ t t u t e o s t a d a t õ m b e k a p i s. Viimase puudumisel tuleb kloori valmistada ainult väikestes kogustes.

Kloor on umbes 2,5 korda õhust raskem. Üks liiter kloori kaalub temperatuuril 0° 3,21 g. Vedelaks muutub kloor 3,7 at rõhul. Vedelat kloori hoitakse teraspudelites.

Kloor lahustub üsna hästi vees: üks ruumala vett lahustab temperatuuril 20° 2,3 ruumala kloori. Kloori vesilahust nimetatakse k l o o r v e e k s.

Keemilised omadused. Kloor on keemiliselt aktiivsemaid elemente. Ta reageerib üsna kergesti peaaegu kõikide metallide ja mittemetallidega, aga ka paljude liitainetega. Eranditeks on hapnik, lämmastik ja süsinik, mille ühendeid klooriga saadakse kaudsel teel.

Ühendites vesiniku ja metallidega on kloori-aatom ühevalentne, näiteks: $\overset{I}{H}—\overset{I}{Cl}$, $\overset{I}{Na}—\overset{I}{Cl}$ jne.



Joonis 18. Naatriumi põlemine klooris.

Kloori omadustega tutvumiseks teostame mõned katsed, mis tuleb eranditult tõmbekapis läbi viia.

K a t s e 1. Puhastame tükikese metallilist naatriumi hoolikalt filterpaberiga petrooleumist ja paigutame joonisel 18 kujutatud katseklaasi *a* ning juhime sinna katseklaasis *b* tekitatud kloori. Kui seejärel katseklaasi *a* nõrgalt soojendada, süttib naatrium põlema ja põleb heleda leegiga. Katseklaasi *a* seinale sadestub reaktsioonil tekkinud valge aine, mis on naatriumkloriid:

$$2Na + Cl_2 = 2NaCl$$

Metallide ja teiste ainete ühinemisreaktsioonil klooriga eraldub alati soojust. Sellised reaktsioonid on keemilisest seisukohast täiesti analoogilised reaktsioonidele, mis toimuvad «põlemisel», s. t. mitmesuguste ainete keemilisel ühinemisel hapnikuga. Järelikult tuleb meil laiendada «põlemise» mõistet. Selle põhjal võime öelda, et põlemiseks tuleb nimetada i s e s u g u s t e a i n e t e v a h e l t o i m u v a t i g a r e a k t s i o o n i, m i l l e p u h u l e r a l d u b s o o j u s t j a v a l g u s t.

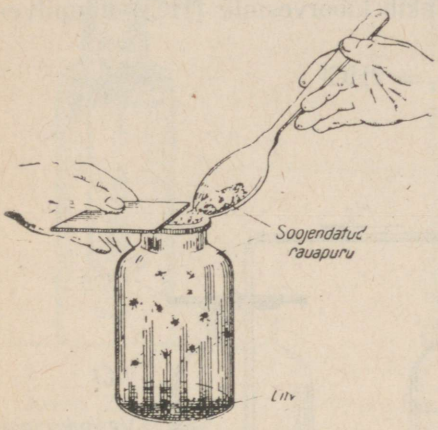
K a t s e 2. Kloori sisaldavasse purki (mille põhjas on liiv) puistame eelnevalt soojendatud rauapuru ja kohe näeme, et

rauapuru põleb pimestavate sädemetena, kusjuures tekib raud(III)kloriid, mis on pruuni värvusega (joonis 19):

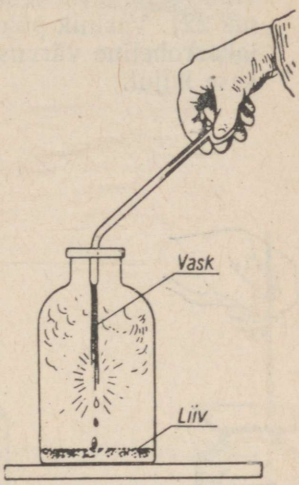
$$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$$

K a t s e 3. Järgmisse kloori sisaldavasse purki (mille põhjas on liiv) puistame antimoni (Sb) pulbrit. Antimon ühineb energiliselt klooriga, süttib seejuures ja põleb valge leegiga. Tekib antimonpentakloriid ($SbCl_5$) valge suitsu kujul:

$$2Sb + 5Cl_2 = 2SbCl_5$$



Joonis 19. Rauapulbri põlemine klooris.



Joonis 20. Vase põlemine klooris.

K a t s e 4. Kloori sisaldavasse purki (mille põhjas on liiv) asetame eelnevalt puhastatud ja hõõgkuumuseni soojendatud vasktraadikimbu, mis on valmistatud elektrijuhtmest (joonis 20). Kohe võib märgata kloori energilist reageerimist vasega ning pruuni suitsutaolise aine — vask(II)kloriidi tekkimist:

$$Cu + Cl_2 = CuCl_2$$

K a t s e 5. Järgmisse kloori sisaldavasse purki (joonis 21) viime lusikakesega veidi punast fosforit, mis seejuures ise süttib ja põleb nõrga leegiga, moodustades fosfortrikloriidi (PCl_3):

$$2P + 3Cl_2 = 2PCl_3$$

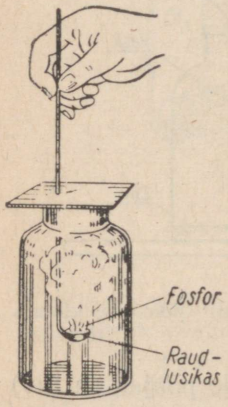
Eriti kergesti ühineb kloor vesinikuga. Näiteks kui segada võrdsed ruumalad kloori ja vesinikku ning segu süüdata, siis ühinevad mõlemad gaasid silmapilkselt tugeva plahvatusega, mis meenutab paukgaasi plahvatust. Järelikult on selline kloori ja vesiniku segu plahvatusohtlik ja selle valmistamisest tuleb hoiduda.

Vesiniku ja kloori võrdsete ruumalade segu plahvatab ka ereda päikese- või kunstvalguse käes (magneesiumivalgus, tugev elektrivalgus). Hajutatud valguses ja tavalisel temperatuuril ühineb kloor vesinikuga väga aeglaselt, pimedas jääb aga mõlemate gaaside segu muutuseta.

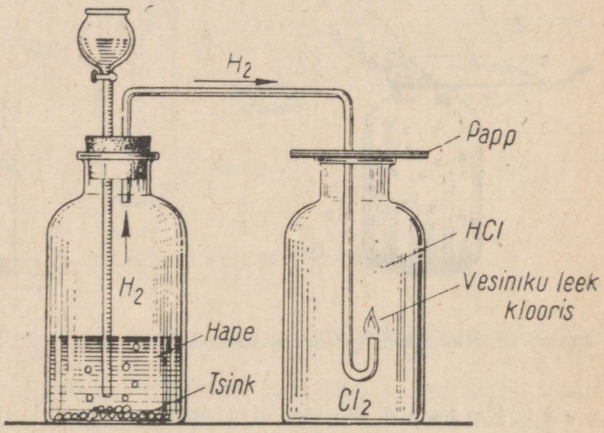
Selleks et näidata vesiniku põlemist klooris, korraldame järgmise katse.

K a t s e 6. Võtame vesiniku saamise seadise, proovime vesiniku puhtust, süütame vesiniku gaasijuhtetoru otsas ja viime selle koos vesinikuleegiga kloori sisaldavasse purki (joonis 22). Vesinik põleb seal edasi valge leegiga ning kloori kollakasroheline värvus kaob. Tekib kloorvesinik (HCl) udupilvekese kujul:

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl$$



Joonis 21. Fosfori põlemine klooris.



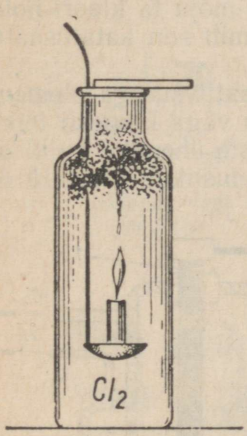
Joonis 22. Vesiniku põlemine klooris

Kloor reageerib mitte ainult vaba vesinikuga, vaid ühineb ka mitmesuguste ühendite molekulide koostisse kuuluvate vesiniku-aatomitega. Et selles veenduda, korraldame järgmised katsed.

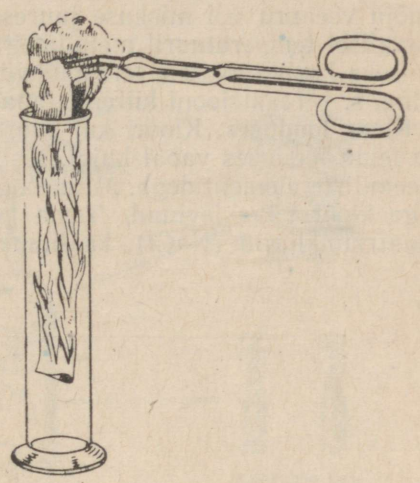
K a t s e 7. Süütame parafiinküünla (parafiin koosneb süsinikust ja vesinikust) ning asetame ta kloori sisaldavasse purki. Selgub, et küünal põleb klooris edasi tuhmi punaka leegiga, kusjuures küünla põlemisel eraldub rohkesti tahma. Tahma eraldumine on tingitud asjaolust, et küünla põlemisel klooris ühinevad viimase aatomitega ainult parafiini koostisse kuuluvad vesiniku-aatomid, kuna parafiinis olevad süsiniku-aatomid kloori-aatomitega ei ühine ning eralduvad tahma kujul (joonis 23).

K a t s e 8. Kui viia kloori sisaldavasse purki tärpentiniga niisutatud filterpaberitükike (joonis 24), siis süttib tärpentin varsti iseenesest ja põleb punaka leegiga, andes seejuures tugevasti tahma. Mispärast? Reaktsiooni võrrand:

$$C_{10}H_{16} + 8Cl_2 = 10C + 16HCl$$



Joonis 23. Küünla põlemine klooris.



Joonis 24. Tärpentini põlemine klooris.

Kloor on võimeline isegi sellisest püsivast ühendist nagu vesi hapniku-aatomeid välja tõrjuma. Seejuures vabanevad vesiniku-aatomid ühinevad kloori-aatomitega uueks ühendiks — kloorvesinikuks.

K a t s e 9. Täidame kolvi kloorveega ning asetame ta, nagu on kujutatud joonisel 25, veega täidetud klaasi. Seejärel asetame kloorveega kolvi ereda päikesevalguse kätte. Mõne aja pärast võime tähele panna, et kloorvee kollane värvus on kadunud ning et kolbi on kogunenud teatav kogus hapnikku, lahus aga on muutunud soolhappeks, s. t. kloorvesiniku vesilahuseks. Reaktsiooni võrrand:

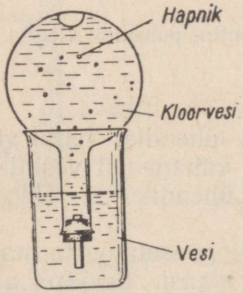
$$Cl_2 + H_2O = 2HCl + O$$

Kirjeldatud katsest selgub, et kloorvesi on tugeva oksüdeeriva toimega, m i s p ä r a s t k l o o r v e s i v õ i m ä r g k l o o r v a l a s t a b v ä r v a i n e i d. Kui võtta ribake värvitud riiet, niisutada seda veega ja asetada kloori sisaldavasse purki, siis kaotab riie neil kohtadel, kus ta niiske on, kiiresti värvuse; ta valastub. Kuiv riie ei valastu kuivas klooris. Värvuse valastumine niiskes klooris on tingitud sellest, et kloori toimel vee molekulist vabanenud hap-

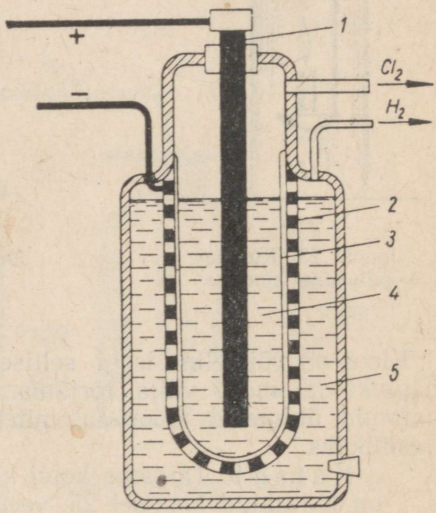
nik on tekkimise momendil *(«in statu nascendi»)* atomaarne, s. t. ta esineb vabade hapniku-aatomitena, milledel on palju suurem oksüdeeriv toime kui õhus olevatel molekulideks liitunud hapniku-aatomitel. Need kloorvees olevad vabad hapniku-aatomid reageerivad värvainega, teda oksüdeerides, mille tagajärjel värvaine kaotab oma värvuse, s. t. valastub.

Huvitav on märkida, et kloori reageerimisele avaldab määratut mõju veeauru või niiskuse juuresolu. Päris kuiv kloor ei reageeri tavalisel temperatuuril metallidega, näiteks ei mõju ta kloori hoidmiseks kasutatavatele teraspudelitele. Vesi toimib siin katalüsaatorina, s. t. reaktsiooni kiirendajana.

Kloor looduses. Kloori kui suure keemilise aktiivsusega elementi ei leidu looduses vabal kujul, sest ta reageerib väga kergesti teiste keemiliste elementidega. Mitmesuguste keemiliste ühendite kujul on aga kloor väga levinud. Tema peamised looduslikud ühendid on naatriumkloriid (NaCl), kaaliumkloriid (KCl) jt.



Joonis 25. Kloori toime veesse.



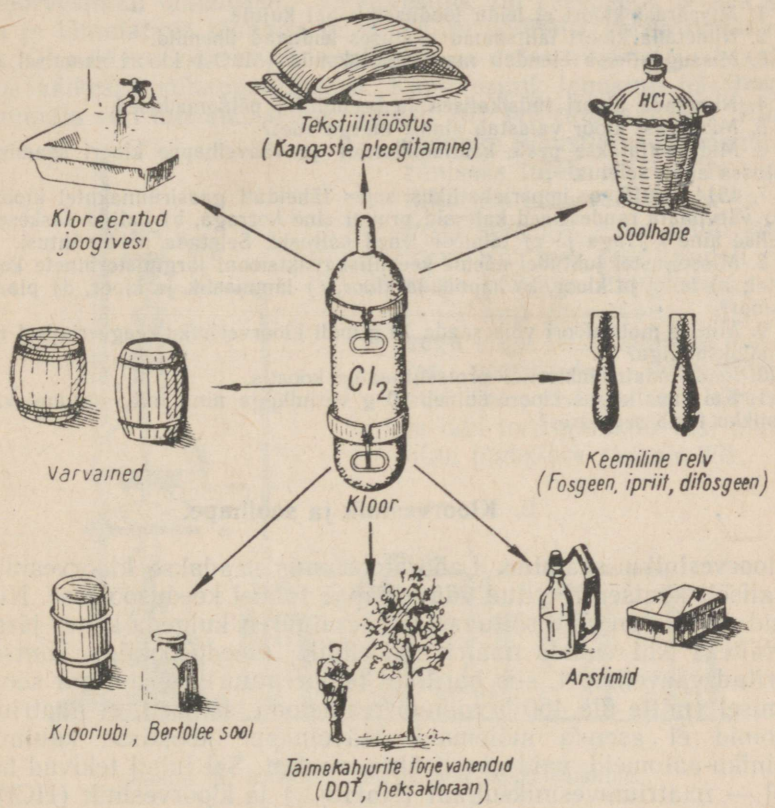
Joonis 26. Kloori tööstuslik saamine. 1 — anood; 2 — katood; 3 — urbne vahesein; 4 — naatriumkloriidi (NaCl) lahus; 5 — naatriumhüdroksüüdi (NaOH) lahus.

Kloori saamine tööstuses ja kasutamine. Tööstuses saadakse kloori mitte soolhappest, vaid odavamast ainest — keedusoolast. Kange keedusoola vesilahuse elektrolüüsimisel anoodil eraldub kloor, kuna katoodil tekib naatriumhüdroksüüdi lahus ja eraldub vesinik (joonis 26):

$$2NaCl + 2H_2O = 2NaOH + H_2 \uparrow + Cl_2 \uparrow$$

Peale selle tuntakse veel rida teisi kloori saamisviise.

Kloori kasutatakse mitmesugustes tööstusharudes (joonis 27). Eriti tähtsat osa etendab kloor värvainete ja arstirohtude valmistamisel. Rohkesti tarvitatakse kloori paberivabrikutes paberimassi ja tekstiilitööstuses kangaste pleegitamiseks. Kloori kasutatakse joogivee desinfitseerimiseks, sest ta surmab haigusi tekitavaid mikroobe. Teda rakendatakse ka põllumajanduses taimekahjurite tõrjevahendina.



Joonis 27. Kloori kasutamine.

Esimeses maailmasõjas võtsid saksa imperialistid vastase elavjõu kiireks ja massiliseks hävitamiseks tarvitusele uue relva — lämmatava gaasi — kloori.

Kloor aga ei osutunud selliseks kohutavaks relvaks, nagu ta esialgu näis. Kloori omadused olid hästi tuntud ja tema vastu leiti kiiresti kaitse. Vene teadlane akadeemik Zelinski leiutas esimesena gaasitorbiku ja sõjavägi varustati sellega.

Kloor ei olnud nüüd enam kohutavaks inimeste hävitamise ja vigastamise relvaks, selle asemel aga ilmusid tegevusse veelgi hirmsamad ja tugevamini mõjuvad mürkained, nagu fosgeen, ipriit jt. Enamiku keemiliste relvade koostisse kuulub kloor.

Kordamisküsimusi.

1. Mispärast kloori ei leidu looduses vabal kujul?
2. Nimetada kloori tähtsamad looduses leiduvad ühendid.
3. Missugust osa etendab mangaandioksüüd (MnO_2) kloori saamisel soolhappest?
4. Nimetada kloori füüsikalised ja keemilised põhiomadused.
5. Mispärast kloor valastab ainult märga riiet?
6. Mida vajatakse peale kaaliumkloriidi ja väävelhappe kloori saamiseks? Vastuses anda seletus.
7. 1914.—1918. a. imperialistlikus sõjas täheldati gaasirünnakutel klooriga, et a) värvimata raudesemed kattusid pruuni aine korraga, b) haljad vaskesemed rohelise aine korraga ja c) taimede lehed koltusid. Seletada neid nähtusi.
8. Missugustel juhtudel näeme keemilist reaktsiooni järgmiste ainete kokkupuutel: a) tsink ja kloor, b) hapnik ja kloor, c) lämmastik ja kloor, d) plaatina ja kloor?
9. Mitu g-moli kloori võib saada 10 g-moli kloorvesiniku reageerimisel mangaandioksüüdiga?
10. Leida naatriumkloriidi protsentuaalne koostis.
11. Kui suur kogus kloori ühineb 10 g vesinikuga ning mitu grammi kloorvesinikku tekib seejuures?

2. Kloorvesinik ja soolhape.

Kloorvesiniku saamine. Laboratooriumis saadakse kloorvesinikku tavaliselt kontsentreeritud väävelhappe toimel keedusoolasse. Nimetatud reaktsioon võib sõltuvalt temperatuurist kulgeda kahes järgus. Näiteks kui valada naatriumkloriidile (keedusoolale) kontsentreeritud väävelhapet, siis harilikul temperatuuril või nõrgal soojendamisel (mitte üle 450°) toimub reaktsioon selliselt, et naatriumiaatomid ei asenda mõlemaid väävelhappe koostisse kuuluvaid vesiniku-aatomeid, vaid ainult ühte nendest. Sel juhul tekivad hapu sool — naatriumvesiniksulfaat ($NaHSO_4$) ja kloorvesinik (HCl):

$$NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HCl \uparrow$$

Järgneval tugeval soojendamisel (temperatuuril 700°) reageerib tekkinud hapu sool — naatriumvesiniksulfaat veel ühe naatriumkloriidi molekuliga, mille tulemusena tekivad nüüd juba neutraalne sool — naatriumsulfaat (Na_2SO_4) ja kloorvesinik (HCl):

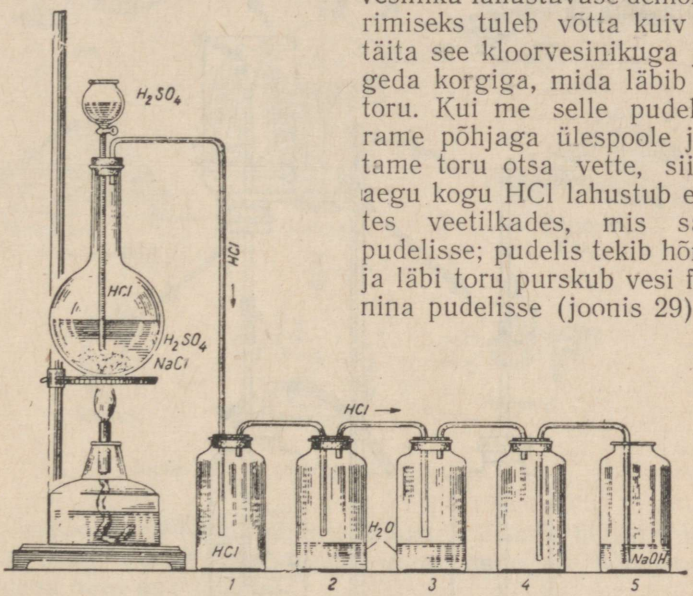
$$NaCl + NaHSO_4 = Na_2SO_4 + HCl \uparrow$$

Seega tekib kloorvesinik, kui protsessi teostada küllalt kõrgel temperatuuril, järgmise summaarse reaktsioonivõrrandi kohaselt, mida leiame eespool toodud kahe reaktsioonivõrrandi liitmisel:

$$NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HCl$$
$$NaCl + NaHSO_4 = Na_2SO_4 + HCl$$
$$2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl\uparrow$$

Et kloorvesinik on gaas, siis eraldub ta soojendamisel reaktsiooni keskkonnast (kolvist) ning teda on võimalik koguda näiteks purkidesse (joonis 28).

Kloorvesiniku omadused. Kloorvesinik on värvuseta, terava söövbiva ja lämmatava lõhnaga gaas. Ta on poolteist korda õhust raskem. Õhu käes kloorvesinik «suitseb», neelates niiskust ja moodustades väikesi soolhappetilgakesi. Kloorvesinik lahustub hästi vees: 1 ruumala vett lahustab temperatuuril 20° 442 ruumala HCl. Kloorvesiniku lahustuvuse demonstreerimiseks tuleb võtta kuiv pudel, täita see kloorvesinikuga ja sulgeda korgiga, mida läbib klaastoru. Kui me selle pudeli pöörame põhjaga ülespoole ja asetame toru otsa vette, siis peaaegu kogu HCl lahustub esimestes veetilkades, mis satuvad pudelisse; pudelis tekib hõrendus ja läbi toru purskub vesi fontaanina pudelisse (joonis 29).



Joonis 28. Kloorvesiniku ja soolhappe saamine.

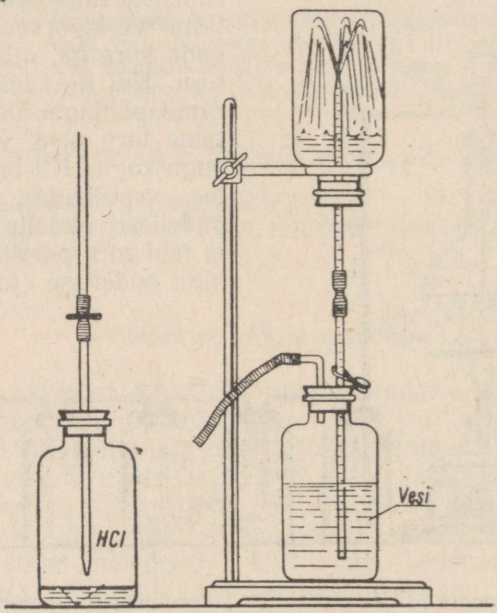
Soolhappe omadused. Kui saadud kloorvesinikulahusesse tilgutada mõni tilk sinise lakmuse lahust, siis selle värvus muutub punaseks, järelikult me oleme saanud happe. Kloorvesinikulahust vees nimetatakse kloorvesinikhappeks ehk **soolhappeks.** Müügil olev kontsentreeritud soolhape sisaldab ligi 37% lahustatud HCl ja tema erikaal on 1,19. Selline hape «suitseb» õhus kloorvesiniku eraldumise tõttu ja teda nimetatakse seetõttu suitsevaks soolhappeks.

Puhas soolhape on värvuseta, terava lõhnaga vedelik (eralduva HCl tõttu). Tehniline soolhape on lisandite tõttu värvunud kollaseks (raua soolad).

Soolhape on keemiliselt aktiivne hape. Ta reageerib kergesti paljude metallide, oksüüdide, hüdroksüüdide ja sooladega, moodustades soolasid, mida nimetatakse k l o r i i d i d e k s:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2 \uparrow$$
$$CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O$$
$$Zn(OH)_2 + 2HCl = ZnCl_2 + 2H_2O$$
$$K_2CO_3 + 2HCl = 2KCl + H_2O + CO_2 \uparrow$$

Enamik metalle lahustub soolhappes hästi, moodustades soola ja asendades happe koostisse kuuluvaid vesiniku-aatomeid. Erandi moodustab seatina, mis lahustub soolhappes ainult pinnalt, sest seejuures tekkiv seatinakloriid ($PbCl_2$) katab pinna ja kaitseb teda edasise lahustumise eest. Soolhappes ei lahustu veel vask, elavhõbe, plaatina ja kuld.



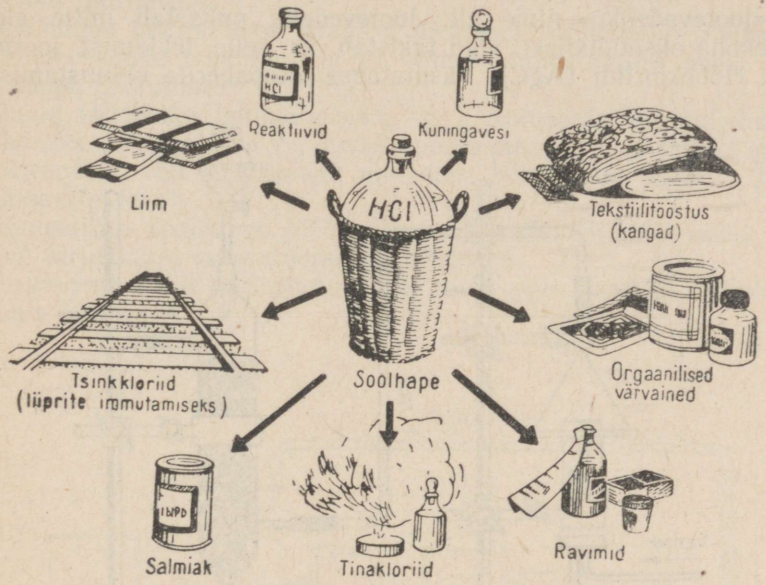
Joonis 29. Kloorvesiniku lahustumine vees.

Soolhappe kasutamine. Soolhapet kasutatakse (joonis 30) laialdaselt tööstuses ja laboratooriumides, peamiselt metallide kloorisoolade valmistamiseks, väikeste kloorikoguste saamiseks ning värvainete, arstimite ja liimi valmistamisel, metallide puhastamisel, jootmisel jne.

Soolhape on suure füsioloogilise tähtsusega inimese ja loomade seedimisprotsessis. Inimese maomahl sisaldab teda umbes 0,5%. Haigetele, kes kannatavad maomahla vähese happesuse all, soovitavad arstid tarvitada tugevasti lahjendatud soolhapet.

Soolhappe soolad. Soolhappe soolasid ehk k l o r i i d e võib saada kas metalli otsesel ühinemisel klooriga või soolhappe vesinikuaatomi asendamisel metalliga. Viimast saab teostada soolhappe toimel kas metallidesse, nende oksüüdidesse või hüdroksüüdidesse.

Enamik soolhappe soolasid lahustub vees. Lahustumatud on hõbekloriid (AgCl) ja vask(I)kloriid (CuCl); raskesti lahustuv on seatinakloriid ($PbCl_2$) (vt. lisa 2).



Joonis 30. Soolhappe kasutamine.

Kui soolhappele või tema soolade lahustele lisada hõbenitraadilahust, siis tekib v a l g e kohupiimataoline sade — hõbekloriid, mis ei lahustu vees ega hapetes:

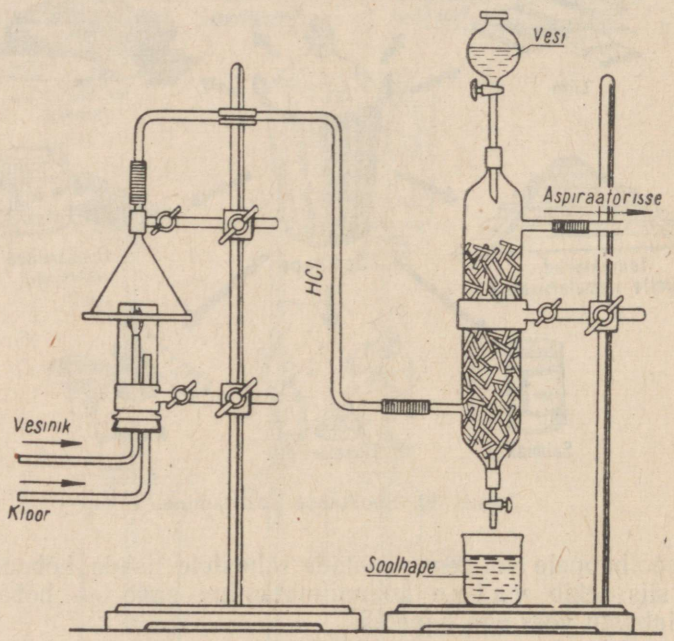
a) $HCl + AgNO_3 = \underset{\text{valge sade}}{AgCl\downarrow} + HNO_3$

b) $NaCl + AgNO_3 = \underset{\text{valge sade}}{AgCl\downarrow} + NaNO_3$

Lämmastikhappes lahustumatu hõbekloriidi sademe tekkimine on soolhappe ja ta soolade iseloomustavaks tunnuseks. Selle tõttu kasutatakse hõbenitraati ($AgNO_3$) s o o l h a p p e j a t e m a s o o l a d e r e a k t i i v i n a.

Soolhappe soolade tähtsus. Soolhappe soolasid kasutatakse laialdaselt. Nimetame järgmisi kasutusalasid. Naatriumkloriid on paljude keemiliste ainete tootmise tooraineks (vt. joonist 15). Kaaliumkloriid on tähtsamaid väetusaineid. Kaltsiumkloriidi kasutatakse vett neelava ainena [veevaba $CaCl_2$ ja kahe vee molekuliga

kaltsiumkloriid ($CaCl_2 \cdot 2H_2O$) neelavad vett ja muutuvad $CaCl_2 \cdot 6H_2O$]. Baariumkloriidi ($BaCl_2$) kasutatakse võitluses taimekahjuritega, peamiselt parasiitide hävitamiseks suhkrupeedipõldudel; ta on mürgine. Elavhõbe(II)kloriid — $HgCl_2$ (sublimaat) — on väga mürgine, teda kasutatakse desinfitseeriva ainena. Elavhõbe(I)kloriid (Hg_2Cl_2) on väikestes annustes kasutusel arstirohuna (lahtistina). Tsinkkloriidi ($ZnCl_2$) tarvitatakse raudteeliiprite immutamiseks (kaitseb mädanemise eest) ja metallide jootmisel «jootevedeliku» nime all. Jootevedelik puhastab mitte ainult jootekoha oksüüdikilest, vaid takistab ka selle tekkimist jootmise ajal. Hõbekloriidi (AgCl) kasutatakse fotopaberite valmistamisel.



Joonis 31. Soolhappe saamine laboratooriumis.

Soolhappe sünteetiline saamine. Kaua aega saadi tööstuses soolhapet ainult naatriumkloriidi reageerimisel väävelhappega, käesoleval ajal toodetakse soolhapet peamiselt sünteetiliselt.

Enne sünteetilise soolhappe tööstusliku saamisviisiga tutvumist käsitleme tema saamist joonisel 31 kujutatud seadise abil.

Kippi aparaadist tulev vesinik juhitakse toru kaudu silindrisse, samasse juhitakse ka joonisel 17 kujutatud kloori valmistamise seadme kolvist I väljavoolav kloor. Katset alustatakse vesiniku süütamisega toru suudmes, mille järel juhitakse kloor silindrisse. Vesiniku ja kloori põleva segu leek kaetakse lehtriga ja lülitatakse

sisse veejugapump, mis imeb tekkinud kloorvesiniku läbi neelamistoru, kuhu samaaegselt lehtrist tilgub vesi. Vee ja gaasi kokkupuutepinna suurendamiseks täidetakse neelamistoru klaaslõigetega või klaastoru tükkidega. Kui neelamistorusse on kogunenud teatud kogus vedelikku, võetakse sellest proov ning tõestatakse viimases lakmuse või hõbenitraadi vesilahuse abil soolhappe (HCl) olemasolu.

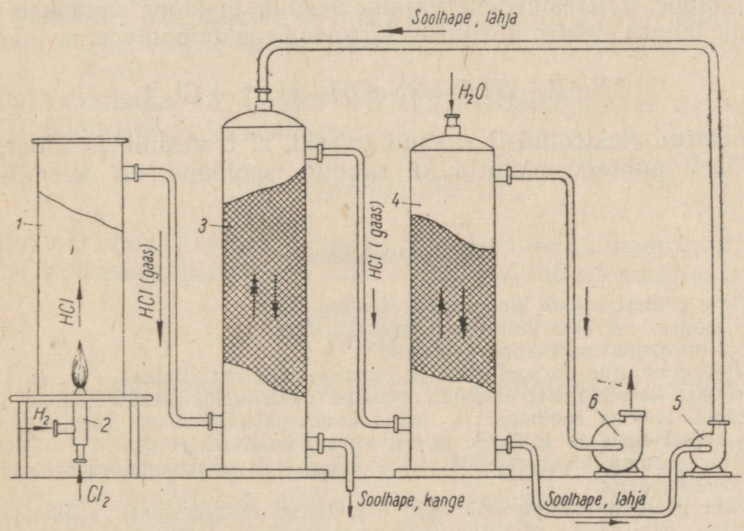
Katse lõpetamiseks katkestatakse esmalt kloori ja seejärel ka vesiniku juurdevool.

Soolhappe laboratoorse saamise protsessi põhistaadiumideks on 1) kloorvesiniku tekkimine ja 2) viimase lahustumine vees, s. t. soolhappe tekkimine.

Gaasi täielikuks lahustumiseks, s. t. kontsentreerituma lahuse saamiseks rakendatakse vastuvoolu-põhimõte, juhtides selleks gaasi alt ülespoole, vett aga ülevalt allapoole. Niisuguses seadises tekib soolhapet pidevalt.

Sünteetilise soolhappe tööstuslik saamisviis põhimõtteliselt sarnaneb kirjeldatud laboratoorse menetlusega.

Järgnevalt käsitleme sünteetilise soolhappe saamist tööstuses (joonis 32).



Joonis 32. Soolhappe saamine tööstuses.

Vesiniku põletamiseks klooriatmosfääris kasutatav ahi *1* kujutab endast püstsilindrit (kõrgusega kuni 6 m), mis on valmistatud roostekindlast terasest või kvartsist. Silindri alumises osas olev teraspõleti *2* on ehituselt sarnane laboratoorse katse puhul kasuta-

tud põletiga. Põleti välistorusse juhitakse vesinik, sisemisse aga kloor. Gaaside põlemisel ahjus tekib pikk leek.

Vesinik põleb klooriatmosfääris järgmise reaktsioonivõrrandi kohaselt:

$$H_2+Cl_2=2HCl$$

Tekkinud kloorvesinik suundub neeldumiskolonni *3*, mis seest on kaetud happekindla plastmassiga. Läbides neeldumiskolonni, jahtub kloorvesinik temperatuurini 200—250°, mis soodustab tema neeldumist.

Kolonn on täidetud keraamiliste rõngastega. Kloorvesinik juhitakse kolonni alt, kuna teisest neelamiskolonnist *4* tulev lahja soolhape voolab viimasele vastu (vastuvoolu-põhimõtte teostamine). Kloorvesiniku lahustumisel lahjas soolhappes tekkiv kontsentreeritud soolhape väljub kolonni alumisest osast.

Et kogu kloorvesinik ei neeldu kolonnis *3*, siis kasutatakse kloorvesiniku kadude vähendamiseks veel teist kolonni *4*, nn. lõpp-kolonni, milles olevatele keraamilistele rõngastele piserdatakse vesi. Esimeses kolonnis neeldumata jäänud kloorvesinik lahustub vees ning muutub lahjaks soolhappeks, mida pumba *5* abil juhitakse esimesse kolonni *3*.

Spetsiaalne pump *6* imeb gaasidesegu läbi seadme.

Soolhappe sünteesimiseks vajalik vesinik ja kloor saadakse keedusoola lahuse elektrolüüsimisel järgneva reaktsioonivõrrandi kohaselt:

$$2NaCl+2H_2O=2NaOH+H_2\uparrow+Cl_2\uparrow$$

Nimetatud elektrolüüsil saadud gaasid, s. t. vesinik ja kloor, on keemiliselt puhtad, mistõttu ka saadud soolhape on keemiliselt puhas.

Kordamisküsimusi.

1. Mille poolest erineb kloorvesinik soolhappest?
2. Missugune on kloorvesiniku lahustuvus vees?
3. Kas on olemas soolhappe anhüdriid?
4. Missugune aine on soolhappe ja tema soolade reaktiiviks?
5. Neljast katseklaasist sisaldab esimene naatriumhüdroksüüdilahust, teine väävelhapet, kolmas soolhapet ja neljas kaaliumkloriidilahust. Tõestada, missuguses katseklaasis on soolhape ja missuguses kaaliumkloriid.
6. Mitu grammi kloorvesinikku tekib 0,5 g-moli naatriumkloriidi reageerimisel väävelhappega?
7. Mitu grammi tsinkkloriidi tekib 5 g tsingi reageerimisel soolhappega?

3. Hapnikku sisaldavad klooriühendid.

Nagu teada, ei ühine kloor otseselt hapnikuga, mistõttu tema hapnikuühendeid saadakse kaudsel teel. Hapnikku sisaldavatest klooriühenditest käsitleme ainult neid happeid ja soolasid, milledel on suurem rahvamajanduslik tähtsus (tabel 6).

Happe nimetus	Happe valem	Struktuurvalem	Sool
Alakloorishape	$\overset{I}{HClO}$	$\overset{I}{H}-\overset{II}{O}-\overset{I}{Cl}$	KClO — kaaliumhüpoklorit
Kloorhape	$\overset{V}{HClO_3}$	$\overset{I}{H}-\overset{II}{O}-\overset{V}{Cl}\begin{matrix}\overset{II}{O}\\ \overset{II}{O}\end{matrix}$	$KClO_3$ — kaaliumkloraat
Perkloorhape	$\overset{VII}{HClO_4}$	$\overset{I}{H}-\overset{II}{O}-\overset{VII}{Cl}\begin{matrix}\overset{II}{O}\\ \overset{II}{O}\\ \overset{II}{O}\end{matrix}$	$KClO_4$ — kaaliumperkloraat

Need kõik on vähepüsivad ained, mis lagunevad kergesti hapnikku eraldades, mille tõttu evivad tugevaid oksüdeerivaid omadusi. Oksüdeerivad omadused väljenduvad tugevamini kloori madalama valentsiga ühendites, kloori kõrgema valentsiga ühendid on aga väiksema oksüdeeriva toimega ja seejuures ka eelmistest püsivamad. Kloori valents tema hapnikuühendites on muutuv ning võib olla 1, 3, 5 või 7.

Alakloorishape ja tema soolad. Kloori toimel veesse tekivad alakloorishape ja soolhape:

$$Cl_2+H_2O=HClO+HCl$$

Alakloorishape laguneb kergesti juba harilikul temperatuuril, eriti otsese päikesevalguse käes, mille puhul eraldub atomaarne hapnik:

$$HClO=HCl+O$$

Eralduv atomaarne hapnik toimibki pleegitavalt, nagu nägime eespool.

Alakloorishappe soolasid saadakse kloori toimel külmadesse leelislahustesse ja neid nimetatakse hüpoklorititeks.

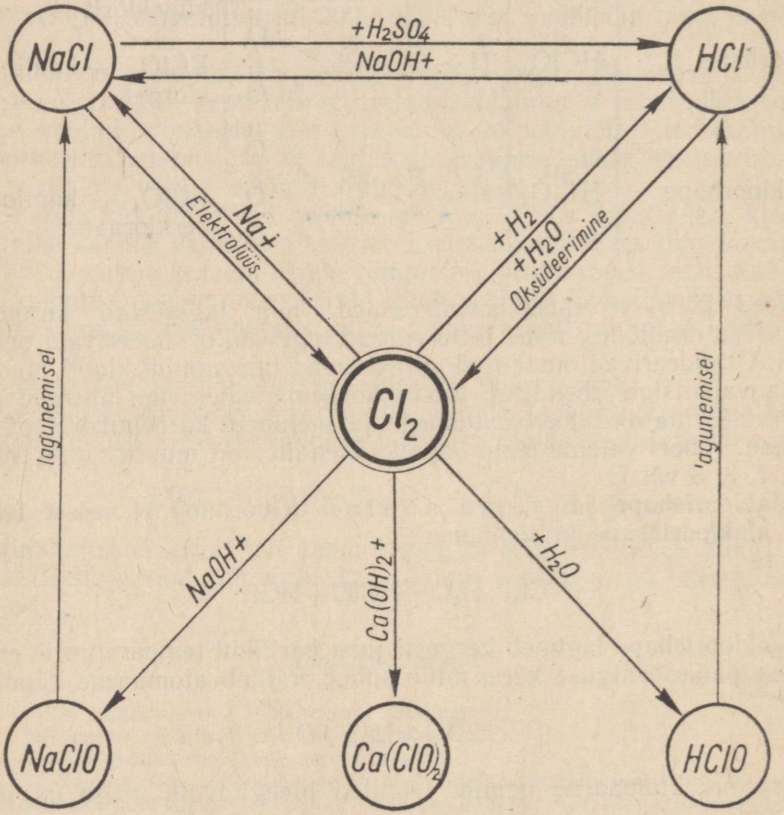
Tööstuses toodetakse hüpokloritest kaaliumhüpokloritit (KClO), naatriumhüpokloritit (NaClO) ja eriti suurtes kogustes kaltsiumhüpokloritit [$Ca(ClO)_2$]. Alakloorishappe soolad on ebapüsivad ja lagunevad kergesti hapniku-aatomi eraldamisega, nad on tugevad oksüdeerijad. Seetõttu kasutatakse neid tekstiili- ja paberitööstuses pleegitajatena.

Kaltsiumhüpokloritit kasutatakse ruumide, prügikastide ja käimlate desinfitseerimiseks, mürkärastajana (keemilise relvana kasutatavate mürkainete lagundajana) jne. Nimetatud otstarbeks on võimalik kaltsiumhüpokloritit kasutada selle tõttu, et ta ka nõrkade

hapete, näiteks süsihappe (H_2CO_3) toimel laguneb, kusjuures tekib vaba alakloorishape:

$$Ca(ClO)_2 + H_2CO_3 = CaCO_3 \downarrow + 2HClO$$

Alakloorishape eraldab edasi lagunedes vabu hapniku-aatomeid, mis toimivadki desinfitseerivalt ja keemilist relva lagundavalt.



Joonis 33. Kloori ja tema ühendite geneetilise seose skeem.

Praktiliselt kasutatakse kaltsiumhüpokloriti asemel odavamat ainet — kloorlupja. Kloorlubi on kaltsiumhüpokloritit ja kaltsiumkloriidi sisaldav aine.

Kloorhape ja tema soolad. Kloorhape ($HClO_3$) sooladest on tähtsaim kaaliumkloraat ($KClO_3$) ehk bertolee sool. Bertolee sool on tuleohtlik ja mürgine. Ta laguneb soojendamisel, eraldades seejuures hapnikku:

$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2 \uparrow$$

Nimetatud omaduse tõttu plahvatavad bertolee soola segud oksüdeeruvate ainetega (suhkur, väävel jt.) väga kergesti. Seepärast peab bertolee soola käsitsema suure ettevaatusega. Katsete tegemiseks tuleb teda võtta väikestes kogustes ja vastava ettevaatusega. Kaaliumkloraati (bertolee soola) kasutatakse tuletikutööstuses, mõnede lõhkeainete valmistamisel, arstiteaduses ja laboratooriumides.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetada kloori hapnikuühendeid.
2. Kuidas saadakse alakloorishapet?
3. Missuguste omadustega on alakloorishape ja tema soolad?
4. Missuguse praktilise tähtsusega on alakloorishappe soolad?
5. Missugused on bertolee soola omadused?
6. Mispärast bertolee sool orgaaniliste ainete juuresolekul plahvatab?
7. Kus kasutatakse bertolee soola?
8. Missugune on kloori kõigi hapnikuühendite ühine omadus?
9. Koostada antud klooriühendite geneetiline seose skeemi (joonis 33) põhjal võrrandid vastavate reaktsioonide kohta ning nimetada nende kulgemise tingimusi ja tekkivate ainete omadused.

§ 2. Broom — *Bromum.*

Keemiline sümbol Br (loe: broom), aatomkaal 79,916.

Broom avastati 1826. a. prantsuse keemiku A. Balardi poolt.

Füüsikalised omadused. Puhtal kujul on broom punakaspruuni värvusega raske vedelik. Tema erikaal on 3,12. Broom aurub kergesti ja keeb temperatuuril 59°; hoida tuleb teda jahedas ruumis ning hästisuletud nõudes. Harilikul temperatuuril eralduvad broomist punakaspruunid aurud. Broomi lõhn on terav ja ebameeldiv, meenutades kloori lõhna. Tema nimetus tuleneb kreekakeelsest sõnast *bromos,* mis tähendab *haisev.*

Broomi aurud ärritavad limanahka; ta on lämmatav ja väga mürgine. Vedel broom tekitab nahale raskeid põletushaavu. Broom lahustub hästi bensiinis, piirituses, eetris ja teistes vedelikes. Lahustudes vees annab ta b r o o m v e e.

Gaasilise broomi molekul koosneb kahest aatomist (Br_2). Broom on tüüpiline mittemetall.

Keemilised omadused. Keemiliste omaduste poolest sarnaneb broom klooriga. Kloorist erinevalt aga toimib ta vähem energiliselt. Broom ühineb peaaegu kõikide metallidega ja paljude mittemetallidega.

Metallidega ühineb broom otseselt ja moodustab soolasid, mispärast teda nimetatakse ka halogeeniks. Näiteks:

$$2Na + Br_2 = 2NaBr$$

Vesinikuga ühineb broom palju raskemini kui kloor (soojendamisel kuni temperatuurini 300°), kusjuures tekib broomvesinik:

$$H_2 + Br_2 = 2HBr$$

Broomi keemiline aktiivsus teiste elementide suhtes on väiksem kui klooril, mistõttu kloor tõrjub teda ühenditest välja:

$$2KBr + Cl_2 = 2KCl + Br_2 \uparrow$$

Broom aga ei suuda kloori selle ühenditest välja tõrjuda.

Ühendites vesiniku ja metallidega on broom ühevalentne, näiteks: $\overset{I}{H} - \overset{I}{Br}$; $\overset{I}{Na} - \overset{I}{Br}$.

Broom looduses ja tema saamine. Looduses broomi vabal kujul ei leidu. Ta esineb ainult keemilistes ühendites, näiteks naatriumbromiidi (NaBr), kaaliumbromiidi (KBr), magneesiumbromiidi ($MgBr_2$) jt. kujul.

Laboratooriumis ja tööstuses saadakse broomi peamiselt järgmise asendamisreaktsiooni abil:

$$MgBr_2 + Cl_2 = MgCl_2 + Br_2 \uparrow$$

Kloor kui aktiivsem halogeen tõrjub broomi ühenditest välja.

Tsaari-Venemaal broomi ei toodetud. NSV Liidus saadakse broomi nüüd looduslikest broomiühendeist, mida leidub Krimmi järvede vees, Solikamski soolalademetes ja naftapuuraukudest koos naftaga väljavoolavas vees.

Broomi ühendid. Kontsentreeritud väävelhappe toimel naatriumbromiidisse (NaBr) saadakse broomvesinik (analoogiliselt kloorvesiniku saamisele):

$$2NaBr + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HBr \uparrow$$

Broomvesinik on värvuseta, terava lõhnaga gaas. Ta lahustub vees kergesti (1 ruumala vett lahustab temperatuuril 10° 580 ruumala HBr) ja annab tugeva broomvesinikhappe, mis sarnaneb soolhappega.

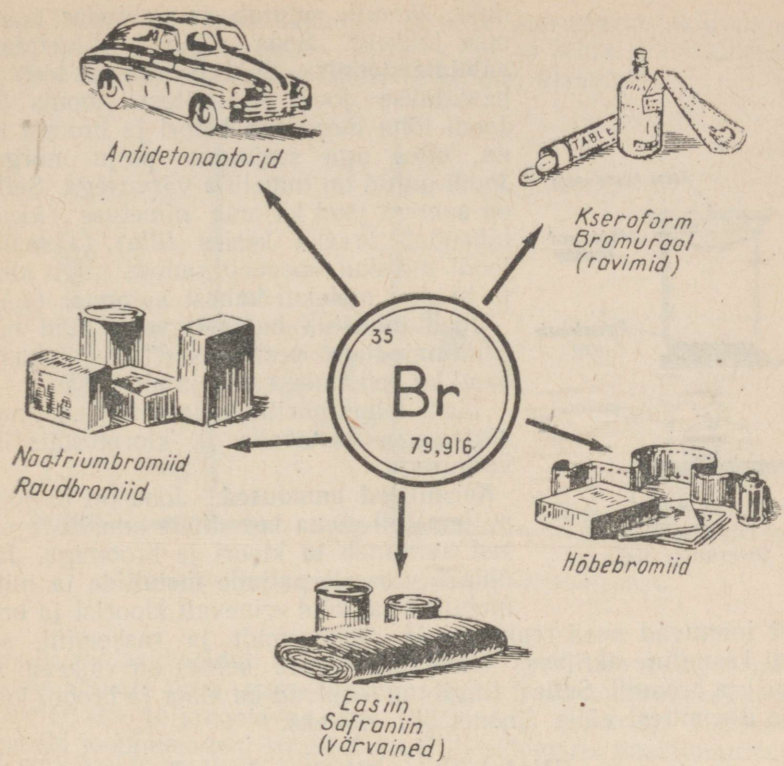
Broomvesinikhappe soolasid nimetatakse bromiididekś. Enamik bromiide, peale hõbebromiidi (AgBr), on vees lahustuvad. Broomvesinikhappe ja tema soolade reaktiiviks on hõbenitraat ($AgNO_3$):

$$NaBr + AgNO_3 = \underset{\text{kollakas sade}}{AgBr \downarrow} + NaNO_3$$

Suure praktilise tähtsusega on kaaliumbromiid (KBr) ja naatriumbromiid (NaBr). Nende soolade lahuseid kasutatakse ravimitena (närve rahustavad vahendid).

Hõbebromiidi kasutatakse laialdaselt päevapildistuses. Hõbebromiid (AgBr) laguneb valguse mõjul broomiks ja metalliliseks hõbedaks (pihustatud hõbe on musta värvusega). Teda kasutatakse valgustundlike plaatide, filmide ja paberite valmistamiseks.

Broomi hapnikuühenditest tuntakse alabroomishapet (HBrO) ja broomhapet ($HBrO_3$) ning nende soolasid, mis saadakse analoogiliselt vastavatele kloorisooladele. Broomi valents tema hapnikuühendites on muutuv ja võib olla 1, 3 või 5.



Joonis 34. Broomi kasutamine.

Kordamisküsimusi.

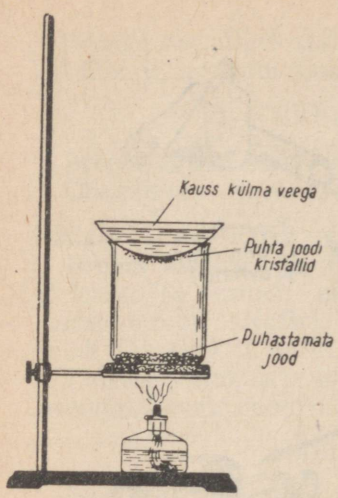
1. Missugusel kujul leidub broomi looduses ja mispärast?
2. Nimetada broomi saamise viise.
3. Milles seisab broomi toime metallidesse?
4. Missugused on broomi iseloomulikud omadused?
5. Missuguste omaduste poolest erineb broom kloorist?
6. Nimetada broomi soolade tähtsamad kasutamisalad.
7. Selleks, et puhastada broomi lisanditest, toimitakse järgmiselt: broomi loksutatakse koos kaaliumbromiidi lahusega; kui segu on kihitunud, valatakse ülemine kiht ära. Seletada, miks sellise töötlemisega on võimalik broomi puhastada.
8. Saki järve «emalahus» sisaldab keskmiselt 1% magneesiumbromiidi. Mitu tonni seda soolalahust tuleb töödelda, et saada 20 kg broomi?

§ 3. Jood — *Jodum.*

Keemiline sümbol J (loe: jood), aatomkaal 126,91.

Joodi avastas prantsuse farmatseut Courteis 1811. a.

Füüsikalised omadused. Puhtal kujul on jood kristalliline metalliläikega hallikasmusta värvusega aine. Tema erikaal on 4,93. Rõhu all jood sulab temperatuuril 114° ja keeb temperatuuril 184°. Soojendamisel muutub jood harilikult auruks, ilma et ta vahepeal veel-



Joonis 35. Seadis joodi puhastamiseks sublimeerimise teel.

duks, samuti muutub ta jahtudes aurust otse tahkeks. Seda nähtust nimetatakse **sublimatsiooniks.** Sublimeerimise teel puhastatakse joodi lisanditest (joonis 35). Joodi lõhn meenutab kloori ja broomi lõhna, olles aga seejuures palju nõrgem. Joodi aurud on tumelilla värvusega. Sellest on saanud jood ka oma nimetuse (*ioeides* tähendab kreeka keeles *lilla*). Gaasilise joodi molekul koosneb samuti nagu kloori ja broomi molekul kahest aatomist (J_2).

Jood lahustub halvasti vees, kuid hästi kaaliumjodiidi vesilahuses. Ta lahustub hästi ka bensiinis, eetris ja piirituses.

Joodi lahus piirituses ja eetris on pruuni värvusega, bensoolis ja kloroformis lilla värvusega.

Keemilised omadused. Jood on tüüpiline mittemetall. Oma keemiliste omaduste poolest sarnaneb ta kloori ja broomiga. Jood ühineb otseselt paljude metallide ja mittemetallidega, kuid erinevalt kloorist ja broomist toimuvad need reaktsioonid aeglasemalt ja raskemini, sest joodi keemiline aktiivsus teiste elementide suhtes on väiksem kui klooril ja broomil. Sellest tingituna tõrjuvad ka kloor ja broom joodi tema ühenditest välja (joonis 36), näiteks:

$$2NaJ + Cl_2 = 2NaCl + J_2$$
$$2NaJ + Br_2 = 2NaBr + J_2$$

Jood ei suuda aga kloori ja broomi nende ühenditest välja tõrjuda.

Metallidega ühineb jood otseselt ja moodustab soolasid, näiteks:

$$2Na + J_2 = 2NaJ$$

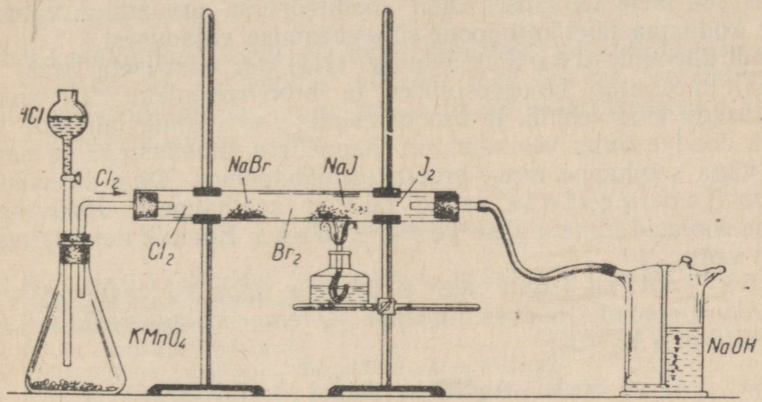
Vesinikuga ühineb jood ainult soojendamisel temperatuuril üle 200° ja ka siis mitte täielikult, sest ühinemisreaktsiooni kõrval hakkab toimuma ka sellele vastupidine lagunemisreaktsioon — s. t. algab vesiniku ja joodi ühinemisel tekkinud joodvesiniku (HJ) lagunemine:

$$H_2 + J_2 \rightleftarrows 2HJ$$

Ühendites vesiniku ja metallidega on jood ühevalentne, näiteks $\overset{I}{H}—\overset{I}{J}$; $\overset{I}{Na}—\overset{I}{J}$.

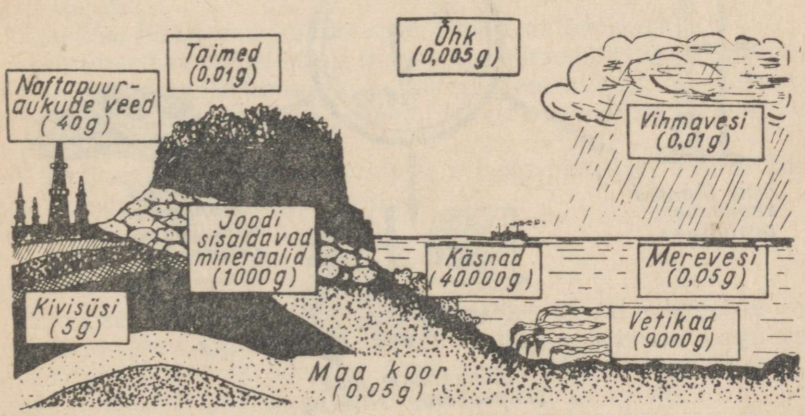
Joodi reaktiiviks on tärklis. Kui tärkliselahusele lisada mõni tilk joodilahust, siis värvub tärklis siniseks. Sinine värvus kaob soojendamisel ja ilmub uuesti jahtumisel. Tärklise abil on võimalik avastada ka kõige pisemaid joodi jälgi lahustes.

Jood looduses ja tema saamine. Jood on keemiliselt aktiivne element, seetõttu teda looduses vabal kujul ei leidu. Joodi ühendeid esineb looduses vähem kui kloori ja broomi ühendeid.



Joonis 36. Halogeenide vastastikune väljatõrjumine.

Joodi soolasid leidub merevees (0,00005 g liitris) mõnede mineraalvee-allikate vees (nagu boržommis jt.) ning naftapuuraukudest koos naftaga väljavoolavas vees (0,03—0,05 g liitris). Tunduvaid koguseid joodiühendeid sisaldub ka tšiili salpeetris naatriumjodaadi ($NaJO_3$) kujul. Rida merevetikaid koondab oma rakkudes joodi, ammutades seda mereveest. Eriti palju selliseid vetikaid kasvab meil Valge mere, Barentsi mere, Musta mere ja Vaikse ookeani kallastel. Vähesel määral sisaldub joodi ka inimese kilpnäärmes, etendades inimese organismis tähtsat osa.



Joonis 37. Joodi leiduvus looduses (1 tonni kohta).

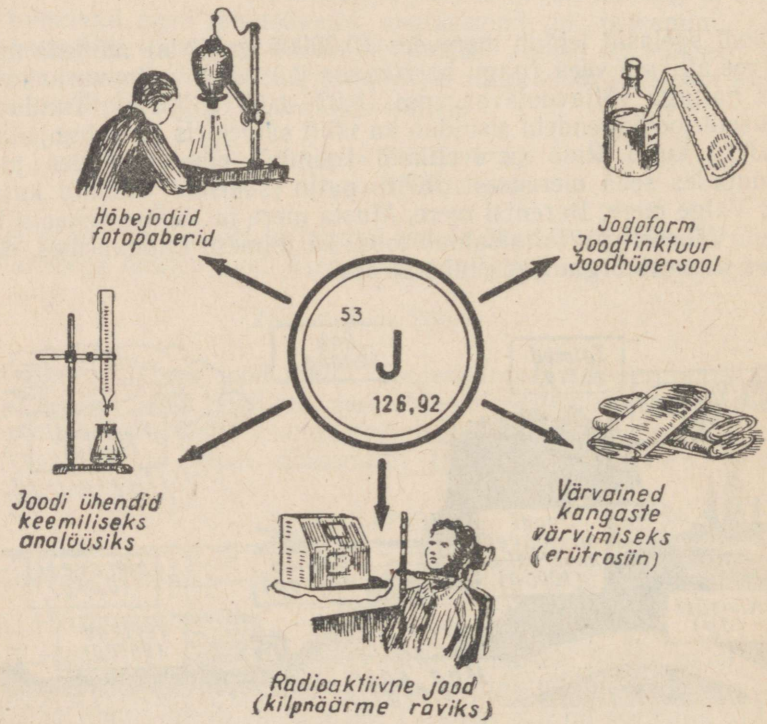
Joodi toodetakse tavaliselt eespool nimetatud merevetikate tuhast. Peale selle saadakse NSV Liidus joodi naftapuuraukude veest.

Nõukogude võimu ajal arendati esimeste viisaastakute jooksul jooditööstus täies ulatuses välja ja juba enne Suurt Isamaasõda kattis see meie vajaduse. Oma jooditööstuse arenemine vabastas meie kodumaa täielikult joodi sissevedamise vajadusest.

Joodi ühendid. Joodvesinik (HJ) on värvuseta gaas, mis lõhnalt meenutab kloorvesinikku ja broomvesinikku. Ta suitseb õhus nagu kloorvesinik ja broomvesinik. Joodvesinik lahustub vees hästi. Joodvesiniku vesilahus on happeliste omadustega ja sarnaneb väga soolhappe ning broomvesinikhappega. Oma aktiivsuselt seisab joodvesinikhape lähedal soolhappele. Joodvesinikhappe soolasid nimetatakse jodiidideks. Enamik neist lahustub hästi vees.

Hõbejodiid (AgJ) vees ei lahustu, nagu ka vastavad kloori ja broomi soolad. Joodvesinikhappe ja tema soolade reaktiiviks on hõbenitraat ($AgNO_3$):

$$NaJ + AgNO_3 = \underset{\text{kollane sade}}{AgJ\downarrow} + NaNO_3$$



Joonis 38. Joodi kasutamine.

Hõbejodiid on valgustundlik aine ning teda kasutatakse päevapildistuses.

Joodi hapnikuühenditest tuntakse joodhappe (HJO_3) ja perjoodhappe (HJO_4) soolasid. Joodi valents tema hapnikuühendites on muutuv ja võib olla 1, 3, 5 või 7.

Joodi kasutamine. Joodi ja tema ühendeid kasutatakse laialdaselt arstiteaduses. Apteekides müüakse teda 5%-lise joodilahusena piirituses (jooditinktuur) ja ta on parimaid desinfitseerivaid aineid mitmesuguste haavade puhul.

Kordamisküsimusi.

1. Missugusel kujul leidub joodi looduses ja kuidas teda saadakse?
2. Nimetada joodi tähtsamaid omadusi.
3. Mis on sublimeerumine?
4. Milles lahustub jood hästi?
5. Millega saab joodi tema ühenditest välja tõrjuda?
6. Mitu grammi joodi võib saada, kui lahusest, milles on 8,3 g kaaliumjodiidi, juhtida läbi kloori?
7. Leida a) naatriumjodiidi, b) kaaliumjodiidi protsendiline koostis.

§ 4. Fluor — *Fluorum.*

Keemiline sümbol F (loe: fluor), aatomkaal 19,00.

Fluori avastas prantsuse keemik Moissan 1886. a.

Fluori omadused. Vaba fluor on mürgine gaas, mis sarnaneb klooriga. Fluor on õhust veidi raskem, helekollase värvuse ja terava lõhnaga. Minimaalse fluorisisaldusega õhu sissehingamine ärritab hingamisteede limanahka tugevasti. Fluor söövitab tugevasti nahka.

Gaasilise fluori molekul koosneb kahest aatomist (F_2).

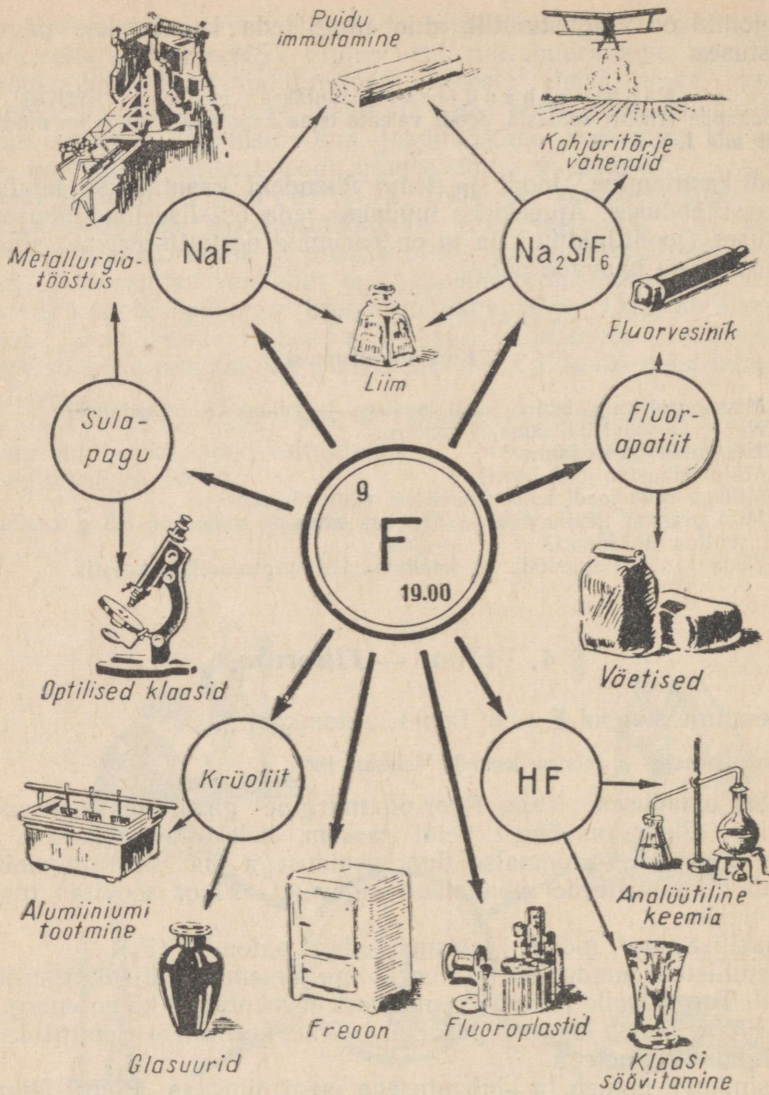
Keemilistelt omadustelt on fluor kõige järsemalt väljenduv mittemetall. Ta on meile tuntud keemilistest elementidest kõige energilisem. Fluor ühineb kergesti peaaegu kõikide keemiliste elementidega ja paljude liitainetega.

Vesinikuga ühineb ta plahvatusega isegi pimedas. Fluori ühinemisel vesinikuga tekib fluorvesinik:

$$H_2 + F_2 = 2HF$$

Fluori keemiline aktiivsus vesiniku suhtes on nii suur, et ta võtab vesiniku-aatomi ära isegi niisuguselt püsivalt ühendilt nagu veelt, vabastades seejuures hapniku. Reaktsioon toimub väga tormiliselt (isegi pimedas), kusjuures tekib fluorvesinik ja hapnik:

$$2H_2O + 2F_2 = 4HF + O_2$$



Joonis 39. Fluori ja tema ühendite kasutamine.

Fluor reageerib energiliselt kõikide metallidega (isegi eelnevalt soojendatud kulla ja plaatinaga), moodustades fluoriide. Paljud metallid põlevad fluoris. Mittemetallid väävel, fosfor, arseen ja süsinik süttivad fluoris ise.

Fluor tõrjub kloori, broomi ja joodi nende ühenditest metallide ja vesinikuga välja:

$$2NaCl + F_2 = 2NaF + Cl_2\uparrow$$

Fluor ei ühine ainult inertsete gaasidega (heelium, argoon, neoon, krüptoon ja ksenoon). Hapnikuga ühineb fluor kaudsel teel.

Fluor esineb kõigis tema ühendites ainult ühevalentsena, näiteks:

I I I I
H—F; Na—F.

Fluor looduses ja tema saamine. Oma suure keemilise aktiivsuse tõttu ei leidu fluori looduses vabal kujul.

Fluori tähtsamaid looduslikke ühendeid on võrdlemisi laialdaselt levinud *sulapagu* (CaF_2) ja *krüoliit* ($AlF_3 \cdot 3NaF$).

Fluori ühendeid tunti juba ammu, pikema aja jooksul aga ei suudetud teda saada vabas olekus tema suure keemilise aktiivsuse tõttu.

Käesoleval ajal saadakse fluori tema sulanud ühendite elektrolüüsimisel.

Fluori ühendid. *Fluorvesinikku* saadakse tavaliselt kontsentreeritud väävelhappe toimel sulapaosse (CaF_2):

$$CaF_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2HF\uparrow$$

Reaktsiooni teostatakse seatinast nõus.

Fluorvesinik on harilikul temperatuuril väga lenduv vedelik, mis keeb juba temperatuuril 19,9°. Ta on terava lõhnaga ja suitseb õhus. Fluorvesinik lahustub vees ja annab seejuures *fluorvesinikhappe*. Viimane on väga mürgine ja sööbiv. Fluorvesinikhappe poolt tekitatud haavad paranevad raskesti.

Fluorvesinikhappe tähelepanuväärseks omaduseks on tema võime klaasi söövitada, mistõttu teda kasutatakse mitmesuguste jooniste, piltide jm. kandmiseks klaasile. Teda säilitatakse eboniidist, kummist, parafiinist või seatinast nõudes.

Fluorvesinikhappe soolasid nimetatakse *fluoriidideks*. Naatriumfluoriidi (NaF) kasutatakse tema mürgisuse tõttu taimekahjurite tõrjevahendina.

Fluori ja tema ühendite kasutamist näitab joonis 39.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetada tähtsaim fluori looduslik ühend.
2. Mis on fluori kõige iseloomulikum omadus?
3. Mis on fluorvesinikhape?
4. Kuidas demonstreerida fluorvesinikhappe toimet klaasisse?
5. Kui palju fluorvesinikku peab tekkima kontsentreeritud väävelhappe toimel 38,6 g kaltsiumfluoriidisse?

§ 5. Halogeenide üldine iseloomustus.

Käesolevas peatükis tutvusime nelja keemilise elemendi — kloori, broomi, joodi ja fluori omadustega.

Suurele välisele erinevusele vaatamata on need keemilised elemendid väga sarnaste keemiliste omadustega. See sarnasus väljendub, näiteks, nimetatud keemiliste elementide otseses ühinemises metallidega, kusjuures tekivad soolad. Sellest omadusest on tulnud ka nende ühine nimetus *halogeenid*.

Kõik halogeenid ühinevad vesinikuga, andes ühte tüüpi ühendeid: HF, HCl, HBr ja HJ. Kõik halogeenvesinikud on terava lõhnaga, õhus suitsevad gaasid, mis lahustuvad hästi vees, andes tugevaid happeid. Kõikides ühendites vesiniku ja metallidega on halogeenid ühevalentsed.

Halogeenid ei ühine otseselt hapnikuga, mistõttu nende hapnikuühendeid saadakse kaudsel teel; viimased on kaunis ebapüsivad ained. Kõikides hapnikuühendites on halogeenid (peale fluori) muutuva valentsiga: 1, 3, 5 või 7.

Looduses halogeene vabas olekus ei leidu, nad esinevad peamiselt ühendites leelismetallidega (Na, K) ja leelismuldmetallidega (Mg, Ca).

Kõikidel halogeenidel on väga terav lämmatav lõhn; nende sissehingamine ärritab hingamisteede limanahka ja põhjustab rasket mürgitust. Nad lahustuvad halvasti vees, kuid hästi orgaanilistes lahustites.

Halogeenide omavaheline sarnasus ei piirdu toodud näidetega. See sarnasus väljendub veel ka teistes nähtustes (näiteks annavad nad koostiselt sarnaseid ühendeid väävli, fosfori ja teiste keemiliste elementidega).

Halogeenide sarnasuse kõrval võime aga täheldada ka rida olulisi erinevusi. Need erinevused avalduvad halogeenide füüsikalistes ja keemilistes omadustes, mis muutuvad keemilise elemendi aatomkaalu suurenemisega, nagu on näha tabelist 7.

Tabel 7

Omadused	Fluor (F)	Kloor (Cl)	Broom (Br)	Jood (J)
Aatomkaal	19,00	35,457	79,916	126,91
Erikaal	1,11 vedelikuna —188° C	1,56 vedelikuna —34° C	3,12 vedelikuna 20° C	4,93 tahkena 20° C
Olek harilikul temperatuuril	gaas	gaas	vedelik	tahke
Sulamistemperatuur (°C)	—223	—101,5	—7,3	+113,7
Keemistemperatuur (°C)	—188	—34	+58,7	+184,4
Värvus gaasina	pleekinud kollane	kollakas-roheline	punakas-pruun	tume-lilla
Valents (vesiniku ja metallide suhtes) . . .	1	1	1	1
Valents (hapniku suhtes — kõrgeim)	—	7	5	7
Reageerimine vesinikuga	Ühineb plahvatusega ka pimedas soojendamiseta	Ühineb ainult valguse käes või soojendamisel	Ühineb ainult soojendamisel, ühend on püsiv	Ühineb ainult soojendamisel, ühend on ebapüsiv
Tõrjub välja ühenditest .	Cl, Br, J	Br, J	J	—

Tabeli 7 vaatlemisel selgub, et halogeenide omadused muutuvad täiesti seaduspäraselt ühelt keemiliselt elemendilt teisele siirdudes. Nii suureneb aatomkaalu suurenedes keemilise elemendi erikaal ning tõuseb tema sulamis- ja keemistemperatuur. Fluor on näiteks gaas, broom on vedelik, jood aga juba tahke aine. Muutub ka keemilise elemendi värvus tumeduse suunas, nõrgeneb elemendi lõhn ja väheneb tema lahustuvus vees, seevastu suureneb aga elemendi keemiline aktiivsus hapniku suhtes. Keemilise elemendi ühinemise aktiivsus metallide ja vesinikuga aga väheneb. Selle seaduspärasusega on seotud ka nende keemiliste elementide võime üksteist nende ühenditest välja tõrjuda juba harilikul temperatuuril; näiteks fluor kui kõige energilisem tõrjub välja kloori, broomi ja joodi; kloor tõrjub välja broomi ja joodi, kuna broom suudab välja tõrjuda ainult joodi.

Keemilise elemendi suur aktiivsus vesiniku suhtes on mittemetallilisuse tunnuseks, suur aktiivsus hapniku suhtes aga metallilisuse tunnuseks. Seepärast võib öelda, et aatomkaalu tõusuga suureneb halogeenide metallilisus ja väheneb mittemetallilisus. Kõige mittemetallilisem halogeen on fluor ja kõige metallilisem halogeen jood. Metallilisuse suurenemise tunnusena esineb joodil ka metalliläige.

Me näeme, et aatomkaal muutub hüppeliselt ja vastavalt sellele muutuvad hüppeliselt ka keemiliste elementide omadused.

Kokkuvõtet tehes näeme, et fluor, kloor, broom ja jood moodustavad keemiliste elementide **loomuliku rühma**. Neil on sarnased omadused ja need omadused muutuvad seaduspäraselt koos keemiliste elementide aatomkaalu suurenemisega.

Keemiliste elementide klassifitseerimine loomulike rühmadena on tänapäeva keemia aluseks.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetada halogeenid nende aatomkaalu suurenemise järjekorras.
2. Kuidas muutuvad halogeenide füüsikalised ja keemilised omadused aatomkaalu tõusuga?
3. Nimetada kõikidele halogeenidele ühiseid omadusi.
4. Kas leidub halogeene looduses vabas olekus? Põhjendada vastus.
5. Nimetada kõige aktiivsem ja kõige passiivsem halogeen.
6. Missugune halogeenide rühma kuuluv keemiline element on kõige metallilisem ja missugune kõige mittemetallilisem?
7. Missugune on halogeenide valents vesiniku ja hapniku suhtes?
8. Mispärast nimetatakse fluor, kloor, broom ja jood halogeenideks? Põhjendada vastus.
9. Mispärast fluor, kloor, broom ja jood moodustavad keemiliste elementide loomuliku rühma? Anda seletus.

V peatükk.

HAPNIKURÜHM.

Sissejuhatus.

Hapnikurühma kuuluvad keemilised elemendid hapnik (O), väävel (S), seleen (Se) ja telluur (Te).

Hapnikurühma keemilistest elementidest õpime põhjalikult tundma hapnikku ja väävlit kui tähtsamaid.

§ 1. Hapnik — *Oxygenium.*

1. Hapnik.

Keemiline sümbol O (loe: o); aatomkaal 16,000.

Hapniku avastasid üheaegselt ja teineteisest sõltumatult rootsi apteeker K. Scheele ja inglise teadlane D. Priestley 1772. a.

Hapniku füüsikalised omadused. Oma füüsikaliste omaduste poolest on hapnik värvuseta, lõhnata ja maitseta gaas. Ta on õhust veidi raskem: normaalseil tingimustel kaalub 1 liiter hapnikku 1,43 g, kuna 1 liiter õhku kaalub 1,29 g. Temperatuuril —183° ja hariliku rõhu tingimustes muutub hapnik hästivoolavaks helesiniseks vedelikuks, mis temperatuuril —219° tardub kahvatusiniseks lumetaoliseks massiks. Hapnik lahustub vees, kuigi väikestes kogustes, 100 ruumalas vees lahustub temperatuuril 0° 4,9 ja temperatuuril 20° 3,1 ruumala hapnikku. Seega lahustub õhus sisalduv hapnik vees paremini kui lämmastik, mis on suure bioloogilise tähtsusega, sest nii vees kui maismaal elavad loomad omandavad hingamiseks tarviliku hapniku ainult lahustunud olekus (maismaa loomadel satub ta verre alles pärast lahustumist kopsuseintel leiduvas vedelikus).

Hapniku keemilised omadused. Põlemine. Hapnik on tüüpiline mittemetall. Kõigis oma ühendites on hapnik alati kahevalentne. Üheks hapniku kõige iseloomustavamaks omaduseks on tema võime ühineda paljude keemiliste elementidega, eraldades seejuures soojust ja valgust. Nagu teada, nimetatakse seda protsessi põlemiseks. Seega on hapniku tähtsaimaks omaduseks

tema võime hoida alal mitmesuguste ainete põlemist. Hapnikusse asetatud hõõguv peerg süttib ja põleb ereda leegiga.

Põlemine puhtas hapnikus toimub palju energilisemalt kui õhus. Seda on võimalik tõestada katsetega. Selleks täidame mõned klaaspurgid hapnikuga ja toimetame nendes ainete põletamist (joonis 40). Seejuures paneme tähele, et:

a) hõõguv söetükike, asetatuna hapnikusse, kuumeneb veel rohkem ja põleb leegita. Põlemissaaduseks on süsihappegaas:

$$C + O_2 = CO_2$$

b) väävel põleb hapnikus ereda sinakaslilla leegiga. Sel puhul tekib terava lõhnaga vääveldioksüüd:

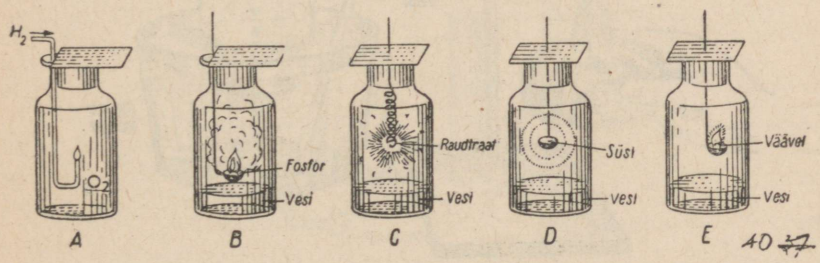
$$S + O_2 = SO_2$$

c) terastraat, mis on süüdatud hõõguva söe abil, põleb heledalt sädemeid pildudes, kusjuures tekib «tagi», raua oksüüdide segu — Fe_3O_4.

$$3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4$$

d) fosfor põleb hapnikus pimestavalt valge leegiga, tekitades valget tahket suitsutaolist ainet — fosforhappe anhüdriidi:

$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$$



Joonis 40. Ainete põlemine hapnikus.
A — vesiniku põlemine; B — fosfori põlemine; C — raua põlemine; D — söe põlemine; E — väävli põlemine.

Peale nende põleb hapnikus veel teisi aineid. Selliseid mitmesuguste ainete hapnikus põlemisel tekkivaid saadusi nimetatakse oksüüdideks.

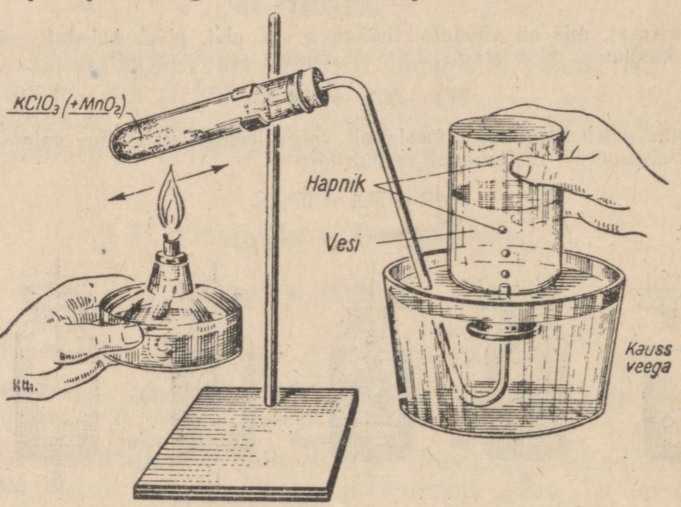
Ülaltoodust selgub, et hapnik on väga tugevate oksüdeerivate omadustega. Ühinemisreaktsiooni hapnikuga nimetatakse oksüdeerumiseks.

Hapniku põhiliseks keemiliseks omaduseks on tema järsult avalduv võime ühineda teiste ainetega, s. t. oksüdeerida.

Oksüdeerumisprotsessid teostuvad looduses mitte ainult kiire põlemise, s. t. tunduva soojushulga ja valguse eraldumise saatel, vaid ka aeglase põlemise kujul. Aeglase oksüdeerumise protsessid on hingamine, mädanemine, kõdunemine, metallide roostetamine.

Hingamine on organismides toimuv aeglane oksüdeerumisprotsess, millega käib kaasas soojuse eraldumine, mida vajatakse elava organismi kehatemperatuuri alalhoidmiseks. Oksüdeerumissaadustena eralduvad hingamisel CO_2 ja H_2O.

Mädanemine ja kõdunemine. Hapniku ja mikroobide mõjul toimuva loomade ja taimede jäänuste mädanemise ja kõdunemisega käib samuti kaasas oksüdeerumine, s. t. mädanevate ja kõdunevate ainete ühinemine hapnikuga. Peale oksüdeerumissaaduste eraldub nende protsesside puhul samuti soojus. Õliga ja teiste oksüdeeruvate ainetega immutatud kiudained (näiteks puhastuslapid), samuti ka märjad heinad ning turvas suurematesse kuhilatesse panduna ja suured kivisõehunnikud laoplatsidel lähevad kuumaks ja lõpuks isegi võivad süttida põlema.



Joonis 41. Seadis hapniku saamiseks.

Metallide roostetamine on samuti oksüdeerumisprotsess, millel on tehnikas tohutu suur, kuigi negatiivne tähtsus. Roostetamise tõttu kaotab inimkond määratuid koguseid metalle.

Hapnik looduses. Kõikidest maakeral leiduvaist keemilistest elementidest on hapnik kõige levinum; maakoores, hüdrosfääris ja atmosfääris leidub hapnikku kokku 49,1%. Atmosfäärilises õhus leidub hapnikku vabas olekus kaalu järgi 23,1% või ruumala järgi 20,9%. Seotult esineb hapnik vee ning mitmesuguste mineraalide ja kivimite koostises, samuti kuulub hapnik igasuguste taimede ja loomade organismi koostisse, moodustades suurema osa nende kaalust.

Hapniku saamine laboratooriumis. Laboratooriumides saadakse hapnikku mitmesuguste hapnikurikaste ainete lagundamisel soojuse toimel. Sellisteks aineteks võivad olla elavhõbe(II)oksüüd

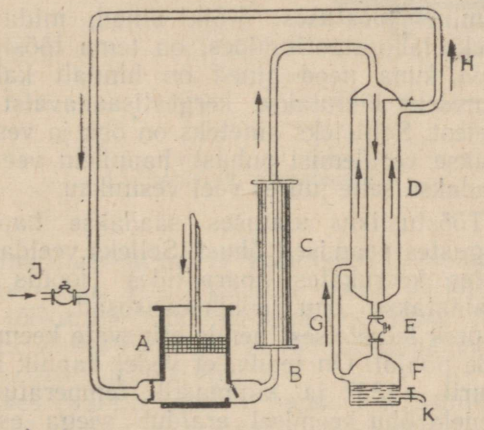
(HgO), kaaliumsalpeeter (KNO_3), kaaliumpermanganaat ($KMnO_4$), bertolee sool ($KClO_3$) jt.

Väikestes kogustes saadakse hapnikku tavaliselt bertolee soola kuumutamisel (joonis 41):

$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2 \uparrow$$

Tavaliselt laguneb puhas bertolee sool raskelt, kuid selgub, et mõningad bertolee soolale juurdelisatud ained põhjustavad tema kiiremat ja täielikumat lagunemist. Selliste ainete hulka kuuluvad näiteks mangaandioksüüd (MnO_2), raud(III)oksüüd (Fe_2O_3) jt.

Märkus. Bertolee soola tuleb käsitseda suure ettevaatusega ning segada ainult MnO_2-ga. $KClO_3$ segu paljude ainetega, näiteks söe, väävli- ja isegi paberitükkide või teiste põlevate ainetega võib soojendamisel või hõõrumisel põhjustada ohtlikke plahvatusi.



Joonis 42. Vedela õhu saamiseks kasutatava masina skeem.
Pumbas A kokkusurutud õhk (kuni 200 at) juhitakse toru B kaudu läbi jahutaja C vastuvoolu-aparaadi D sisetorusse, kust kokkusurutud ning jahutatud õhk jõuab paisumisventiili E kaudu anumasse F. Anumas F õhk paisub, seejuures tema rõhk väheneb umbes 20 at-ni, milie tagajärjel ta jahtub kuni —60°-ni. Jahtunud õhk voolab toru G kaudu vastuvoolu-aparaati D, jahutades seal sisetorus oleva kokkusurutud õhu temperatuuri veelgi, ja imetakse toru H kaudu tagasi pumpa A, kus õhu ringkäik uuesti algab. See kestab senikaua, kuni õhk saavutab oma veeldumistemperatuuri. Veeldunud õhku asendab eri ventiili J kaudu pumpa juurdejuhitud värske õhk. Valmis vedelõhk lastakse kraani K kaudu välja.

Katalüüsi mõiste. Mangaandioksüüdi toime selgitamiseks võrdleme hapniku saamist bertolee soolast mangaandioksüüdiga ja ilma selleta.

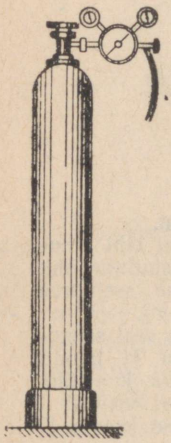
Kui katseklaasis soojendada puhast bertolee soola, siis eraldub hapnik väga aeglaselt; katseklaasi asetatud hõõguv peerg ei hakka isegi leegitsema. Kuid puistates samasse katseklaasi veidi mangaandioksüüdi (MnO_2), muutub hapniku eraldumine energilisemaks;

katseklaasi asetatud hõõguv peerg puhkeb nüüd heleda leegiga põlema. Edasi selgub katsel, et MnO_2 madaldab bertolee soola lagunemistemperatuuri ning et MnO_2 ise oma koostiselt on jäänud reaktsiooni lõpuni muutmatuks. Järelikult kiirendab mangaandioksüüd oma juuresolekuga bertolee soola lagunemisreaktsiooni.

Edaspidi tutvume veel sageli selliste ainetega, mis oma juuresolekuga kiirendavad või aeglustavad küll reaktsiooni käiku, kuid ise seejuures ei muutu. Niisuguseid aineid nimetatakse katalüsaatoriteks.

Katalüsaatoriteks nimetatakse niisuguseid aineid, mis muudavad keemilise reaktsiooni kiirust (kiirendavad või aeglustavad) ning millede keemiline koostis ja kogus ei muutu reaktsiooni lõpuks; nähtust ennast nimetatakse katalüüsiks.

Hapniku saamine tööstuses. Kõik ained, mida kasutatakse hapniku saamiseks laboratooriumides, on tema tööstuslikuks tootmiseks kõlbmatud, kuna need ained on hinnalt kallid. Hapniku massiliseks tootmiseks lähtutakse kergestisaadavaist ja odavaist looduslikest ainetest. Sellisteks aineteks on õhk ja vesi. Tehniliseks otstarbeks saadakse võrdlemisi puhast hapnikku vee elektrolüüsil. Teise ainena saadakse selle juures veel vesinikku.



Joonis 43. Teraspudel hapniku hoidmiseks.

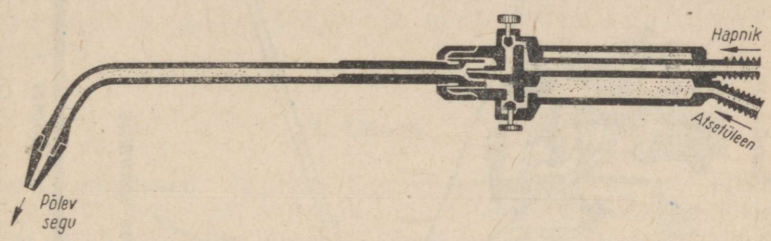
Tööstuslikus ulatuses saadakse hapnikku suurtes kogustes peamiselt õhust. Selleks veeldatakse õhk erilistes keerukates aparaatides (joonis 42). Seejärel eraldatakse õhu põhikoostisosad — lämmastik ja hapnik teineteisest nende erinevate keemistemperatuuride põhjal. On teada, et vedel hapnik keeb temperatuuril —183° ja lämmastik temperatuuril —195,8°. Vedela õhu keemisel eraldub seega esimesena lämmastik. Järelejäänud hapnik, mis sisaldab mitte üle 3% lämmastikku, mahutatakse teraspudelitesse (joonis 43), kus teda tavaliselt hoitakse 150 at rõhu all.

Hapniku tähtsus ja kasutamine. Hapnikul on suur tähtsus rea looduses ja tehnikas toimuvate oksüdeerumisprotsesside, näiteks põlemise, roostetamise, hingamise ja kõdunemise protsessi puhul. Loomade ja taimede elu hapnikuta on kujutlematu.

Mõned tööstusharud kasutavad hapnikku suurtes kogustes kõrgete temperatuuride saamiseks. Tänapäeval on metallitööstuses eriti levinud hapniku kasutamine segus atsetüleeni või teiste põlevate gaasidega (vesiniku ja valgustusgaasiga) metallide keevitamiseks ja hapnikuga lõikamiseks eriliste põletite abil (joonis 44). Atsetüleen-hapnikuleegi temperatuur on kuni 3000°, vesiniku-hapnikuleegil aga ligi 2000°.

Tehastes kasutatakse laialdaselt gaasikeevitust katelde, torude, terastalade, vaatide jne. valmistamisel. Ka masinaid, mootoreid, hammasrattaid jne. parandatakse gaasikeevituse abil.

Veeldatud hapnikku kasutatakse ka *oksülikviitide* valmistamiseks. Oksülikviitideks nimetatakse vedela hapnikuga immutatud tahma, korgi- ja puidujahu ning teisi süsinikku sisaldavaid aineid, mida kasutatakse lõhkeainetena. Nendest valmistatud padrunid süüdatakse sütikutega, mis pannakse plahvatama süütenööri või elektrivoolu abil. Oksülikviitide põlemine toimub peaaegu silmapilkselt. Oksülikviite kasutatakse lõhkamistöödel hüdrojõujaamade ja raudteede ehitamisel, mäetööstuses jne., kuna nende käsitsemine



Joonis 44. Keevituspõleti.

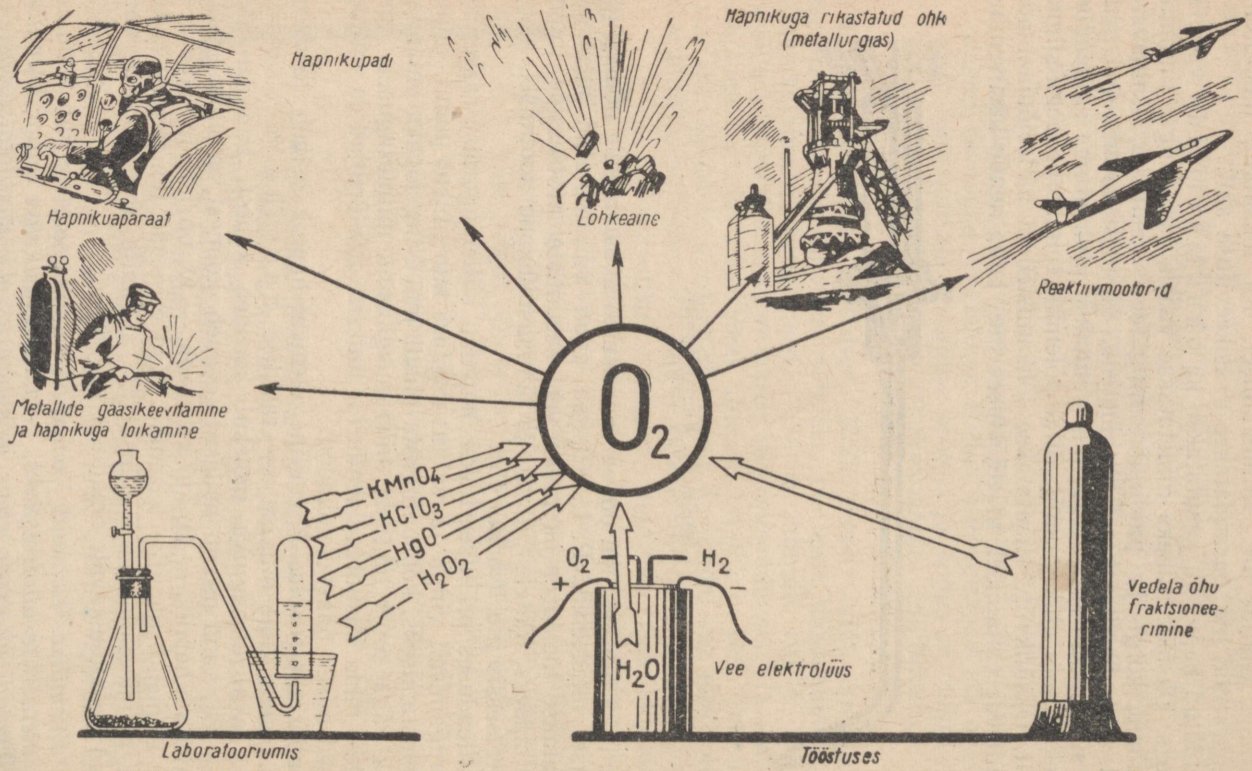
on ohutu. Tänu hapniku odava saamisviisi avastamisele nõukogude teadlase, akadeemik P. L. Kapitsa poolt väljatöötatud meetodil, kasutatakse tööstuses hapnikku veel keemiliste protsesside intensiivistamiseks, näiteks väävel- ja lämmastikhappe tootmisel, kõrgahjuprotsessis jne. (joonis 45).

Arstiteaduses praktiseeritakse hapniku sissehingamist raskendatud hingamisel, vingu ja valgustusgaasi mürgituste puhul, uppunute elustamiseks, kopsuhaiguste puhul jne. Ning lõpuks omandab hapnik väga suurt tähtsust hingamisgaasina mitmesuguseis aparaatides, mida kasutavad lendurid, tuukrid, tuletõrjujad ja mitmesugused teised päästekomandod.

Hapniku allotroopia. Keemiline element hapnik esineb looduses vabas olekus kahe lihtaine — tavalise *hapniku* ja *osooni* kujul. Tavalise hapniku molekul koosneb kahest hapniku-aatomist — O_2, kuna osooni molekul koosneb kolmest aatomist — O_3. Nii tavaline hapnik — O_2 kui ka osoon — O_3 on ühe ja sama keemilise elemendi hapniku teisendid. Nad erinevad teineteisest mitte ainult nende molekule moodustavate aatomite arvu poolest, vaid ka neid iseloomustavate omaduste poolest.

Keemilise elemendi omadust moodustada mitut lihtainet nimetatakse allotroopiaks, neid lihtaineid aga antud keemilise elemendi allotroopseteks teisenditeks ehk modifikatsioonideks.

Allotroopia on tuletatud kreekakeelseist sõnadest *allos* — *teine* ja *tropos* — *liik.*



Joonis 45. Hapniku peamised saamisviisid ja kasutamisjuhud.

Seega moodustab keemiline element hapnik kaks allotroopset teisendit, mis on tingitud tema aatomi omadusest ühineda erineva aatomite arvuga molekulideks.

Siin, nagu igal pool looduses, käib kvantitatiivsete muudatustega kaasas samaaegselt ka kvalitatiivne muutumine. Ja, tõepoolest, molekul ei ole lihtsalt aatomite kogumik, sest molekulide omadused erinevad järsult tema aatomite omadustest. Hapniku ja osooni näidete varal näeme, et molekuli koguselise (kvantitatiivse) koostise muutumine põhjustab ka aine omaduste (kvalitatiivset) muutumist. Selle seaduse õigsust kinnitab kogu keemia ainestik, ja seepärast võib «keemiat nimetada ainete kvantitatiivse koostise muutuste tagajärjel toimuvate kvalitatiivsete muutuste teaduseks» (F. Engels).

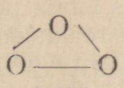
2. Osoon.

Osooni omadused. Igaüks, kes on seisnud töötavate elektrimasinate läheduses või kellel on olnud tegemist sädeinduktoriga, teab, et elektrisädemete läbimisel õhust tuntakse masinate läheduses iseloomulikku värskendavat lõhna, mis edaspidi muutub teravamaks. Selle nähtuse tundmaõppimisel selgus, et lõhna põhjuseks on õhus oleva hapnikuga toimuvad muutused.

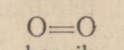
Muutunud õhuhapniku omaduste üksikasjalisem uurimine näitab, et tekkinud uus aine on hoopis uute omadustega. Saadud ainet nimetati osooniks (kreekakeelsest sõnast *lõhnav*).

Hapnikust erinevalt on osoon sinaka värvusega ja iseloomuliku värskendava lõhnaga gaas. Ta on hapnikust 1,5 korda ja õhust 1,66 korda raskem; normaalseil tingimustel kaalub 1 liiter osooni 2,14 g. Temperatuuril — 112° muutub osoon siniseks vedelikuks, mis kergesti plahvatab. Osooni lahustuvus vees on märksa suurem kui hapnikul: temperatuuril 0° lahustub 100 ruumalas vees 49 ruumala osooni, hapnikku seevastu, nagu teada, vaid 4,9 ruumala.

Arvestades seda, et hapnik oma ühendeis on alati kahevalentne, võib osooni molekuli (O_3) ja hapniku molekuli (O_2) ehitust struktuurselt kujutada järgmiselt:



osoon



hapnik

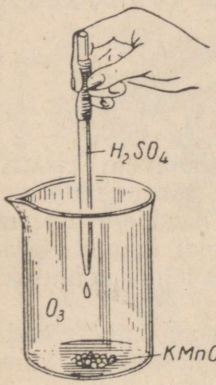
Nagu osooni molekuli valemist näeme, on selles hapniku-aatomite vahel ühekordne seos, mille tõttu osooni molekul on ebapüsivam kui hapniku molekul, kus aatomite vahel on kahekordne seos.

Hapnikuga võrreldes on osoonil palju suurem oksüdeerimisvõime: ta purustab orgaanilisi aineid, surmab mikroobe, valastab värvaineid, oksüdeerib paljusid metalle (hõbe, seatina). Valgustusgaas, tärpentin ja fosfor süttivad osoonis iseenesest.

Osooni järsult avalduvad oksüdeerivad omadused on seletatavad sellega, et osooni molekulid on juba harilikes tingimustes ebapüsivad ja lagunevad kergesti, kusjuures tekib atomaarne hapnik järgmise reaktsioonivõrrandi kohaselt:

$$O_3 = O_2 + O$$

Tekkimise momendil eralduval atomaarsel hapnikul on eriti tugev oksüdeeriv toime, mis ongi oksüdeerimisprotsesside põhjustajaks.



Joonis 46. Osooni saamine.

K a t s e. Asetame keeduklaasi 3—4 kaaliumpermanganaadi ($KMnO_4$) kristallikest ja lisame sinna klaastoru või pipeti abil 2—3 tilka kontsentreeritud väävelhapet (joonis 46). Toimuval reaktsioonil eraldub osoon. Võtame veidi reageerivat segu klaaspulgale ja puudutame sellega piiritusega niisutatud vatti. Puudutuse momendil hakkab piiritus põlema. Samal viisil süttivad ka bensiin ja bensool. Piiritus või bensool süttib osooni tugevate oksüdeerivate omaduste tõttu. Kaaliumpermanganaadi kogus tuleb plahvatuse vältimiseks võtta väike.

Et osoon on mürgine, siis põhjustab tugevasti osoneeritud õhu sissehingamine pööritust, peavalu, verejooksu ninast ja raskendab hingamist. Väga suurtes kontsentratsioonides võib osoon mõjuda ka surmavalt, põhjustades hingamisteede halvatust.

Osooni saamine. Laboratoorselt saadakse osooni tavaliselt hapnikust (või õhust) elektri vaiksel lahendusel osonaatoriks nimetatud seadises.

Laboratooriumis võib selleks kasutada joonisel 47 kujutatud lihtsat seadist. Läbi osonaatori avara klaastoru juhitakse pidev hapniku- või õhuvool. Induktorist tulev vahelduvvool läbib klaastoru välispinna ümber mähitud traadi ja väljub toru sisemuses asuva varda kaudu; läbi toru seinte ja õhu toimub elektri vaikne lahendus, mida võib pimedas täheldada torus tekkiva lilla valguse tõttu. Osoon tehakse kindlaks lõhna järgi.

Osoon tekib õhus järgmise reaktsioonivõrrandi põhjal:

$$3O_2 = 2O_3$$

seejuures kolmest ruumalast hapnikust saadakse kaks ruumala osooni.

Osooni võib saada ka teisel viisil ja nimelt kontsentreeritud väävelhappe toimel kaaliumpermanganaadisse ($KMnO_4$) (vt. katse kirjeldus). Osooni eraldumist võib sel puhul kindlaks teha lõhna järgi (nuusutada tuleb ettevaatlikult, et vältida väävelhappe

pritsmeid). Osooni olemasolu klaasis võib määrata ka kaaliumjodiidilahusega niisutatud filterpaberi tükikesega. Osoon reageerib kaaliumjodiidiga ja seejuures eralduv vaba jood värvib filterpaberi pruuniks.

Osooni ja kaaliumjodiidi vahelist reaktsiooni võib kujutada järgmiselt:

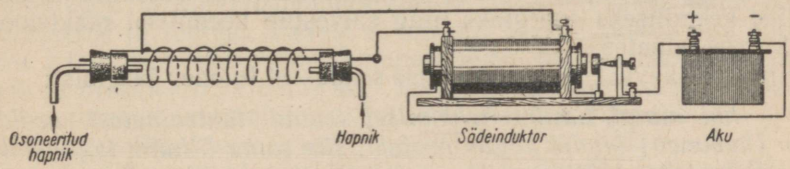
a) osooni lagunemine:

$$O_3 = O_2 + O$$

b) atomaarse hapniku (O) toime kaaliumjodiidisse (KJ):

$$2KJ + H_2O + O = 2KOH + J_2$$

Õhus tekib osooni vähesel määral äikese ajal. Suuremate veekoguste kiirel aurustumisel päikesekiirte toimel tekib õhus samuti osooni, näiteks on väljas kuivatatud pesul osooni värskendav lõhn.



Joonis 47. Lihtne osonaator hapniku või õhu osoneerimiseks.

Edasi tekib vähesel määral osooni vaiguste ainete oksüdeerumisel, millega ongi seletatav osooni olemasolu okaspuumetsades ja okaspuumetsade värskendav lõhn.

Osooni kasutamine. Osooni praktiline kasutamine põhineb tema oksüdeerival toimel. Teda kasutatakse desinfitseeriva ainena, näiteks joogivees esinevate haiguspisikute hävitamiseks ning kahjulike, haisvate ainete kõrvaldamiseks eluruumide, teatrite ja teiste avalike ruumide õhust. Osoneeritud õhku tarvitatakse ka kaevanduste ventileerimiseks. Võrdlemisi harva ja vähesel määral kasutatakse osooni vaha, suhkru, elevandiluu ja teiste ainete valastamiseks.

3. Eksotermilised ja endotermilised reaktsioonid.

Keemiliste reaktsioonide kulgemisel oleme korduvalt tähele pannud, et ühtede reaktsioonide puhul vabaneb soojust, teiste puhul aga neeldub soojust.

Nii vabaneb soojus keemilistel reaktsioonidel, millede toimumisel aine ühineb näiteks kas hapnikuga (söe põlemine hapnikus) või klooriga (naatriumi põlemine klooris) või väävliga (väävli ühinemine rauaga väävelrauaks).

Seevastu kulgevad näiteks vee, äädikhappe soolade, lubjakivi ja rõhuva enamiku teiste liitainete lagunemisreaktsioonid soojuse neelamisega.

Tegelikkusest on teada, et kõikide keemiliste protsesside puhul leiab aset kas soojuse vabanemine või neeldumine.

Keemilisi reaktsioone, millede kulgemisel vabaneb soojus, nimetatakse eksotermilisteks[1] *reaktsioonideks; soojuse neeldumisega toimuvaid reaktsioone nimetatakse aga endotermilisteks*[1] *reaktsioonideks.*

Kõik keemilised protsessid, nagu teisedki loodusnähtused, alluvad energia jäävuse ja muundumise seadusele, mille põhjal «energia ei teki ei millestki ega kao jäljetult, vaid energia üksikud vormid võivad ühest teise muunduda».

Näiteks, kui keemilisel reaktsioonil esineb soojuse eraldumine, siis see vabanev soojus ei teki ei millestki, vaid ta on reageerivatesse aatomitesse või molekulidesse salvestatud keemilise energia muundunud vorm. Täpselt samuti ei kao jäljetult soojus, mis neeldub keemilistel reaktsioonidel; ta ainult muundub aatomite ja molekulide keemiliseks energiaks ning salvestub keemilisel reaktsioonil tekkivates ainetes.

Energia jäävuse ja muundumise seadusest tuleneb järgmist:

kui mingi liitaine tekkimisel teatud lähteainetest neeldub (vabaneb) kindel kogus soojust, siis sama liitaine lagunemisel samadeks lähteaineteks vabaneb (neeldub) niisama palju soojust.

Keemiliste reaktsioonide uurimisel paneme tähele, et keemiline energia ei muundu sel puhul ainult soojuseks, vaid ka mõneks teiseks energiakujuks, näiteks valguseks, elektriks jne. Nii näiteks eraldub ainete põlemisel peale soojuse veel valgus, kuna galvaanielementides ja akudes toimub rida keemilisi protsesse, mille tulemusena tekib elektrivool.

Nii keemia praktikas kui ka tehnikas mõõdetakse ja avaldatakse keemiliste reaktsioonide puhul vabanevat või neelduvat soojushulka tavaliselt soojusühikutes — kalorites.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetada hapniku füüsikalisi ja keemilisi omadusi.
2. Kuidas ja millest saadakse hapnikku a) laboratooriumides, b) tööstuses?
3. Mispärast toimub põlemine hapnikus energilisemalt kui õhus?
4. Mis on a) katalüüs, b) katalüsaator?
5. Milleks kasutatakse hapnikku tööstuses?
6. Millega seletuvad oksülikviitide plahvatavad omadused?
7. Mida nimetatakse allotroopiaks?
8. Nimetada osooni iseloomustavaid omadusi.
9. Missugustel tingimustel tekib osoon looduses?
10. Kuidas saadakse osooni laboratooriumides?
11. Milleks kasutatakse osooni?
12. Missuguseid reaktsioone nimetatakse a) eksotermilisteks, b) endotermilisteks?
13. Mitu grammi hapnikku kulub 1 g-aatomi fosfori põlemisel?
14. Mitu grammi hapnikku saadakse 1 g-moli bertolee soola lagunemisel?

[1] *Exo* tähendab kreeka keeles *välja*, kuna *endon* tähendab *sisse*.

§ 2. Väävel — *Sulfur.*

1. Väävel.

Keemiline sümbol S (loe: es); aatomkaal 32,066.

Väävel oli tuntud juba vanal ajal.

Väävli füüsikalised omadused. Igapäevases elus kohtame tavaliselt kahte väävlisorti: esimest kollase pulbrina väävliõie nime all, ja teist kangideks valatuna tükk- ehk kangväävli nime all, mis kergesti puruneb üksikuiks tükkideks.

Väävel kuulub nende keemiliste elementide hulka, mis puhtal kujul võivad esineda mitmes allotroopses teisendis.

Puhas looduslik väävel on kollane tahke kristalliline aine erikaaluga 2,07 ja sulamistemperatuuriga 112,8°. Väävel juhib halvasti elektrit ja soojust. Väävel ei lahustu vees, lahustub aga võrdlemisi hästi väävelsüsinikus. Temperatuuril 444,5° hakkab väävel keema ja destilleerub (joonis 48). Seejuures tekkivad oranžkollased aurud muutuvad jahtumisel pulbriliseks väävliks (väävliõis).

Väävli keemilised omadused. Keemiliste omaduste poolest on väävel tüüpiline mittemetall. Ta ühineb energiliselt peaaegu kõikide keemiliste elementidega.

Oma ühendites väävel on kahe-, nelja- või kuuevalentne, näiteks

I II I II IVII VIII
H_2S, Na_2S, SO_2, SO_3.

Väävli ühinemine vesinikuga. Vesinikuga ühineb väävel vahetult kõrgemal temperatuuril (310°), andes gaasilist väävelvesinikku:

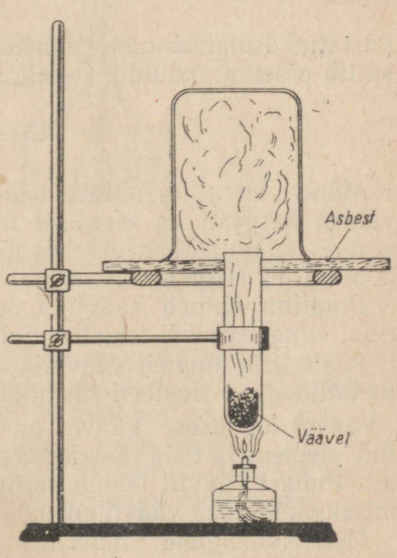
$$H_2+S=H_2S\uparrow$$

Näiteks, kui paigutada kolbi veidi väävlit ja soojendada teda keemiseni ning pärast seda juhtida sinna klaastoru kaudu vesinikku, siis viimane ühineb väävli aurudega ja kolvist eraldub mädamuna lõhnaga gaas — väävelvesinik (H_2S) (joonis 49).

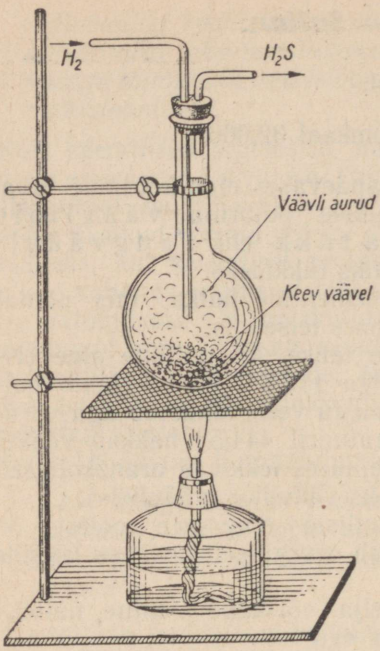
Väävli ühinemine hapnikuga. Hapnikuga ühineb väävel põlemisel, andes väävli oksüüdid, peamiselt vääveldioksüüdi ja vähesel määral vääveltrioksüüdi:

$$S+O_2=SO_2$$
$$2S+3O_2=2SO_3$$

Väävli ühinemine metallidega. Kõik metallid peale kulla võivad ühineda otseselt väävliga. Väävli



Joonis 48. Seadis väävli destilleerimiseks.



Joonis 49. Väävelvesiniku saamine väävli ja vesiniku ühinemisel.

ühinemisel metallidega saadakse väävelmetalle ehk s u l f i i d e.

Leelismetallid naatrium ja kaalium ühinevad väävliga hõõrumisel ja nõrgal soojendamisel plahvatusega, andes seejuures sulfiide, näiteks:

$$2Na+S=Na_2S$$

Sellised metallid, nagu näiteks pulbrikujuline raud, tsink ja alumiinium reageerivad väävliga juba nõrgal soojendamisel järsu pahvatusega, andes vastavaid sulfiide. Näiteks:

$Fe+S=FeS$ (raudsulfiid)
$Zn+S=ZnS$ (tsinksulfiid)
$2Al+3S=Al_2S_3$ (alumiiniumsulfiid).

Vase reageerimist väävliga selgitab järgmine katse. Kui avaras katseklaasis (joonis 50) soojendada väävlit kuni keemiseni ning asetada keeva väävli aurudesse vasktraadist «luuake» (mis on valmistatud isolatsioonist vabastatud elektrijuhtmest), siis vasktraat süttib põlema, muutudes seejuures vask(I)sulfiidiks (Cu_2S):

$$2Cu+S=Cu_2S$$

Mõned metallid, näiteks elavhõbe, reageerivad väävliga enamvähem kergesti ka tavalisel temperatuuril. Näiteks, kui hõõruda uhmris väävlipulbrit elavhõbedaga, siis tekib must pulber — elavhõbesulfiid (HgS).

Plaatina ühineb väävliga soojendamisel ainult peenikese pulbrina, kuna lehe või traadi kujul ta ei muutu ka sulanud väävlis.

Peale selle ühineb väävel kõrgel temperatuuril ka paljude mittemetallidega — fosfori, süsiniku, kloori ja teistega.

Väävel looduses. Väävel on looduses võrdlemisi levinud keemiline element ja teda leidub maakeral nii puhtal kujul kui ka ühendites. Puhast väävlit leidub paljudes kohtades lademetena, kuid tootmiseks kõlblikke väävlilademeid on siiski võrdlemisi vähe.

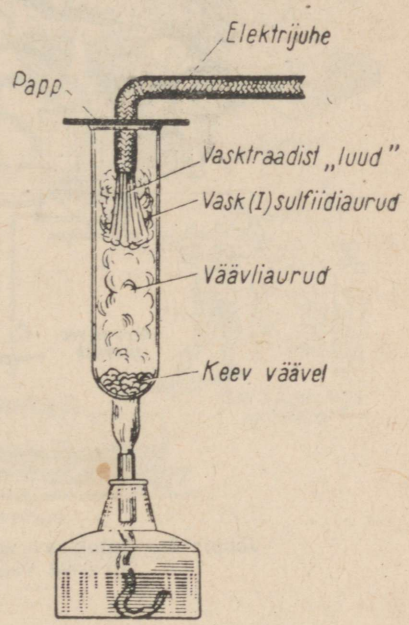
Meil Nõukogude Liidus asuvad puhta väävli rikkalikud lademed Kesk-Aasias, Kaukaasias, Kesk-Volga rajoonis jm.

Peale vaba väävli leidub looduses laialdaselt veel rida väävli

ühendeid metallidega, näiteks: püriit (FeS_2), vaserähk ($CuFeS_2$), seatinaläik (PbS), tsinkläik (ZnS), kinnaver (HgS), vaskläik (Cu_2S) jt. Veel sagedamini esineb väävel järgmiste mineraalide koostisosana: kips ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$), raskepagu ($BaSO_4$), mirabüliit ($Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$), mõrusool ($MgSO_4 \cdot 7H_2O$) jt.

Väävel kuulub samuti taimsetes ja loomsetes organismides leiduvate valkude koostisse; vähesel määral leidub teda ka kivisöes, naftas jm.

Väävli saamine. Väävli leiukohtades esinevate väävlimaagi kihtide paksus kõigub mõne meetri ja kümnete meetrite vahel. Need kihid asetsevad väga erinevates sügavustes, mõned asuvad maapinna läheduses, teised aga 200—300 m sügavuses. Neis väävlimaagi kihtides sisaldub peale vaba väävli veel mitmesuguseid lisandeid, nagu liiva, savi, kivisoola jt. aineid.



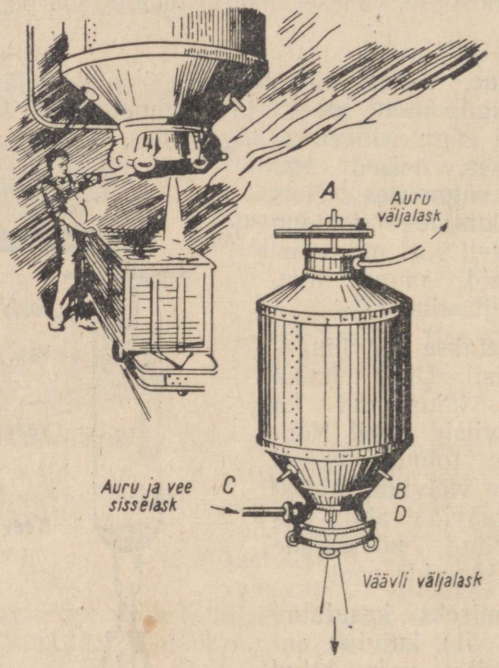
Joonis 50. Vase põlemine väävliaurudes.

Väävlit toodetakse väävlimaagist mitmel viisil. Ühes tehnika arenguga on täiustunud ka väävli tootmisviisid. Meil Nõukogude Liidus toimub väävli väljasulatamine väävlimaakidest eriliste autoklaavide abil, mis on konstrueeritud nõukogude teadlaste ja inseneride poolt.

Väävli saamiseks kasutatav seadis (joonis 51) kujutab endast teraslehtedest valmistatud silindrilist katelt, mida nimetatakse autoklaaviks. Autoklaav täidetakse ülemise luugi A kaudu peenestatud ja vajaduse korral rikastatud väävlimaagiga (3—4 tonni), niisutatakse veega ja suletakse hermeetiliselt. Seejärel juhitakse autoklaavi toru C kaudu aur rõhuga 6 at, mis tõstab väävlimaagi massi temperatuuri 140—150°-ni. Mõnetunnise soojendamise järel on väävel maagist välja sulanud ja koguneb autoklaavi põhja, kust ta kraani D kaudu rahulikult voolava joana välja valgub. Aheraine kõrvaldatakse autoklaavist alumise luugi B kaudu. Järgneb autoklaavi uus täitmine jne. See tootmisviis on väga ökonoomne ja ei kahjusta autoklaavi teenindava personali tervist.

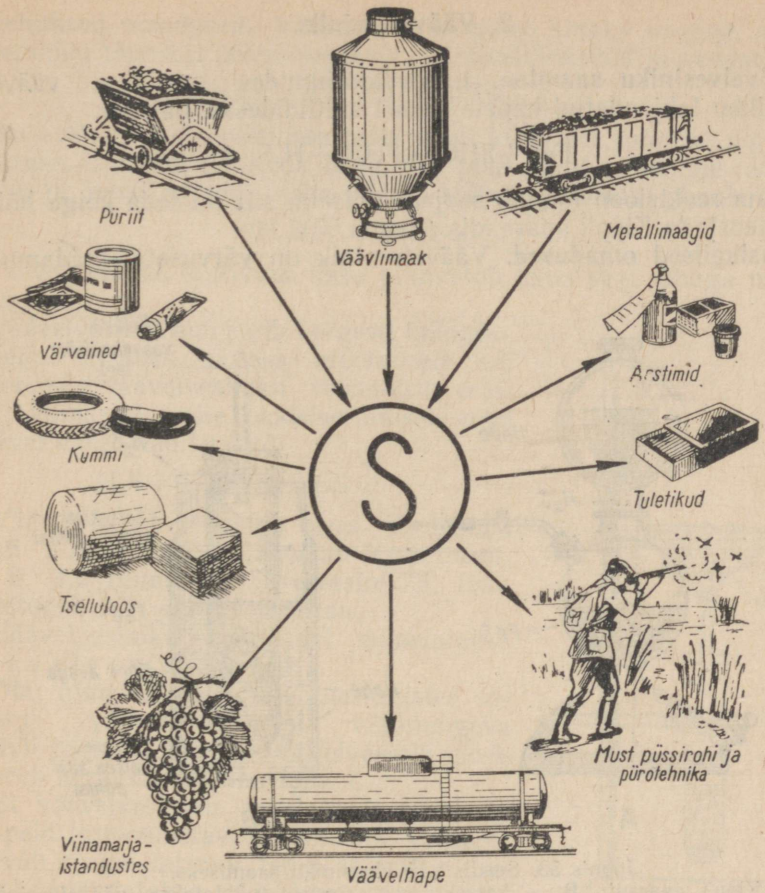
Tsaari-Venemaal veeti väävlit välismaalt sisse. Nõukogude võimu ajal avastati NSV Liidus suuri väävlilademeid. Peale selle

avastati nõukogude teadlaste töö tulemusena uus, tähelepanuväärv väävli saamise viis metallurgiliste ahjude väävlit (SO_2, H_2S) sisaldavatest lahkgaasidest. Kõik see võimaldas Nõukogude Liidul vabaneda väävli sisseveost välismaalt ja rahuldada kõiki meie rahvamajanduse mitmekesiste harude vajadusi.



Joonis 51. Autoklaav väävli väljasulatamiseks liivasest väävlimaagist.

Väävli kasutamine. Väävlit ja tema ühendeid kasutatakse rahvamajanduse kõikides harudes väga suurtes kogustes ning kõige mitmesugusemateks otstarveteks (joonis 52). Väävel on muutunud keemiatööstuse aluseks. Väävlit vajatakse tselluloosi (paber, tselluloid, tehissiid, suitsuta püssirohi), väävelhappe, tuletikkude, kummi, musta püssirohu, värvainete, ravimite jne. valmistamiseks. Väävliõit kasutatakse taimekaitsevahendina (näiteks viinamarjaistandustes).



Joonis 52. Väävli kasutamine.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetada väävli füüsikalisi omadusi.
2. Missuguseid väävlisorte tunnete?
3. Nimetada väävli keemilisi omadusi.
4. Mitme valentne on väävli-aatom ühendites a) metallidega, b) vesinikuga, c) hapnikuga?
5. Seletada ja iseloomustada väävli reageerimist metallide ja mittemetallidega.
6. Loetleda tähtsamad vaba väävli leiukohad NSV Liidus.
7. Kuidas saadakse väävlit väävlimaagist?
8. Nimetada tähtsamad väävli kasutamisalad.
9. Missugused ained ja missuguses koguses peavad tekkima segu reageerimisel, mis koosneb 15 g tsingist ja 6,4 g väävlist?

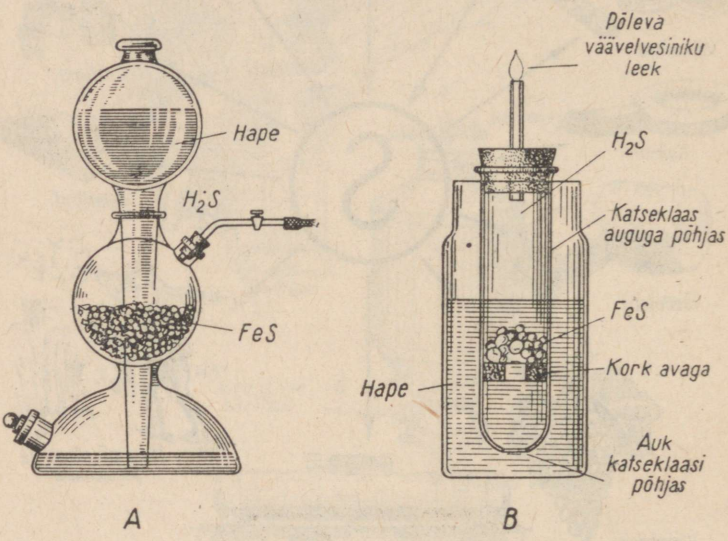
2. Väävelvesinik.

Väävelvesiniku saamine. Laboratooriumides saadakse väävelvesinikku lahjendatud hapete toimel sulfiididesse, näiteks:

$$FeS+2HCl=FeCl_2+H_2S\uparrow$$

Kuna reaktsioon toimub soojendamiseta, siis on teda kõige hõlpsam teostada Kipp'i aparaadis (joonis 53).

Füüsikalised omadused. Väävelvesinik on värvuseta, mädamuna



Joonis 53. Seadis väävelvesiniku saamiseks.
A — Kipp'i aparaat; B — katseklaasist seadis (näidatakse väävelvesiniku põlemist).

lõhnaga, õhust veidi raskem gaas. Normaalseis tingimustes kaalub 1 liiter väävelvesinikku 1,54 g. Väävelvesinik veeldub temperatuuril —60° ja tahkub temperatuuril —86°.

Väävelvesinik on väga mürgine ja juba üks osa väävelvesinikku 200 osa õhu kohta kutsub esile tugeva mürgituse, mille esimeseks tunnuseks on haistmise kaotamine, mis on eriti ohtlik seetõttu, et mürgitatu ei pane enam tähele teda varitsevat ohtu. Edasi järgnevad peavalu, peapööritus ja iiveldus. Väävelvesiniku sissehingamisele suuremas koguses võib järgneda minestus ja isegi surm hingamiselundite halvatuse tagajärjel.

Mürgituse puhul talutada kannatanu värske õhu kätte, raskeil juhtudel anda sisse hingata puhast hapnikku.

Mürgituste vältimiseks tuleb kõik katsed väävelvesinikuga toimetada ainult **tõmbekapis!**

Keemilised omadused. Väävelvesinik põleb sinaka leegiga; väävelvesiniku täielikul põlemisel tekivad vääveldioksüüd ja veeaur:

$$2H_2S+3O_2=2H_2O+2SO_2\uparrow$$

Kui asetada väävelvesiniku leeki mõni külm ese, näiteks portselankauss, s. t. kui jahutada leeki, siis pole gaasi põlemine enam täielik ja kausil eraldub vaba väävel kollase pulbrina (joonis 54):

$$2H_2S+O_2=2S+2H_2O$$

Väävelvesiniku süttivuse tõttu plahvatab tema segu õhuga nagu paukgaas.

Väävelvesinik reageerib kergesti halogeenidega. Lisades näiteks broomveele või kloorveele väävelvesiniku vesilahust, eraldub viimasest selle oksüdeerumisel vaba väävel valge häo kujul:

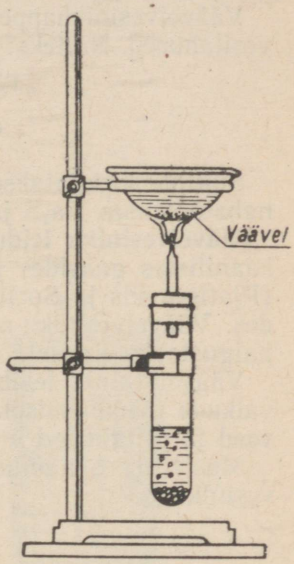
$$H_2S+Cl_2=2HCl+S\downarrow$$

Väävelvesinik lahustub vees võrdlemisi hästi: 1 ruumala vett lahustab temperatuuril 0° 4,6 ruumala väävelvesinikku, temperatuuril 20° aga 2,6 ruumala.

Väävelvesiniku vesilahust nimetatakse v ä ä v e l v e s i n i k v e e k s.

Õhu ning eriti valguse käes seistes sogastub väävelvesinikvesi väljalangeva väävli tagajärjel, sest väävelvesinik oksüdeerub kergesti hapniku toimel.

Et väävelvesiniku vesilahusel on kõiki happeid iseloomustavaid omadusi (näiteks värvub sinine lakmus tema toimel punaseks), nimetatakse väävelvesiniku vesilahust v ä ä v e l v e s i n i k h a p p e k s. Ta on väga nõrk, s. t. võrdlemisi passiivne hape.



Joonis 54. Väävelvesiniku põlemine õhus.

Väävelvesinikhappe soolad. Väävelvesinikhape annab metallidega, aluseliste oksüüdidega, aluste ja sooladega reageerimisel soolasid, mida nimetatakse s u l f i i d i d e k s.

Kahealuselise happena annab väävelvesinikhape kaks rida soolasid: neutraalseid ja hapusid. Neutraalseid soolasid nimetatakse lihtsalt sulfiidideks, hapusid soolasid aga vesiniksulfiidideks. Näiteks naatriumsulfiid — Na_2S ehk $^{Na}_{Na} > S$, naatriumvesiniksulfiid — NaHS ehk $^{Na}_{H} > S$.

N ä i t e i d s u l f i i d i d e s a a m i s e k o h t a. Väävelvesiniku toimel naatriumhüdroksüüdi vesilahusesse saadakse naatriumsulfiid:

$$2NaOH+H_2S=Na_2S+2H_2O$$

Väävelvesiniku toimel vasksulfaadi vesilahusesse saadakse vask(II)sulfiid:

$$CuSO_4 + H_2S = CuS\downarrow + H_2SO_4$$

Enamik sulfiide ei lahustu vees, paljud ei lahustu isegi hapetes. Vees lahustuvad leelismetallide (ja mõningad teised) sulfiidid (vt. lisa 2). Sel põhjusel on sulfiidid looduses väga levinud.

Paljudel sulfiididel on neid iseloomustav värvus, nii näiteks on vask(II)sulfiid (CuS) — must, kadmiumsulfiid (CdS) — kollane (kollane värvaine), tsinksulfiid (ZnS) — valge, mangaansulfiid (MnS) — roosakas. Seega on võimalik sulfiidide värvuse põhjal määrata sulfiidis esinevat metalli.

Väävelvesinikhappe reaktiiviks on seatina ja kadmiumi soolade vesilahused. Näiteks:

$$Pb(NO_3)_2 + H_2S = PbS\downarrow + 2HNO_3$$
must sade

$$CdSO_4 + H_2S = CdS\downarrow + H_2SO_4$$
kollane sade

Sulfiide kasutatakse laialdaselt tööstuses, näiteks tarvitatakse nahatööstuses Na_2S ja K_2S karvade mahavõtmise vahendina.

Väävelvesiniku leidumine. Väävelvesinikku leidub looduses vulkaanilistes gaasides ja mineraalallikate vetes, näiteks Kaukaasias (Pjatigorskis ja Sotši-Matsestas), Staraja Russas ja teistes kohtades. Väävelvesiniku-allikate vett kasutatakse haiguste (eriti nahahaiguste) ravimisel.

Väävelvesinik tekib ka loomade korjustes ja taimedes olevate valkude mädanemisel. See ongi põhjuseks, miks solgiaugud, roiskveed ja prügimäed levitavad sageli väävelvesiniku haisu.

Musta mere alumised veekihid on kohati mürgistatud väävelvesinikuga.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetada väävelvesiniku füüsikalisi ja keemilisi omadusi.
2. Missugused omadused on väävelvesiniku vesilahusel?
3. Mida nimetatakse a) sulfiidiks, b) vesiniksulfiidiks?
4. Nimetada väävelvesiniku leiukohti looduses.
5. Kuidas saadakse laboratooriumis väävelvesinikku?
6. Mitu grammi väävelvesinikku tekib 32 g väävli reageerimisel vesinikuga?
7. Mitu grammi väävelvesinikku tekib 11 g raudsulfiidi reageerimisel väävelhappega?
8. Mitu grammi seatinasulfiidi tekib väävelvesiniku juhtimisel läbi lahuse, milles on 0,5 g-moli seatinanitraati?

3. Vääveldioksüüd ja väävlishape.

Vääveldioksüüdi saamine. Vääveldioksüüd ehk väävlishappe anhüdriid (SO_2) tekib väävli otsesel põlemisel õhus või hapnikus:

$$S + O_2 = SO_2$$

Väävli põlemisel ei saada aga vääveldioksüüdi puhtal kujul,

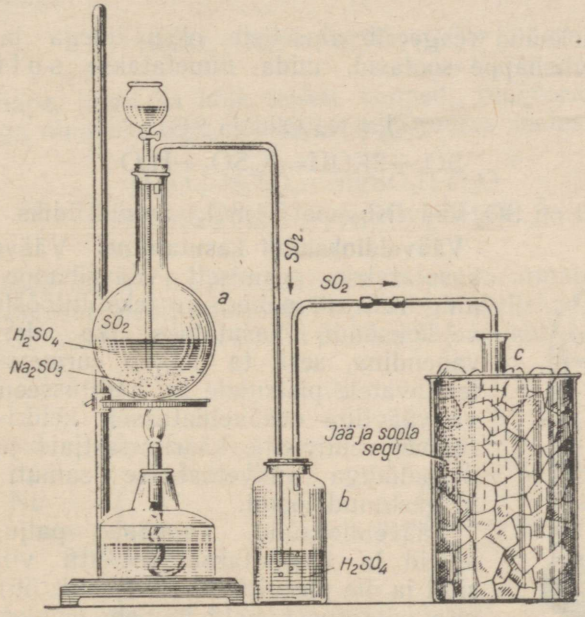
sest ühes vääveldioksüüdiga tekib vähesel määral ka vääveltrioksüüdi (SO_3); viimane on nähtav kerge valge suitsuna.

Laboratooriumis on kõige hõlpsam saada vääveldioksüüdi kontsentreeritud väävelhappe toimel naatriumsulfitisse (joonis 55):

$$Na_2SO_3+H_2SO_4=Na_2SO_4+H_2SO_3$$

Tekkinud väävlishape (H_2SO_3) laguneb kohe veeks ja vääveldioksüüdiks:

$$H_2SO_3=H_2O+SO_2\uparrow$$



Joonis 55. Vääveldioksüüdi veeldamine: a) SO_2 saamine; b) SO_2 kuivatamine; c) SO_2 veeldamine.

Vääveldioksüüdi omadused. Vääveldioksüüd on värvuseta, terava lõhnaga gaas, mis kõigile on tuntud põleva väävli lõhnana. Vääveldioksüüd mõjub ärritavalt silmadele ja hingamisorganite limanahkadele. Vääveldioksüüd kahjustab tervist isegi väga väikestes kogustes pideval sissehingamisel, sest ta on mürgine.

Eriti hävitavalt mõjub vääveldioksüüd taimestikule. Vabrikute ümbruses, millede tootmisprotsessi tulemusel eraldub õhku vääveldioksüüd, hävineb igasugune taimestik. Tänapäeval püütakse meie vabrikutes vääveldioksüüd kinni ja kasutatakse ära väävelhappe ning väävli saamiseks.

Normaalseis tingimustes kaalub 1 liiter SO_2 2,93 g. Järelikult on vääveldioksüüd õhust üle kahe korra raskem.

Atmosfäärsel rõhul veeldub vääveldioksüüd võrdlemisi kergesti värvusetuks vedelikuks, mis keeb temperatuuril —10°. Vääveldioksüüdi on võimalik alal hoida teraspudelites harilikul temperatuuril 2,5 at rõhu all.

Vääveldioksüüd lahustub hästi vees. Üks ruumala vett lahustab temperatuuril 20° 39,4 ruumala SO_2.

Vääveldioksüüdil on kõik happe anhüdriidide keemilised omadused. Ta reageerib veega ja moodustab sellega ebapüsiva väävlishappe:

$$SO_2+H_2O=H_2SO_3$$

Vääveldioksüüd reageerib aluseliste oksüüdidega ja alustega, andes väävlishappe soolasid, mida nimetatakse sulfititeks. Näiteks:

$$SO_2+Na_2O=Na_2SO_3$$
$$SO_2+2KOH=K_2SO_3+H_2O$$

Järelikult on SO_2 väävlishappe (H_2SO_3) anhüdriidiks.

Joonis 56. Lillede valastamine vääveldioksüüdiga.

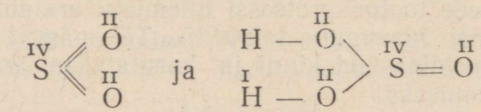
Vääveldioksüüdi kasutamine. Vääveldioksüüdi kasutatakse peamiselt väävelhappe tootmisel ning vahetult paberi- ja tekstiilitööstuses. Vääveldioksüüdi kasutatakse ka desinfitseeriva vahendina, sest ta mõjub surmavalt haigusi tekitavatele pisikutele ja hallitusseentele. Põleva väävliga «vääveldatakse» keldri- ja aidaruume, veinivaate, käärimisasjaid jne. Vääveldioksüüdiga vääveldatakse samuti kärntõppe haigestunud loomi.

Vääveldioksüüd valastab paljusid värvaineid ja kasutatakse seetõttu villa, paberi, siidi ja õle pleegitamiseks (joonis 56). Ta ei hävita värvaineid, vaid ühineb nendega värvusetuiks ühendeiks, mis on taastatavad. Seetõttu muutuvad näiteks vääveldioksüüdiga pleegitatud õlgkübarad pikkamööda jälle kollaseks.

Väävlishape ja tema soolad. Juhtides vääveldioksüüdi vette, saadakse ebapüsiva väävlishappe vesilahus:

$$SO_2+H_2O=H_2SO_3$$

Vääveldioksüüdis ja väävlishappes on väävel neljavalentne, nagu nähtub järgmistest struktuurvalemitest:



vääveldioksüüd SO_2 väävlishape H_2SO_3

Väävlishape on nõrk hape, mis püsib ainult nõrkades vesilahustes. Väävlishappe vesilahuse kontsentreerimisel laguneb ta vääveldioksüüdiks ja veeks:

$$H_2SO_3 = H_2O + SO_2 \uparrow$$

Väävlishape on soolhappest palju nõrgem ja keemiliselt vähem aktiivne. Seetõttu reageerib väävlishape metallidega ka palju aeglasemalt kui soolhape.

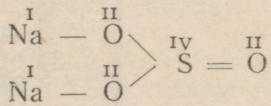
Väävlishape reageerib otseselt aktiivsemate metallidega, näiteks magneesiumiga:

$$H_2SO_3 + Mg = MgSO_3 + H_2 \uparrow$$

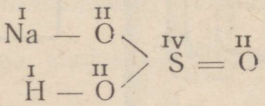
Väävlishape, nagu ka kõik teised happed, reageerib aluseliste oksüüdidega ning alustega, tekitades selle juures soolasid. Näiteks:

$$MgO + H_2SO_3 = MgSO_3 + H_2O$$
$$2KOH + H_2SO_3 = K_2SO_3 + 2H_2O$$

Väävlishape on k a h e a l u s e l i n e hape ja annab kaks rida püsivaid soolasid: neutraalseid ja hapusid. Väävlishappe neutraalseid soolasid nimetatakse s u l f i t i t e k s ja hapusid — v e s i n i k s u l f i t i t e k s.



naatriumsulfit
Na_2SO_3



naatriumvesiniksulfit
$NaHSO_3$

Väävlishappe sooladel on väga suur tähtsus tehnikas; näiteks kasutatakse naatriumsulfitit (Na_2SO_3) tekstiilitööstuses, fotoasjanduses, arstiteaduses, toiduainete ja puuvilja konservimisel jne. Naatriumvesiniksulfitit ($NaHSO_3$) kasutatakse kangaste värvimisel. Kaltsiumvesiniksulfitit [$Ca(HSO_3)_2$] tarvitatakse suurtes kogustes tselluloositööstuses puidu ümbertöötamisel sulfit-tselluloosiks.

Kordamisküsimusi.

1. Missugusel kolmel viisil saadakse vääveldioksüüdi?
2. Nimetada vääveldioksüüdi omadusi.
3. Nimetada väävlishappe omadusi. Kas on võimalik saada kontsentreeritud väävlishapet? Kui mitte, siis mispärast?
4. Milleks kasutatakse peamiselt vääveldioksüüdi, väävlishapet ja tema soolasid?
5. Mitu grammi vääveldioksüüdi tekib 12 g väävli põletamisel?
6. Kui palju tuleb võtta naatriumsulfitit, et temasse soolhappega toimimisel saada 16 g vääveldioksüüdi?

4. Vääveltrioksüüd ehk väävelhappe anhüdriid.

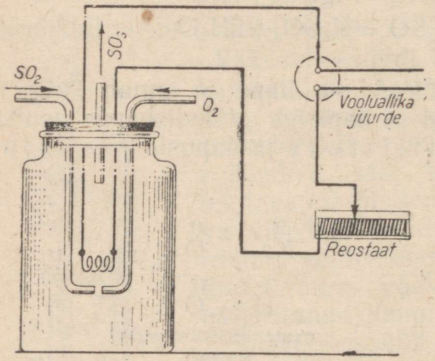
Vääveltrioksüüdi saamine. Vääveltrioksüüd (SO_3) tekib vähesel määral valge suitsu kujul ühes vääveldioksüüdiga väävli põlemisel hapnikus.

Vääveltrioksüüdi saadakse suuremates kogustes vääveldioksüüdi otsesel ühinemisel hapnikuga:

$$2SO_2+O_2=2SO_3$$

Harilikes tingimustes ja isegi soojendamisel oksüdeerub aga vääveldioksüüd äärmiselt aeglaselt, mispärast vääveltrioksüüdi saamiseks kasutatakse katalüsaatoreid, s. t. reaktsiooni kiirendajaid.

Katalüsaatorite juuresolekul ja kõrgemal temperatuuril kiireneb vääveldioksüüdi ja hapniku vahel toimuv oksüdeerimisreaktsioon tunduvalt.



Joonis 57. SO_3 saamine SO_2 ja O_2 segust raudoksüüdist katalüsaatori juuresolekul.

Joonis 58. SO_3 saamine SO_2 ja O_2 segust.

Katalüsaatorina kasutatakse raud(III)oksüüdi (Fe_2O_3), peenestatud plaatinat (Pt), vanaadiumhappe anhüdriidi (V_2O_5).

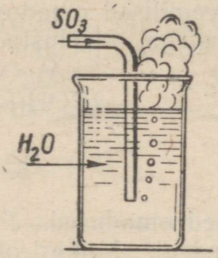
Väiksemate vääveltrioksüüdi koguste saamiseks kasutatakse laboratooriumides joonisel 57 kujutatud seadist. Kuiva purki juhitakse läbi seda sulgeva korgi kahe painutatud klaastoru kaudu vääveldioksüüdi (SO_2) ja hapnikku (O_2). Korki läbib veel kaks vasktraadist valmistatud elektroodi. Purgis olevad elektroodiotsad ühendatakse raudtraadist valmistatud spiraaliga või elektripliidi küttespiraalitükiga. Läbi spiraali juhitakse valgustusvõrgust võetud elektrivool, spiraali hõõgumist reguleeritakse reostaadi abil. Katalüsaatoriks on selle katse puhul traadi hõõgumisel tekkiv raudoksüüd. Purgis tekib vääveltrioksüüdi valge suits. Loksutades saadud suitsutaolist vääveltrioksüüdi veega, saadakse väävelhape.

Lakmuse ja baariumkloriidi abil on võimalik tõestada, et purgis tekkis väävelhape.

Kui paigutada vääveldioksüüdi ja hapniku seguga täidetud purki tugevasti hõõguv terastraat, saadakse selles samuti vääveltrioksüüd (joonis 58).

Vääveltrioksüüdi omadused. Puhas vääveltrioksüüd (SO_3) on temperatuuril 45° keev vedelik, mis tardub temperatuuril 17° värvusetuks kristalliliseks massiks.

Joonis 59. Vääveltrioksüüdi alalhoidmine.



Joonis 60. Vääveltrioksüüdi halb lahustuvus vees.

Vääveltrioksüüdi hoitakse alal kinnisulatatud klaaskolvis (joonis 59).

Vääveltrioksüüd ühineb energiliselt veega, kusjuures eraldub rohkesti soojust ja tekib väävelhape:

$$SO_3+H_2O=H_2SO_4$$

Valades aga vett kristallilisele vääveltrioksüüdile, võib tormiliselt toimuva reaktsiooni tõttu vabaneva suure soojushulga mõjul vesi muutuda järsult auruks ja põhjustada kardetavat plahvatust.

Gaasiline vääveltrioksüüd lahustub väga halvasti vees, kuna tekkinud udutaolised väävelhappe tilgad on vees väheliikuvad ja oma kerguse tõttu hõljuvad gaasis ning tõusevad seetõttu ühes gaasimullidega üles ja eralduvad veest (joonis 60).

Vääveltrioksüüd lahustub aga hästi kontsentreeritud väävelhappes, astudes osaliselt temaga keemilisse ühendusse. Seda lahust nimetatakse **suitsevaks väävelhappeks.**

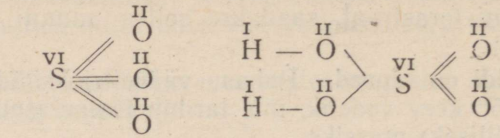
Sel põhjusel lahustatakse väävelhappetööstuses SO_3 kontsentreeritud väävelhappes ja mitte vees.

Vääveltrioksüüd laguneb kõrgel temperatuuril vääveldioksüüdiks ja hapnikuks:

$$2SO_3=2SO_2+O_2$$

Järelikult on vääveltrioksüüd (SO_3) oksüdeerija.

Vääveltrioksüüdis ja väävelhappes on väävel kuuevalentne, nagu nähtub allpool toodud struktuurvalemitest:



Vääveltrioksüüd SO_3 | Väävelhape H_2SO_4

Väävelhappe anhüdriidil on tüüpilistele happe anhüdriididele kuuluvad keemilised omadused. Ta reageerib aluseliste oksüüdidega ja alustega, moodustades väävelhappe soolasid. Näiteks:

$$MgO + SO_3 = MgSO_4$$
$$2KOH + SO_3 = K_2SO_4 + H_2O$$

5. Väävelhape.

Füüsikalised omadused. Puhas väävelhape on värvuseta raske õlitaoline vedelik[1]. Müügil olev väävelhape sisaldab ligikaudu 96% H_2SO_4. Tema erikaal on 1,84. Erinevalt teistest hapetest on väävelhape vähe lenduv ja väga püsiv. Väävelhape keeb temperatuuril 336,5°.

Keemilised omadused. 1. Väävelhappe väike lenduvus. Et väävelhape on mittelenduv hape, siis on võimalik tema toimel vastavatesse sooladesse saada mõningaid teisi, väävelhappest kergemini lenduvaid happeid. Näiteks

a) soolhappe saamine:

$$2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl \uparrow$$

b) lämmastikhappe saamine:

$$2NaNO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HNO_3 \uparrow$$

2. Väävelhappe happelised omadused. Väävelhape on keemiliselt väga aktiivne hape, seetõttu reageerib ta paljude ainetega.

Peaaegu kõik metallid lahustuvad lahjendatud väävelhappes, mille juures eraldub vesinik ja tekivad soolad (sulfaadid), näiteks:

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2 \uparrow$$

Metallidest ei lahustu lahjendatud väävelhappes ainult vask, elavhõbe, hõbe, plaatina ja kuld.

Edasi reageerib väävelhape aluseliste oksüüdidega, alustega ja sooladega, andes seejuures väävelhappe soolasid (sulfaate), näiteks:

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$$
$$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O$$
$$CuCO_3 + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

[1] Rahvasuus nimetatakse väävelhapet lõngaõliks ehk vitriolõliks.

3. Väävelhape oksüdeerijana. Kontsentreeritud väävelhape ei reageeri külmalt mõnede metallidega, seevastu soojendamisel reageerib väga energiliselt.

Asjaolu, et kontsentreeritud väävelhape ei reageeri rauaga harilikul temperatuuril, võimaldab väävelhapet hoida raudvaatides, vedada teda raudtsisternides ja kasutada väävelhappega töötamisel raudaparatuuri.

Kontsentreeritud väävelhape toimib soojendamisel kui oksüdeerija ning reageerib metallidega teisiti kui lahjendatud hape. Kõik metallid peale kulla ja plaatina lahustuvad soojas kontsentreeritud väävelhappes.

Metalli lahustumisreaktsioon on võrdlemisi keerukas. Oksüdeerumisprotsessi kestel kontsentreeritud väävelhape ise laguneb ja redutseerub kuni väävlishappe anhüdriidini (SO_2). Seda väävelhappe lagunemisprotsessi võib kujutada järgmise reaktsiooni võrrandi abil:

$$H_2SO_3 \rightarrow H_2O + SO_2 + O$$

Tekkimismomendil eralduv hapnik on atomaarne ja oksüdeerib metalli, muutes viimast oksüüdiks, mis happe uute molekulidega reageerides annab soola.

Näiteks reageerib vask kontsentreeritud väävelhappega alljärgnevalt.

Esimeses järgus vask oksüdeerub väävelhappe toimel vask(II)-oksüüdiks, kusjuures eraldub vääveldioksüüd:

$$Cu + H_2SO_4 = CuO + H_2O + SO_2 \uparrow$$

Teises järgus reageerib tekkinud vask(II)oksüüd väävelhappe ülehulgaga ja tekib sool — vasksulfaat:

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$$

Liites mõlemad reaktsiooni võrrandid saame reaktsiooni summaarse võrrandi:

I järk: $Cu + H_2SO_4 = [CuO] + H_2O + SO_2 \uparrow$ (oksüdeerumine)
II järk: $[CuO] + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$ (soola tekkimine)

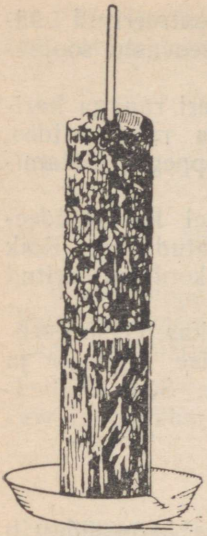
$$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$$

Analoogiliselt reageerib kontsentreeritud väävelhape paljude teiste metallidega ning mõningate mittemetallidega, näiteks söega:

$$2H_2SO_4 + C = 2H_2O + CO_2 \uparrow + 2SO_2 \uparrow$$

Ülaltoodust selgub, et kontsentreeritud väävelhape on oksüdeerivate omadustega.

4. Väävelhappe sõõbivad omadused. Paljud orgaanilised ained, nagu tselluloos, mis moodustab puidu peamise



Joonis 61. Suhkru söestumine väävelhappes.

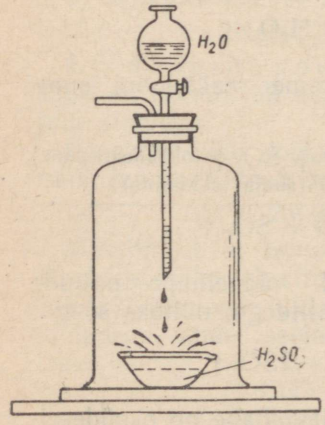
koostisosa, suhkur jt. söestuvad kontsentreeritud väävelhappes. Orgaaniliste ainete koostisse kuuluvad peamiselt keemilised elemendid süsinik (C), vesinik (H) ja hapnik (O); näiteks avaldub suhkru koostis valemiga — $C_{12}H_{22}O_{11}$. Reageerimisel väävelhape justkui võtab orgaanilistelt ainetelt vee molekuli koostisse kuuluvad elemendid — vesiniku ja hapniku ära, jättes järele süsiniku, mis eraldub söena.

Asetame keeduklaasi väikese koguse peenestatud suhkrut, valame sellele mõni ml kontsentreeritud väävelhapet ja segame segu kiiresti; saadud segu muutub mustaks ja hakkab kerkima. Eralduvad gaasid CO_2 ja SO_2, suhkur söestub ja tekkiv süsi on väga koguka, koheda ja urbse massiga (joonis 61). See, et eralduvad gaasid koosnevad CO_2-st ja SO_2-st, näitab, et kontsentreeritud väävelhape toimib kui oksüdeerija; andes ära osa omast hapnikust, muutub ta ise vääveldioksüüdiks ja veeks. Hapnik astub reaktsiooni söega ja moodustab süsihappegaasi.

Samal viisil söestub ka puit tema asetamisel kontsentreeritud väävelhappesse. Samuti põhjustab nahale sattunud väävelhape kardetavaid **põletushaavu.**

Seepärast äärmine ettevaatus **väävelhappega tegelemisel!**

5. Väävelhape vett siduva ainena. Väävelhappe iseärasuseks on tema omadus energiliselt ühineda veega, kusjuures eraldub palju soojust. Väävelhappe reageerimist veega näitab ilmekalt joonisel 62 kujutatud katse.



Joonis 62. Väävelhappe reageerimine veega.

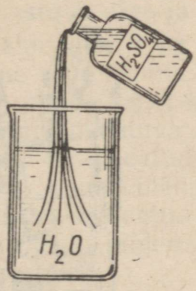
Töötades kontsentreeritud väävelhappega tuleb tingimata kinni pidada järgmistest ettevaatusabinõudest: väävelhappe lahjendamisel veega tuleb väävelhapet valada vette peene joana, lahust kogu aeg segades (joonis 63). Väävelhappe väljapurskumise vältimiseks **ei tohi** mingil tingimusel **valada vett happesse!**

Vee valamisel väävelhappesse võib vesi soojeneda kuni keemiseni ning veeaur võib põhjustada väävelhappe väljapritsimist anumast (joonis 64), tekitades kardetavaid põletushaavu.

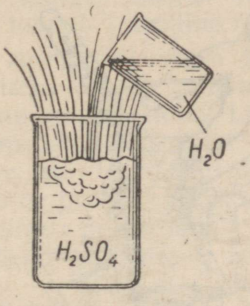
Juhul, kui väävelhappe tilgad on sattunud nahale, tuleb söövitatud kohta tugevasti uhta esiteks puhta veega, siis söögisooda vesilahuse, lubjavee või ka

seebiveega, selle järel sinna raputada söögisoodat, hambapulbrit või midagi muud, mis neutraliseerib hapet.

Väävelhape neelab ahnelt endasse veeauru ja teda kasutatakse seetõttu tihti väävelhappega mittereageerivate gaaside kuivatamiseks.



Joonis 63.
Väävelhappe valamine vette.



Joonis 64
Vee valamine väävelhappesse.

Soojuslikud nähtused lahustumisel. Ainete lahustumisel vees võib täheldada rida nähtusi, millest märgime praegu kahte: soojuse neeldumine ja soojuse eraldumine.

1. Jahtumine lahustumisel. Mõnede tahkete ainete lahustumisega vedelikes kaasneb väiksem või suurem soojuse neeldumine, mistõttu värskelt valmistatud lahus on madalama temperatuuriga kui võetud lahusti.

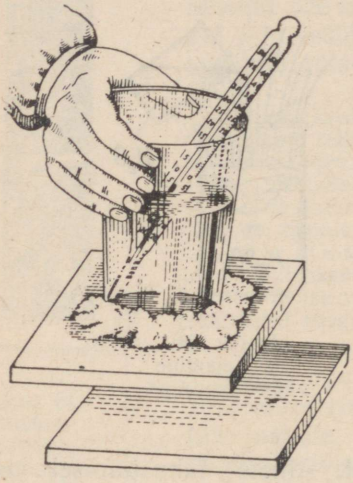
Soojuse neeldumise demonstreerimiseks lahustumisel teeme järgmise katse.

Valame klaasi külma vett ja määrame vee temperatuuri. Asetame klaasi kergele vineerist või papist alusele, enne klaasi põhja veega niisutades. Puistame klaasi ammooniumnitraati ja segame klaasi sisu hoolikalt klaaspulgaga. Varsti näeme termomeetri järgi ja tunneme ka käega katsudes, et lahus on tugevasti jahtunud. Harilikult on jahtumine niivõrd tugev, et klaas külmub aluse külge kinni ja klaasi tõstes tõuseb ka alus (joonis 65). (Sel juhul peab lahusti algtemperatuur olema 0° lähedal.)

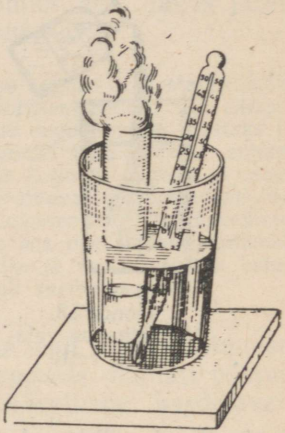
Mõned soolad põhjustavad lahustumisel üsna tugevat jahtumist. Temperatuuri alanemist lahustumisel kasutatakse sageli nn. jahutussegude valmistamiseks, mida tegelikus elus tarvitatakse madalate temperatuuride saamiseks.

Madalaid temperatuure võib saada soolade segamisel jää või lumega. Näiteks 3 kaaluosa jääd või lund ja 1 kaaluosa keedusoola (NaCl) annavad temperatuuri kuni —21° C; jää või lumi ja kristalliline kaltsiumkloriid ($CaCl_2 \cdot 6H_2O$) annavad temperatuuri kuni —55° C.

Jahtumist lahustumisel võib võrrelda jahtumisega aurustumisel. Mõlemal juhul kulub soojust molekulide üksteisest lahtirebimiseks. Tahke kristallilise aine lahustumisel purunevad kristallid ja lahustunud aine molekulid jagunevad lahusti massis. Selleks on



Joonis 65. Temperatuuri alanemine lämmastikhappe soola lahustumisel.



Joonis 66. Temperatuuri tõus naatriumhüdroksüüdi lahustumisel. Eeter keeb katseklaasis.

tarvis kulutada energiat, mistõttu on loomulik, et lahustumisega kaasneb ka soojuse neeldumine ja lahuse temperatuuri alanemine.

2. S o o j e n e m i n e l a h u s t u m i s e l. Mõnede ainete lahustumisel täheldatakse, vastupidi, soojenemist, s. t. soojuse eraldumist. Näiteks, kui võtame klaasi külma veega ja asetame sellesse tahket naatriumhüdroksüüdi, siis segamisel viimane lahustub; seejuures termomeeter näitab vedeliku tugevat soojenemist, mida võime tunda ka käega, kui katsume klaasi (joonis 66).

Ka väävelhappe lahustumisel vees soojeneb lahus tunduvalt.

Neil juhtudel näitab meile tugev soojenemine, et tegemist ei ole ainult füüsikaliste nähtustega, s. t. lahustatava aine molekulide üksteisest eraldumisega, vaid ka mitmesuguste k e e m i l i s t e n ä h t u s t e g a.

Hüdraadid ja kristallhüdraadid. Teadlastel õnnestus mitmesuguseid uurimismeetodeid kasutades tõestada, et lahustumisel paljude ainete molekulid ühinevad lahusti molekulidega, moodustades eriliiki k e e m i l i s i ü h e n d e i d.

Kui lahustiks on vesi, siis lahustunud aine ühendeid veega nimetatakse **hüdraatideks** ja nende tekkimise protsessi ennast — h ü d r a t i s e e r u m i s e k s.

Tekkinud hüdraate saab lahustest eraldada. Nii näiteks tuntakse väävelhappe puhul järgmisi hüdraate: $H_2SO_4 \cdot H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$ jt.; naatriumhüdroksüüd annab hüdraate $NaOH \cdot 2H_2O$, $NaOH \cdot 7H_2O$ jt. (punkt aine molekuli valemi ja vee molekuli valemi vahel tähendab keemilist seost).

Lahuste koostise ühtlus teeb neid sarnanevaks keemiliste ühenditega. Mõningate ainete lahustumisel eralduv soojus viitab sellele, et lahustuva aine ja lahusti vahel toimub keemiline reaktsioon.

Seega lahustumine on mitte ainult mingi lahustuva aine puhtmehaaniline segunemine lahustiga, näiteks veega, vaid lahustumisel toimub nende vahel ka mingi keemiline reaktsioon. Lahustumisel tõmbuvad lahustuva aine ja vee molekulid üksteist ligi ning nende vahel tekib teatud keemiline seos, mis eri aineil on erineva tugevusega. Seega läheneb lahustuva aine ja vee vahel toimuv vastastikune protsess teatud määral keemilisele protsessile. Protsesside tulemusena tekib lahuses keemiline ühend — hüdraat, mida käsitleti juba eespool.

Oletuse hüdraatide olemasolust vesilahustes avaldas esimesena kuulus vene keemik D. I. Mendelejev aastal 1887.

Teiste teadlaste (I. A. Kablukov, D. P. Konovalov jt.) hilisemad uurimused kinnitasid Mendelejevi oletust hüdraatide tekkimisest ainete lahustumisel vees ja tema teooria hüdraatidest muutus lahuste üldteooria aluseks.

Hüdraadid on võrdlemisi püsimatud ühendid, mis paljudel juhtudel lagunevad juba lahuste aurustumisel. Mõnikord on aga hüdraatvesi lahustunud aine molekulidega niivõrd tugevasti seotud, et aine eraldumisel lahusest jääb vesi kristallide koostisse.

Selliseid kristallilisi aineid, mille struktuuris on ka vee molekulid iseseisvate üksustena, nimetatakse **kristallhüdraatideks** ja neis sisalduvat vett — **kristallveeks.**

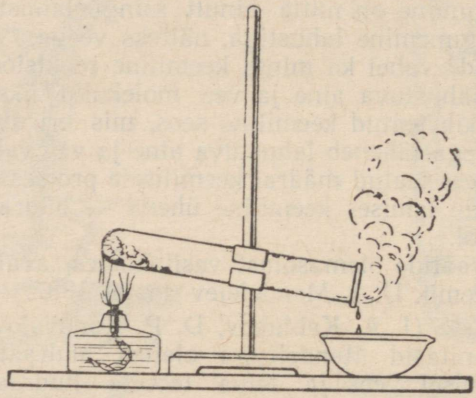
Eriti kergesti moodustavad kristallhüdraate paljud soolad. Nii näiteks sinised vasevitrioli kristallid ei ole ainult $CuSO_4$, vaid sisaldavad ka vett, nimelt ühe molekuli $CuSO_4$ kohta 5 molekuli H_2O, seega vasevitrioli valem kujuneb järgmiseks: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Naatriumsulfaadi kristallhüdraadi (glaubrisoola) valem on $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ jne.

Kristallvee seose püsivus on eri ainete kristallides erinev. Paljud neist kaotavad kristallvee juba toatemperatuuril. Nii näiteks kristalliline sooda (pesusooda — $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$) kaotab õhu käes seistes võrdlemisi kergesti vee, muutub tuhmiks ja laguneb pikkamööda valgeks pulbriks.

Teised kristallhüdraadid kaotavad kristallvee alles tugevamal soojendamisel. Näiteks sinised vasevitrioli kristallid muutuvad soojendamisel valgeks, kusjuures eraldub vesi. Kui veevabale vasksulfaadile ($CuSO_4$) valada vett, siis toimub energiline reaktsioon, kusjuures eraldub palju soojust ja tekib jälle sinine vasevitriol (joonis 67).

Soojuse eraldumine sellel katsel tõestab veel kord, et kristallvesi on keemiliselt aine molekulidega seotud ja võtab kristallide moodustamisest osa.

Ei tule aga arvata, et kõikide ainete kristallid sisaldavad kristallvett. Keedusool näiteks kristalliseerub kristallveeta. On olemas veel rida aineid, mis ei sisalda kristallvett.



Joonis 67. Kristallvee eraldumine vase-vitrioli kristallide soojendamisel.

Väävelhappe tähtsusest ja kasutamisest. Väävelhape on põhilise tähtsusega nii keemiatööstusele kui ka meie maa kogu rahvamajandusele. Ta on vajalik nii igas keemiatööstuse harus kui ka nafta-, tekstiili-, metallurgia-, elektrotehnika- ja teistes tööstustes.

Väävelhappe abil valmistatakse kahte tähtsamat kunstväetist: fosforväetist — superfosfaati ja lämmastikväetist — ammooniumsulfaati. Seega osutub väävelhape üheks tähtsamaks teguriks meie põldude viljakuse tõstmisel, mis on ülisuure tähtsusega meie sotsialistlikule põllumajandusele.

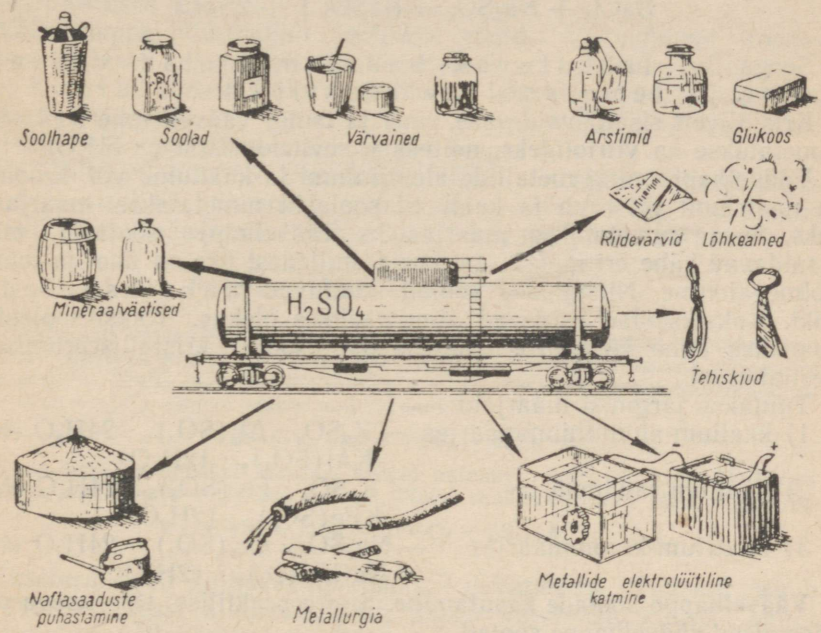
Väävelhapet kasutatakse peaaegu kõikide lõhkeainete valmistamisel.

Väävelhapet kasutatakse veel teiste hapete tootmiseks, sest ta on väga tugev ja mittelenduv hape, olles seejuures ka väga odav.

Peale selle kasutatakse väävelhapet mitmesuguste soolade, mineraalvärvide, tekstiilitööstuses kasutatavate värvainete, tehiskiuainete valmistamiseks; edasi kasutatakse teda metallurgias, naftatööstuses — petrooleumi, bensiini ja määrdeainete puhastamiseks, rasvade töötlemisel, suhkru- ja nahatööstuses, akumulaatorite elektrolüüdina jne. (joonis 68).

Ei ole ühtegi keemiatööstuse haru, kus ei kasutata väävelhapet.

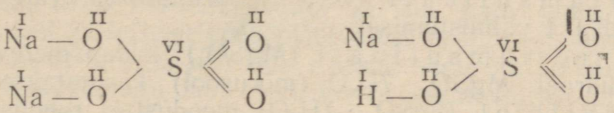
Väävelhappe soolad. Väävelhape on kahealuseline hape, sest tema molekul sisaldab kaks vesiniku-aatomit, mis on asendatavad metalli-aatomitega. Seetõttu tekitab väävelhape kaks rida soolasid — neutraalseid ja hapusid. Väävelhappe neutraalseid soolasid



Joonis 68. Väävelhappe peamised kasutamisjuhud.

nimetatakse s u l f a a t i d e k s, hapusid aga v e s i n i k s u l f a a t i d e k s.

Struktuurselt kujutatakse neid järgmiselt:



Enamik väävelhappe soolasid lahustub vees võrdlemisi hästi. Tuntumate metallide väävelhappe sooladest on praktiliselt lahustumatud baariumsulfaat ($BaSO_4$) ja seatinasulfaat ($PbSO_4$), kuna kaltsiumsulfaat ($CaSO_4$) on vähe lahustuv (vt. lisa 2).

Vees lahustumatu baariumsulfaat on ka hapetes lahustumatu, teised baariumisoolad lahustuvad kas vees või hapetes. Kui mingi-

sugusele lahusele lisada baariumisoola vesilahust, siis näitab hapetes lahustumatu valge sade väävelhappe või tema soolade leidumist lahuses. Näiteks:

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$$

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$

Seega on lahustuvad baariumisoolad väävelhappe ja tema soolade reaktiiviks.

Kristallvett sisaldavaid vase, raua ja tsingi väävelhappe soolasid nimetatakse ka **vitriolideks,** näiteks vasevitriol $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

Väävelhappe ning metallide alumiiniumi ja kaaliumi või kroomi ja naatriumi või raua ja kaaliumi soolasid nimetatakse **maarjasteks.** Seega nimetatakse maarjasteks väävelhappe soolasid, mis sisaldavad kahe eri metalli aatomeid, milledest üks on ühe- ja teine kolmevalentne. Niisugused soolad kuuluvad kaksiksoolade liiki. Kaksiksoolad esinevad ainult tahkes olekus. Kaksiksoolasid saadakse kahe lihtsuguse väävelhappe soola kristalliseerumisel vesilahusest.

Tuntakse järgmisi maarjaid:

1) kaalium-alumiiniummaarjas — $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ ehk $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
2) kaalium-raudmaarjas — $K_2SO_4 \cdot Fe_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ ehk $KFe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
3) naatrium-kroommaarjas — $Na_2SO_4 \cdot Cr_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ ehk $NaCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$

Väävelhappe soolade kasutamine. Suure praktilise tähtsusega on järgmised väävelhappe soolad.

Naatriumsulfaat (Na_2SO_4). Kasutatakse lähteainena sooda- ja klaasitööstuses, naatriumtiosulfaadi ($Na_2S_2O_3$), ultramariini (sine) ja teiste ainete valmistamisel. Tema kristallhüdraati $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ (glaubrisool) tarvitatakse riidevärvimisel ja arstiteaduses lahtistina.

Kaaliumsulfaati (K_2SO_4) kasutatakse kaaliväetisena.

Baariumsulfaati ($BaSO_4$) kasutatakse valgete värvide (litopooni jt.) valmistamisel.

Magneesiumsulfaati ($MgSO_4$) leidub merevees. Tema kristallhüdraati $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ (mõrusool) kasutatakse lahtistina.

Rauavitriol ($FeSO_4 \cdot 7H_2O$) moodustab rohelisi kristalle. Tehnikas kasutatakse teda laialdaselt tindi ja värvide valmistamisel, fotoasjanduses jne. Edasi kasutatakse teda taimekahjurite (nälklaste) tõrjevahendina.

Vasevitriol ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) on siniseid kristalle moodustav aine. Mürgise toime tõttu kasutatakse vasevitrioli lahust, millele on lisandatud kustutamata lupja, (bordoo vedeliku nime all) taimede seenhaiguste vältimiseks. Kuiva vasevitrioli kasutatakse seemnevilja puhtimisel nõgipea tõrjeks. Edasi kasutatakse vasevitrioli värvimisel maalrivärvidega ja sitsitrükkimisel.

Tsingivitriol ($ZnSO_4 \cdot 7H_2O$) moodustab värvusetuid kristalle. Tsinksulfaadi lahust kasutatakse puidu immutamiseks ja tekstiilitööstuses.

Kaalium-alumiiniummaarjat $[KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O]$ kasutatakse nahaparkimisel, värvimistööstuses, arstiteaduses, paberitööstuses jne.

Väävelhappe tööstusliku tootmise viisid. Väävelhapet toodetakse tööstuses kahel viisil: kontaktmenetlusel ja tornmenetlusel.

1. Kontaktmenetlus põhineb vääveldioksüüdi oksüdeerimisel õhuhapnikuga katalüsaatori juuresolekul ning seejuures tekkinud vääveltrioksüüdi ühinemisel veega.

Väävelhappe saamine kontaktmenetlusel on skemaatiliselt kujutatud joonisel 69. Skeemist nähtub, et vääveldioksüüd saadakse püriidi (FeS_2) särdamisel erilistes ahjudes, nn. püriidiahjudes:

$$4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2 \uparrow$$

Reaktsiooni võrrandi $FeS_2 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$ koefitsientide leidmiseks on soovitav alustada keerukama valemiga Fe_2O_3. Võrdsustades esmalt raua-aatomite arvu — $2FeS_2$, siis väävli-aatomite arvu — $4SO_2$ ja lõpuks hapniku-aatomite arvu — 11O, saame reaktsioonivõrrandi:

$$2FeS_2 + 11O = Fe_2O_3 + 4SO_2$$

Kuna hapniku molekul koosneb kahest aatomist, tuleb kõikide ülejäänud valemite koefitsiente korrutada kahega. Nüüd saame võrrandi tema lõppkujul:

$$4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2 \uparrow$$

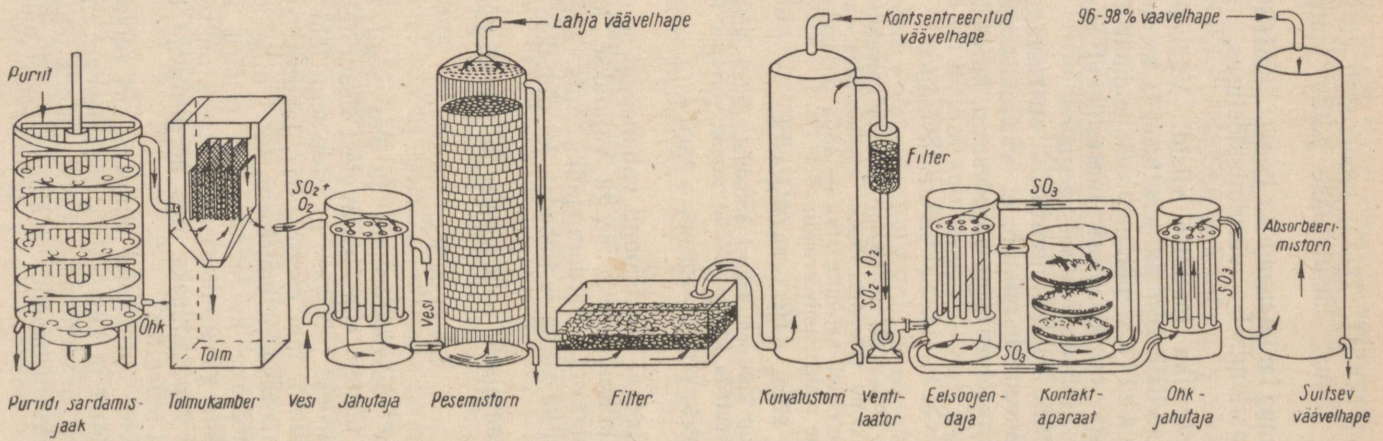
Eksotermiliselt kulgeval reaktsioonil vabanevast soojusest jätkub särdamisprotsessi alalhoidmiseks, seega vajatakse kütust ainult püriidiahju käikulaskmisel. Särdamisjääki, mis sageli sisaldab vaske ning mõnikord ka kulda ja hõbedat, kasutatakse metallurgias toorainena.

Vääveldioksüüdi saamiseks kasutatakse ka väävli põletamist vastavates ahjudes.

$$S + O_2 = SO_2$$

Püriidiahjust tulev vääveldioksüüdi ja õhu segu puhastatakse hoolikalt tolmust ja teistest ebasoovitavatest lisanditest ning jahutatakse. Selleks otstarbeks juhitakse gaaside segu läbi tolmukambri (uuemal ajal sagedamini läbi elektrifiltri), jahutustorni, lahjendatud väävelhappega töötava pesemistorni, filtri ning kontsentreeritud väävelhappega töötava kuivatustorni (veeauru kinnipüüdmiseks). Selline keerukas gaasipuhastamisprotsess on vajalik gaasis leiduvate lisandite kõrvaldamiseks, mis nõrgestavad katalüsaatori toimet (katalüsaatori mürgid).

Oksüdeerimisprotsessi optimaalse temperatuuri (400—500°) saamiseks läbib puhastatud ja kuivatatud gaasidesegu enne kontaktaparaati astumist veel eelsoojendaja. Eelsoojendus teostub kontaktaparaadist tuleva vääveltrioksüüdi sisaldava gaasi abil vastuvoolu põhimõttel.



Joonis 69. Väävelhappe saamise skeem kontaktmenetlusel.

Kontaktaparaat kujutab endast tavaliselt suurt silindrit, mille sisemuses on mitu restikujulist riiulit. Riiulitele on paigutatud katalüsaatorit kandev mass. Katalüsaatorina kasutati varem eranditult plaatinat, mis viimasel ajal enamikul juhtudel asendatakse vanaadiumhappe anhüdriidiga (V_2O_5). Vanaadiumkatalüsaator on plaatinast odavam ning vähem tundlik reageerivate gaaside segus leiduvate kahjulike lisandite toimele.

Katalüsaatori juuresolekul vääveldioksüüd oksüdeerub vääveltrioksüüdiks:

$$2SO_2+O_2=2SO_3$$

Reaktsioonil vabaneb tunduval määral soojust, mille arvel püsib kontaktaparaadis temperatuur 450°.

Kontaktaparaadist väljuvad gaasid, mis sisaldavad vääveltrioksüüdi, juhitakse pärast jahutamist absorbeerimistorni. Et vääveltrioksüüd ei lahustu hästi vees, küll aga kanges väävelhappes, siis kasutatakse viimast vääveltrioksüüdi kinnipüüdmiseks. Seejuures saadakse nn. suitsev väävelhape ehk oleum (*oleum* tähendab ladina keeles *õli*).

Oleumi kasutatakse paljudes tööstustes (värvainete valmistamisel, õlide puhastamisel jne.).

Oleumi lahjendamisel veega või sageli ka lahjema väävelhappega saadakse soovitava kontsentratsiooniga ja väga puhast väävelhapet.

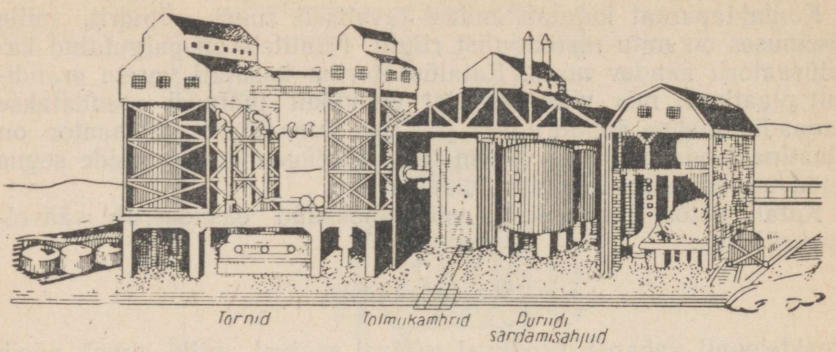
2. Tornmenetlus. Väävelhapet saadakse ka nn. tornmenetluse abil (vt. jooniseid 70 ja 71). Selle menetluse puhul juhitakse vääveldioksüüdi ja õhu segu Gloveri tornidesse, mis on täidetud happekindlate keraamiliste rõngastega. Mööda viimaseid voolab alla nn. nitroos. Nitroos kujutab endast väävelhapet, milles on lahustunud lämmastiku oksüüdid NO ja NO_2. Nitroosile voolab vastu (alt üles) kuum gaaside segu (vääveldioksüüd ja õhk).

Gloveri tornides eralduvad lämmastiku oksüüdid nitroosist ning oksüdeerivad vääveldioksüüdi (SO_2) väävelhappe anhüdriidiks (SO_3). Väävelhappe anhüdriidi ühinemisel veega tekib väävelhape, nn. gloverhape. Väävelhappe tekkimise protsessi võib skemaatiliselt kujutada järgmiselt:

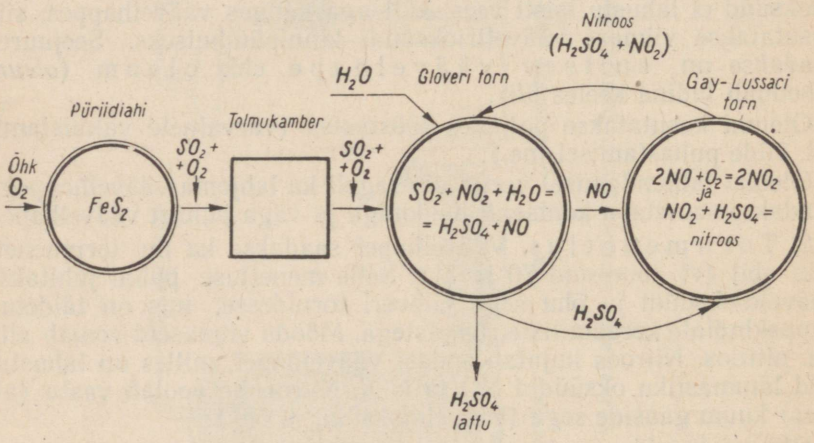
$$SO_2+H_2O+NO_2=H_2SO_4+NO$$

Gloveri tornidest väljuvate gaaside segu (sisaldab hapnikku, lämmastikku ja lämmastikoksüüdi) juhitakse Gay-Lussac'i (loe: gee-lüssak) tornidesse, kus lämmastikoksüüd oksüdeerub lämmastikdioksüüdiks. Gaaside segule vastuvoolav gloverhape lahustab lämmastiku oksüüdid ning muutub nitroosiks, mis pumbatakse Gloveri tornidesse tagasi. Praktikas kasutatakse tavaliselt 5.—6. tornist koosnevat tornisüsteemi, et muuta protsess intensiivsemaks. Tornmenetluse põhjal töötab näiteks uus Maardu väävelhappetehas.

Tornmenetlusel saadakse harilikult 76%-ne väävelhape.



Joonis 70. Tornmenetlusel töötava väävelhappetehase mudel.



Joonis 71. Väävelhappe saamise skeem tornmenetlusel.

Nõukogude valitsus pöörab suurt tähelepanu väävelhappetööstuse arendamisele. Kui aastal 1913 toodeti tsaari-Venemaal kõigest 121 000 tonni väävelhapet, siis aastal 1941 oli väävelhappe tootmine suurenenud 17 korda. Sõjaeelse tasemega võrreldes oli väävelhappe tootmine aastal 1950 kasvanud enam kui poolteisekordseks. Kuuendal viisaastakul peab väävelhappe tootmine suurenema 91% võrra 1955. aastaga võrreldes.

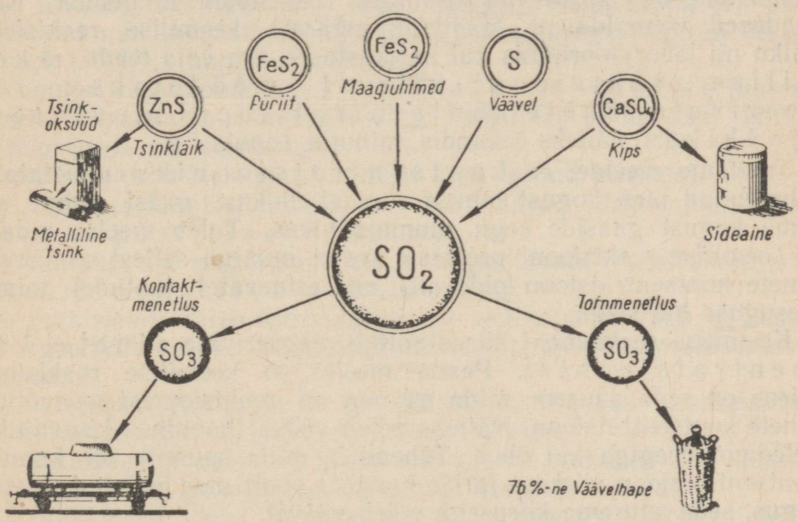
Väävelhappe tootmiseks kasutatakse meil nüüd värvilise metallurgia jäätmeid, väävlit ja püriiti.

NLKP XX kongressi direktiivides on öeldud: «... organiseerida tooraine kompleksne töötlemine, kusjuures maakides ja gaasides sisalduv väävel kasutatakse väävelhappe tootmiseks. ... Suurendada kuuendal viisaastakul võimsusi ... väävelhappe tootmiseks

värvilise metallurgia ettevõtetes — 5,2 korda... Järsult suurendada tooraine tootmist... väävelhappe ja väävli valmistamiseks loodusliku väävli leiukohtade ärakasutamise ning väävelvasemaakide ja väävlit sisaldavate gaaside töötlemise baasil...»

Väävelhappe toodangu kasvu iseloomustavad järgmised arvud (toodang on antud tuhandetes tonnides)

1913. a.	1928. a.	1940. a.	1945. a.	1956. a.
121	211	1587	781	4323



Joonis 72. Väävelhappe saamise viisid.

Väävelhappe saamist mitmesugustest lähteainetest kujutab joonisel 72 toodud skeem.

Keemilise reaktsiooni kiiruse sõltuvus reageerivate ainete kontsentratsioonist ja peenestusastmest ning temperatuurist ja katalüsaatori juuresolekust. Tutvunud üksikute keemiliste reaktsioonidega ja nende kasutamisega keemiatööstuses, on meil nüüd võimalik teha mõningaid üldistusi keemiliste reaktsioonide kulgemise kohta, mis aitavad süvendada meie teadmisi nii keemilistest reaktsioonidest kui ka keemia-alasest tootmisest.

Enne kui asutakse tööstuses valmistama uusi keemiatooteid, uuritakse laboratooriumides põhjalikult uute toodete füüsikalis-keemi-

lisi omadusi ning töötatakse välja tehnoloogiline protsess nende tööstuslikuks tootmiseks. Nimetatud uurimistööde ülesandeks on ühelt poolt leida valmistatavale tootele kõige kättesaadavam ja odavam tooraine ning teiselt poolt leida selliseid keemilise reaktsiooni tingimusi, millede puhul nii ajaühikus toodetud aine kogus kui ka selleks kasutatud tooraine ärakasutamine oleks kõige suurem. Keemilise reaktsiooni selliseid kõige soodsamaid tingimusi nimetatakse optimaalseteks.

Keemia-alaste tehnoloogiliste protsesside optimaalsete tingimuste leidmiseks teostatakse laboratooriumis rida katseid tavaliste laboratoorsete seadmetega ning määratakse keemilise reaktsiooni kulgemise kiiruse sõltuvus reageerivate ainete kontsentratsioonist ja peenestusastmest, temperatuurist, katalüsaatoritest ja teistest tingimustest.

Selle sõltuvuse õigeks määramiseks tuleb tingimata tugineda seadustele, mis käsitlevad keemilise reaktsiooni kulgemist. Need seadused võimaldavad täielikult määrata keemilise reaktsiooni käiku nii laboratooriumis kui ka tööstuses. On vaja teada, et keemilise reaktsiooni kiirust mõõdetakse reageerivate ainete kontsentratsiooni muutusega ajaühikus, näiteks sekundis, minutis, tunnis.

Tuletame meelde, et kontsentratsiooniks nimetatakse lahustunud aine kogust lahuse ruumalaühikus; gaasi puhul aga tema kogust gaaside segu ruumalaühikus. Tuleb meeles pidada, et keemilise reaktsiooni protsessi kestel muutub sellest osavõtvate ainete kontsentratsioon pidevalt, mis erinevatel juhtudel toimub isesuguse kiirusega.

Keemilise reaktsiooni kiirus sõltub reageerivate ainete kontsentratsioonist. Peame meeles, et keemilise reaktsiooni kiirus on seda suurem, mida suurem on reaktsioonist osavõtvate ainete kontsentratsioon. Näiteks põleb väävel hapnikus kiiremini ja heledama leegiga kui õhus. Tähendab, mida suurem on hapniku kontsentratsioon viimase ja lämmastiku poolt moodustatud gaaside segus, seda suurema kiirusega põleb väävel.

Korraldatud katsetest teada olevat fakti, et ained põlevad puhtas hapnikus kiiremini ja energilisemalt kui õhus, seletab atomistlik-molekulaarne teooria järgmiselt: ainete molekulid võivad üksteisega reageerida ainult vastamisi põrgates; mida suurem on reageerivate ainete kontsentratsioon, seda rohkem on ka põrkeid ajaühikus ning seda kiiremini kulgeb reaktsioon.

Keemilise reaktsiooni kiirus sõltub ka reaktsiooni iseloomust. Nii kulgeb reaktsioon, mis toimub happe neutraliseerimisel leelisega, praktiliselt silmapilkselt. Seevastu kulgeb vesiniku ja hapniku ühinemisreaktsioon tavalistes tingimustes sedavõrd aeglaselt, et mõlemate gaaside segus pole võimalik avastada veeauru mitte ainult mõne kuu, vaid ka paljude aastate möödumisel.

Keemilise reaktsiooni kiirus sõltub veel reageerivate ainete peenestusastmest. Nii süttivad näiteks kuivad puusõetükid

kaunis raskesti, kuna õhus hõljuv söetolm süttimisel plahvatab. Samuti põleb petrooleum vedelas olekus väga aeglaselt, kuna sisepõlemismootori silindris olevate petrooleumiaurude ja õhu segu põleb plahvatades.

Keemilise reaktsiooni kiirus sõltub ka *temperatuurist*. Keemilise reaktsiooni kiiruse suurenemine temperatuuri tõusmisel on tingitud asjaolust, et temperatuuri tõusmisel suureneb reageerivate molekulide liikumise kiirus ning seoses sellega suureneb ka põrgete arv molekulide vahel.

Seega, et sundida keemilist reaktsiooni kulgema küllaldase kiirusega, tuleb väga sageli kasutada reageerivate ainete soojendamist (või isegi kuumutamist). Nii näiteks ei sütti paljud põlevad ained madalal temperatuuril, kõrgetel temperatuuridel seevastu süttivad nad väga kergesti või isegi plahvatavad (näiteks vesiniku ja hapniku segu, bensiini ja õhu segu jt.). Samuti ei lagune paljud ained tavalisel temperatuuril, soojendamisel (kuumutamisel) aga lagunevad nad kergesti, mõnikord ka plahvatusega, näiteks bertolee sool ($KClO_3$) hapniku saamisel.

Keemilise reaktsiooni kiirus sõltub *katalüsaatorite* juuresolekust. Viimaste juuresolekust võib keemilise reaktsiooni kiirus kas suureneda või aeglustuda.

Katalüsaatorite iseloomustamiseks olgu öeldud järgmist:

1) tuntakse katalüsaatoreid, mis kiirendavad reaktsiooni käiku, need on nn. *positiivsed* katalüsaatorid;

2) tuntakse ka reaktsiooni käiku aeglustavaid katalüsaatoreid, need on nn. *negatiivsed* katalüsaatorid;

3) reaktsiooni käiku kiirendavad või aeglustavad väga väikesed ja reageerivate ainete kogustega mittevõrreldavad katalüsaatorikogused;

4) katalüsaatorite mõju on spetsiifiline, s. t. antud katalüsaator muudab ainult ühe või mõne reaktsiooni kiirust;

5) katalüsaator mõjutab ainult niisuguste reaktsioonide kiirust, mis võivad toimuda iseenesest, kuid väiksema kiirusega;

6) reaktsiooni lõpul on katalüsaator muutmatu, seetõttu teda tavaliselt ei tähistata reaktsioonivõrrandis.

Tööstuses toimub katalüsaatorite kaasabil suur hulk tehnoloogilisi protsesse, mis on seotud mitmesuguste ainete tootmisega, näiteks väävelhappe, lämmastikhappe, ammoniaagi ja paljude teiste ainete saamisega.

Katalüsaatorite rakendamine võimaldab teostada tööstuslikes tingimustes neid keemilisi protsesse, mis muidu oleksid praktiliselt täiesti teostamatud.

Keemilise reaktsiooni kiiruse sõltuvust reageerivate ainete kontsentratsioonist ja peenestusastmest ning temperatuurist, katalüsaatoritest ja teistest tingimustest käsitletakse põhjalikumalt vastavate keemiliste protsesside puhul.

Mõisteid keemia põhitööstusest. Tutvusime väävelhappe kasutamisega tööstuses ja igapäevases elus. Rea näidete varal veendu-

sime, et väävelhappel on erakordselt suur tööstuslik tähtsus. Peaaegu kõikides keemiatööstusharudes kasutatakse väävelhapet pooltootena teiste tarvilike ainete tootmisel. Väävelhape on keemiatööstuse aluseks. Väävelhappel on esikoht keemia põhitööstuses. Keemia põhitööstuse ülesandeks on valmistada teiste ainete tootmiseks vajalikke aineid (pooltooteid), nagu kummit, klaasi, seepi, arstimeid jne. Peale väävelhappe toodab keemia põhitööstus veel teisi happeid, leelisi ja mineraalväetisi.

NSV Liidu sotsialistliku ehituse, põllumajanduse industrialiseerimise ja tööstuse võimsa arengu perioodil on keemia põhitööstusel eriti suur osatähtsus.

Kommunistlik partei ja Nõukogude valitsus on oma otsustes pöörranud erilist tähelepanu keemia põhitööstusele ja ennekõike mineraalväetiste tootmisele. Selle kindlustamiseks rekonstrueeriti vanad keemiatehased ja hoogustati uute ehitamist.

Viimasel viisaastakul lasti käiku väävelhappetehas Nõukogude Eestis (Maardus), mille väävelhappetoodang võimaldab valmistada küllaldasel määral mineraalväetisi Balti liiduvabariikide vajaduste rahuldamiseks.

Keemia põhitööstus kasutab teiste tööstuste jäätmeid ja kõrvaltooteid. See, mida varem arvati jäätmeteks, on nüüd väärtuslikuks lähteaineks teiste ainete tootmisel. Nii näiteks kasutatakse vase, tsingi ja seatina saamiseks tavaliselt nende metallide ühendeid väävliga, s. t. tsinkläiki (ZnS), seatinaläiki (PbS), vaserähka ($CuFeS_2$) jt. Need ühendid särratakse eelnevalt, kusjuures saadakse metallide oksüüdid ja vääveldioksüüd (SO_2). Näiteks:

$$2PbS+3O_2=2PbO+2SO_2\uparrow$$

Kaua aega juhiti metallurgilistes tehastes tekkinud vääveldioksüüd õhku. Segunedes õhuga mürgistas ta selle ja hävitas seetõttu tehaste ümbruses igasuguse taimekasvu. Nüüd kasutatakse seda gaasi väävelhappe saamiseks. Seega osutub ta väärtuslikuks tooraineks. Näiteks võib 1 tonnist vaserähast saada 220 kg vaske ja 1,25 tonni väävelhapet.

Viisaastakute jooksul on meie maal ehitatud palju väävelhappetehaseid, mis kasutavad toorainena metallurgiliste tehaste lahkgaase.

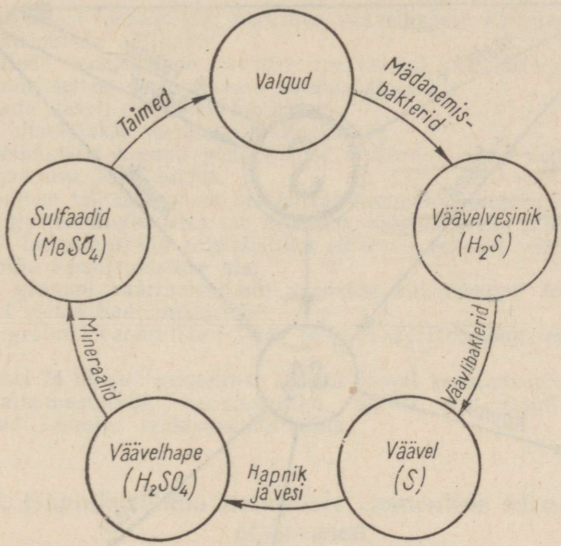
Siin näeme erinevate tööstusharude omavahelist ratsionaalset ühendamist, mis võimaldab ehitada metallurgilistest tehastest ja keemiatehaseist koosnevaid kombinaate-gigante.

Isesuguste tööstusharude ettevõtete ühendamine on tohutu majandusliku tähtsusega ja leiab laialdast rakendamist Nõukogude Liidus.

Kombinaatide ehitamisel sotsialistliku korra juures on piiramatud võimalused, mis on täiesti kättesaamatud kapitalistlikele riikidele, kus eri tööstusharude omavaheline ühendamine põrkab kokku kapitalistide ja töösturite erahuvidega.

6. Väävli ringkäik looduses.

Surnud taime- ja loomaorganismides olevate valkude lagunemisel eraldub nendes olev väävel väävelvesiniku kujul. Õhuhapniku, aga veel intensiivsemalt eriliste nn. väävlibakterite toimel oksüdeerub väävelvesinik kergesti, kusjuures eraldub väävel.



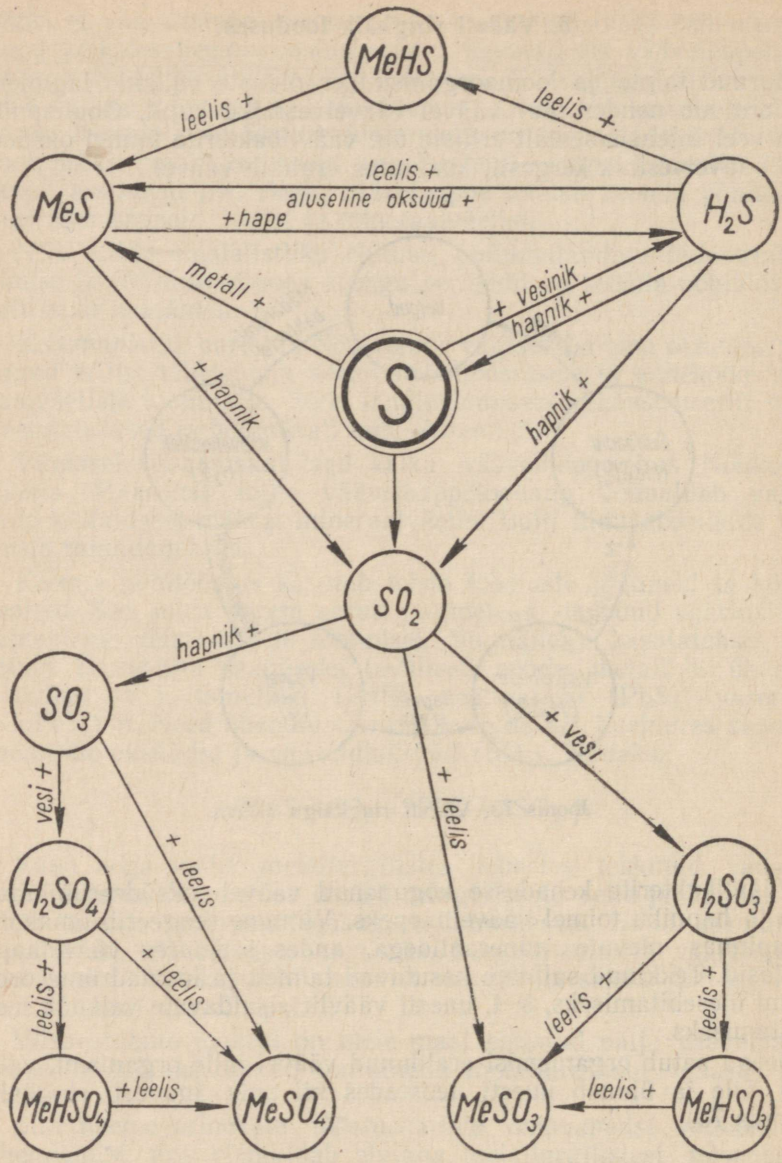
Joonis 73. Väävli ringkäigu skeem.

Väävlibakterite kehadesse kogunenud väävel oksüdeerub niiske õhu ja hapniku toimel väävelhappeks. Viimane reageerib omakorda maapinnas olevate mineraalidega, andes seejuures väävelhappe soolasid. Tekkinud sulfaate kasutavad taimed ja loomad oma organismi ülesehitamiseks, s. t. uuesti väävlit sisaldavate valkude moodustamiseks.

Seega satub organismist eraldunud väävel jälle organismi, vabaneb jälle ja ühineb uuesti, teostades nii oma ligavest ringkäiku (joonis 73).

Kordamisküsimusi.

1. Kirjutada vääveldioksüüdi ja vääveltrioksüüdi ning väävlishappe ja väävelhappe struktuurvalemid. Kui suur on väävli valents nendes ühendites?
2. Kuidas saadakse vääveltrioksüüdi ja missugused on tema omadused?
3. Mispärast kasutatakse väävelhapet teiste hapete tootmiseks? Kirjutada reaktsiooni võrrandid.
4. Nimetada väävelhappe tähtsamad omadused.
5. Missugused väävelhappe soolad on vees lahustumatud?



Joonis 74. Väävli ja tema ühendite geneetilise seose skeem.

6. Missugune aine on reaktiiviks väävelhappele ja tema sooladele?
7. Riiulil on kaks etiketita pudelit. Ühes on lahjendatud soolhape, teises lahjendatud väävelhape. Missuguses pudelis on väävelhape? Väävelhappe kindlakstegemiseks on meil käepärast ainult kriit.
8. Kuidas saadakse kontsentreeritud väävelhappest lahjemat vee juurdelisamisel?

9. Nimetada ainete lahustumisel esinevaid soojuslikke nähtusi.
10. Nimetada mõned head jahutussegud.
11. Missuguseid aineid nimetatakse a) hüdraatideks, b) kristallhüdraatideks?
12. Milleks peamiselt kasutatakse väävelhapet?
13. Mida nimetatakse a) vitriolideks, b) maarjateks?
14. Nimetada väävelhappe tähtsamad soolad ja seletada nende kasutamist.
15. Seletada, millest sõltub keemilise reaktsiooni kiirus.
16. Missuguseid keemilise reaktsiooni tingimusi nimetatakse optimaalseteks?
17. Missuguseid katalüsaatoreid nimetatakse a) positiivseteks, b) negatiivseteks?
18. Missugustest toorainetest saadakse väävelhapet? Kirjutada nende ainete särdamisreaktsioonide võrrandid.
19. Kirjutada väävelhappe saamise reaktsiooni põhivõrrand kontaktmenetlusel. Nimetada selleks kasutatavaid katalüsaatoreid.
20. Seletada väävli ringkäiku looduses.
21. Mida nimetatakse keemia põhitööstuseks?
22. Iseloomustada keemia põhitööstuse olukorda tsaari-Venemaal ja tema arengu perspektiive NSV Liidus.
23. Missuguse tähtsusega on kombinaat keemiatööstuses?
24. Missugustes tingimustes on teostatav tööstusharude ettevõtete laialdane ühendamine? Iseloomustada sotsialistliku süsteemi eeliseid võrreldes kapitalistliku süsteemiga keemiatööstuse alal.
25. Mitu grammi baariumsulfaati saadakse väävelhappe toimel lahusesse, milles on 0,1 g-mol baariumkloriidi?
26. Mitu grammi vasksulfaati tekib 16 g vask(II)oksüüdi reageerimisel väävelhappega?
27. Joonisel 74 toodud geneetilise skeemi põhjal koostada võrrandid a) naatriumi, b) kaltsiumsulfiidi, vesiniksulfiidi, sulfiti, vesiniksulfiti, sulfaadi ja vesiniksulfaadi saamise reaktsioonide kohta.

§ 3. Hapnikurühma keemiliste elementide sarnasus ja erinevused.

Vaadeldes hapniku ja väävli keemilisi omadusi, võime märgata sarnasust nende keemiliste elementide vahel.

Nii väävlil kui ka hapnikul on omadus moodustada vabas olekus mitmesuguseid allotroopseid teisendeid.

Nende vesinikuühendid sarnanevad koostise poolest: H_2O ja H_2S. Nimetatud ühendite koostisse kuuluvad vesiniku-aatomid on asendatavad metalli-aatomitega:

$$H_2O + Mg = MgO + H_2\uparrow$$
$$H_2S + Mg = MgS + H_2\uparrow$$

Hapnikuühendite koostis sarnaneb väävliühendite koostisega:
tsinkoksüüdile (ZnO) vastab tsinksulfiid (ZnS),
naatriumhüdroksüüdile (NaOH) vastab naatriumvesiniksulfiid (NaHS),
süsihappegaasile (CO_2) vastab väävelsüsinik (CS_2).

Võib öelda, et väävli ja hapniku vahel on olemas keemiline sarnasus.

Hapniku ja väävli sarnasuse kõrval võime märgata ka olulisi erinevusi: hapnik on värvuseta, maitseta ja lõhnata gaas; väävel on

kollase värvusega tahke aine. Hapniku vesinikuühend — vesi (H_2O) on lõhnata ja maitseta vedelik, kuna väävli vesinikuühend — väävelvesinik (H_2S) on vastiku lõhnaga gaas.

Keemiliste omaduste poolest on väga sarnased hapniku ja väävliga veel kaks keemilist elementi — **seleen** ja **telluur.** Seleen (Se), aatomkaal 79,26, ja telluur (Te), aatomkaal 127,6. Seleen on looduses võrdlemisi levinud keemiline element, telluur aga väga haruldane. Kuigi seleen ja telluur on mittemetallid, ilmnevad nendel mõningad metalliomadused, näiteks on kristallilisel seleenil metalliläige ja ta juhib elektrit, eriti valgustamisel. Seleen leiab praktilist kasutamist optiliste riistade — fotomeetrite ja valgussignaalaparaatide valmistamisel ning samuti televisioonis, sest temal on eriline omadus seda paremini elektrit juhtida, mida tugevamalt ta on valgustatud. Seleeni ja telluuri sarnasus väävliga ilmneb eriti selgesti nende ühendites.

Seega moodustavad hapnik, väävel, seleen ja telluur nagu halogeenidki sarnaste keemiliste elementide rühma.

Tabelis 6 on kõrvutatud selle rühma keemiliste elementide mõningad omadused. Vaatlemisel selgub, et need omadused muutuvad, nagu halogeenide rühmalgi, aatomkaalu suurenemisel pidevalt. Me näeme siin sama seaduspärasust, mida kohtasime halogeenide rühma juures; kõik hapnikurühma kuuluvad keemilised elemendid moodustavad vesiniku ja hapnikuga ühte tüüpi kuuluvaid ühendeid, nende valents nii vesiniku kui ka hapniku (peale hapniku) suhtes on ühesugune; see kõik iseloomustab antud keemiliste elementide suurt sarnasust.

Sarnasuse kõrval täheldatakse ka erinevusi. Aatomkaalu suurenemisega nõrgenevad järk-järgult mittemetallilised omadused ja ilmnevad metallide mõningad omadused, mis küllalt selgesti avalduvad telluuril. Keemiliste elementide sulamistemperatuur ja keemistemperatuur tõusevad nende aatomkaalu suurenemisel. Vesinikuühendite püsivus väheneb hapnikust kuni telluurini, samuti väheneb ka hapete keemiline aktiivsus; näiteks on väävelhape üks tugevamaid happeid, kuna telluurhape kuulub nõrgemate hulka.

Sellest võime järeldada, et aatomkaalu suurenemisega nõrgenevad nimetatud keemiliste elementide mittemetallilised omadused ja tugevnevad nende metallilised omadused järk-järgult hapnikust kuni telluurini.

Vaadeldes hapniku- ja halogeenide rühma keemiliste elementide omadusi, leiame nende vahel teatud sarnasust: hapnikurühma vesinikuühendid (H_2S, H_2Se, H_2Te) ja halogeenide rühma omad (HF, HCl, HBr, HJ) on happed. Nende hapnikuühendid on happe anhüdriidid, mis ühinedes vahetult metallidega moodustavad soolasid.

Halogeenide rühma ja hapnikurühma vahel täheldatud sarnasuse kõrval leidub ka olulisi erinevusi: hapnikurühma kuuluvad keemilised elemendid on vesinikuühendites kahevalentsed, kuna halogeenid on ühevalentsed.

Tabel 6

	Hapnik	Väävel	Seleen	Telluur
Keemiline sümbol	O	S	Se	Te
Aatomkaal	16	32,066	78,96	127,61
Agregaatolek harilikul temperatuuril	gaas	tahke aine	tahke aine	tahke aine
Erikaal	1,12 (vedel)	2,07	4,80	6,24
Keemistemperatuur (°C)	—183	444,5	688	1390
Sulamistemperatuur (°C)	—218,6	112,8	220	452
Valents vesiniku suhtes	2	2	2	2
Vesinikuühend	H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te
Reageerimine vesinikuga	ühineb plahvatusega, soojendamisel laguneb temperatuuril 1000°	ühineb ja laguneb temperatuuril 310°	laguneb kergemini kui H_2S	laguneb veel kergemini kui H_2Se
Vesinikuühendite happelised omadused	neutraalne oksüüd	nõrgad happed		
Valents hapniku suhtes	—	4 ja 6	4 ja 6	4 ja 6
Tähtsamad oksüüdid	—	SO_2 SO_3	SeO_2 SeO_3	TeO_2 TeO_3
Happed	—	H_2SO_3 H_2SO_4	H_2SeO_3 H_2SeO_4	H_2TeO_3 H_2TeO_4

Hapnikurühma vesinikuühendid on nõrgad happed, kuid halogeenvesinikhapped, vastupidi, on tugevad happed. Samuti täheldatakse erinevusi hapnikurühma ja halogeenide rühma keemiliste elementide hapnikuühendite vahel.

Hapnikurühma elementide keemiline aktiivsus on tunduvalt väiksem kui halogeenide rühma keemilistel elementidel.

Kordamisküsimusi.

1. Milles sarnaneb hapnik väävliga ja milles ta erineb väävlist?
2. Iseloomustada hapnikurühma.
3. Võrrelda hapnikurühma halogeenide rühmaga.

LABORATOORSED TÖÖD.

Juhiseid laboratoorsete tööde teostamise kohta.

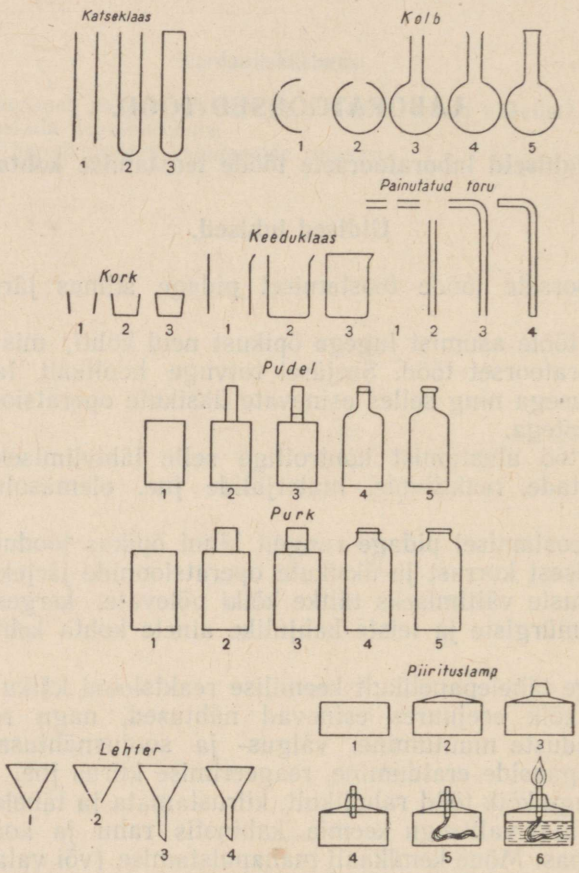
Üldised juhised.

Laboratoorsete tööde teostamisel pidage silmas järgmisi juhiseid:

1. Enne tööle asumist lugege õpikust neid kohti, mis käsitlevad antud laboratoorset tööd. Seejärel tutvuge hoolikalt laboratoorse töö kirjeldusega ning selles esinevate üksikute operatsioonide teostamise juhistega.
2. Enne töö alustamist kontrollige selle läbiviimiseks vajalike nõude, riistade, reaktiivide, materjalide jne. olemasolu ja seisukorda.
3. Töö teostamisel pidage rangelt kinni õpikus toodud töö teostamise üldisest korrast ja üksikute operatsioonide järjekorrast.
4. Õnnetuste vältimiseks täitke kõiki põlevate, kergestisüttivate, sööbivate, mürgiste ja teiste kahjulike ainete kohta kehtivaid nõudeid.
5. Jälgige tähelepanelikult keemilise reaktsiooni käiku ning märkige üles kõik seejuures esinevad nähtused, nagu reageerivate ainete omaduste muutumine, valgus- ja soojusnähtused, sademe tekkimine, gaaside eraldumine, reageerimise kiirus jne.
6. Teostage kõik tööd rahulikult, kiirustamata ja tähelepanelikult. Töötamise ajal valitsegu keemia kabinetis rahu ja kord. Hoidke töökoht puhas. Mõne kemikaali mahapuistamise (või valamise) korral koristage see kohe ära. Hoidke keemia kabineti inventar (lauad, toolid, nõud, reaktiivid, riistad jne.) korras.
7. Iga üksiku laboratoorse töö lõpetamise puhul kandke töövihikusse selle täpne ja üksikasjaline kirjeldus. Üleskirjutus peab sisaldama töö teostamise kuupäeva, teema nimetuse, töö sisu kirjelduse, tähelepanekute kirjeldused, reaktsioonide võrrandid, arvutused ja tulemuste kokkuvõtted. Üleskirjutus olgu varustatud õigete, täpsete ja selgete joonistega.

M ä r k u s. Üleskirjutus tuleb teha lk. 145 toodud vormi kohaselt. Joonistamisel juhinduge joonisel 75 toodud juhisest «Keemia-alase seadmestiku joonistamise järjestikkusest».

8. Töö lõpetamisel korrastage oma töökoht: peske nõud, asetage kohtadele nõud, reaktiivid ja materjalid, koristage praht laualt ja põrandalt, pühkige laud niiske lapiga üle. Enne keemia kabinetist lahkumist peske käed puhtaks.



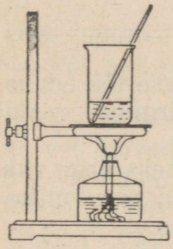
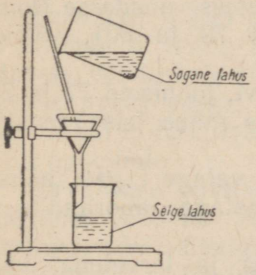
Joonis 75. Keemia-alase seadmestiku joonistamise järjestikkus.

Reaktiivide kasutamise juhised.

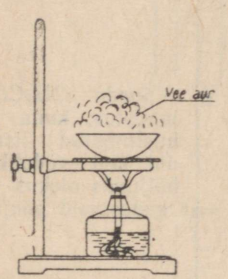
Reaktiividena kasutatavad tahked ained või vedelikud hoitakse alal lihvitud klaaskorkidega (või kummi- või tavaliste korkidega) suletavates klaaspurkides või -pudelites. Iga purk või pudel peab kandma etiketti reaktiivi nimetusega.

Töövihikusse tehtava laboratoorse töö üleskirjutuse vorm.

1 lehekülg. 2. lehekülg.

Laboratoorse töö nimetus ja sisu kirjeldus. Katseriistade joonised.	Tähelepanekud.	Seletused ja tulemused. Reaktsiooni võrrandid.
Sooda puhastamine ümberkristalliseerimise teel.		
1. Lahustamine.		
Kuumas destilleeritud vees lahustati peenestatud tehnilist soodat klaaspulgakesega segamise teel.	Saadi hägune vedelik.	Sooda (Na_2CO_3) lahustus, kuna lahustumatud lisandid jäid vedelikku hõljuvas olekus või sadestusid põhja.
		
2. Lahuse puhastamine filtreerimisega.		
Kuum lahus filtreeriti läbi paberist filtri.	Saadi sooda läbipaistev lahus.	Lahustumatud lisandid jäid filtrile, kuna sooda ja vee molekulid läbisid filtri poore.
		

3. Lahuse aurutamine ja sooda väljakristalliseerimine.		
Sooda puhast lahust aurutati portselankausis kuni esimeste pesusooda kristallide tekkimiseni.	Pärast teatud veekoguse väljaaurutamist tekkisid esimesed pesusooda kristallid. Küllastunud lahuse jahtumise määral eraldusid läbipaistvad pesusooda kristallid.	Puhast pesusoodat ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$) saime: 1) pärast püretatud sooda lahustamist vees; 2) pärast sogase vedeliku filtreerimist; 3) pärast sooda puhta lahuse väljaaurutamist.



Reaktiivide puhtuse tagamiseks ning laboratoorse töö eduka teostamise kindlustamiseks tuleb rangelt täita järgmisi reaktiivide kasutamise juhiseid:

1. Reaktiivide püretamise ja riknemise vältimiseks ärge vahetage pudelite või purkide korke. Ühe või teise reaktiivi kasutamise järel sulgege nõu kohe korgiga ja asetage ta oma kohale.

2. Kui tööjuhistes pole näidatud võetava reaktiivi kogust, siis võtke teda võimalikult väikeses koguses: lahuseid 1—2 ml; tahkeid aineid koguses, mis katab ainult katseklaasi põhja (sellega säästate reaktiive ja tööaega). Ärge valage või puistake reaktiive lauale või põrandale.

3. Tahkeid aineid võtke kas sarv- või portselanlusikate või -labidakeste (spaatlite) abil, mis peavad alati olema puhtad ja kuivad. Pärast kasutamist pühkige need puhta paberiga hoolikalt üle. Võetud tahkeid aineid puistake puhastele paberitükikestele või puhastesse nõudesse.

4. Reaktiivide lahuseid valage ainult puhastesse nõudesse (katseklaasid, keeduklaasid, kolvid) (vt. jooniseid 79 ja 80), vältides seejuures nende ülevalamist.

Ärge kasutage sama torukest või pipetti (vt. jooniseid 77 ja 78), millega võtsite ühte reaktiivi, teda pesemata mõne teise reaktiivi võtmiseks.

5. Reaktiivi ülehulka ärge puistake või valage tagasi nõusse, millest teda võtsite. Reaktiivi ülehulk tagastage laborandile või õppejõule.

6. Et pudelite etiketid säiliksid puhastena ja tervetena, katke neid mõne läbipaistva laki kihiga. Et vältida vedelikutilkade sattumist etiketile, hoidke pudel valamisel etiketiga vastu peopesa.

Ettevaatusabinõud laboratoorsete tööde teostamisel.

1. Toimetage kõik tööd mürgiste või ebameeldivalt lõhnavate ainetega ainult tõmbekapis.

2. Ärge võtke kätega neid reaktiive, mida vajate laboratoorsete tööde jaoks. Ärge maitske reaktiive ja reaktsiooni saadusi, kui töö-juhises pole see ette nähtud. Reaktsioonil eralduvate gaaside nuusutamiseks ärge kummarduge nõu kohale ega viige reaktsiooninõu nina juurde; nuusutamise vajaduse korral tehke seda ettevaatlikult, suunates õhujuga käe liigutusega enese poole (joonis 76).

3. Sööbivaid aineid (sööbeleelisi, väävelhapet, lämmastikhapet jt.) käsitsege ettevaatlikult, sest need tekitavad kehale sattudes tugevaid põletushaavu ja võivad hävitada riideid. Et vältida õnnetusi:

Joonis 76.

a) kontrollige, kas nõu (katseklaas, kolb), millesse kavatsete valada reaktiivi, on terve;

b) ärge haarake reaktiiviga pudelit kunagi kaelast, sest see on sageli vedelikust märjatud;

c) valage vedelikke ainult laua, aga mitte põranda või põlvede kohal;

d) ärge kummarduge reaktiivide valamisel nõu kohale; sellega väldite pritsmete sattumist näkku ja riietele. Valamist teostage alati vähemalt poolest saadik väljasirutatud käe kaugusel;

e) kangeid happeid (eriti väävelhapet) valage vette, kuid mitte kunagi vett happesse.

4. Kui näole või kätele on sattunud mõne reaktiivi pritsmeid, siis peske need kohe veega ära ja kuivatage vastav koht puhta käterätikuga.

Tugeva happe pritsmed peske ära suure veekogusega (tugeva veejoaga) ning seejärel loputage tabatud kohta nõrga söögisoodalahusega.

Sööbeleeliste tilgad peske ära veega seni, kuni nahaosa, millele nad sattusid, ei tundu enam libe.

Hapete või leeliste tilkade sattumisel silma tuleb silm tugevasti loputada puhta veega, selleks silmalauge teineteisest eemaldades; mingil juhul ei tohi aga silma hõõruda. Õnnetustest teatage viivitamatult õppejõule.

5. Kõrvaldage viivitamatult lauale sattunud happe, leelise või mõne teise vedeliku tilgad. Selleks pühkige laud esmalt suure paberitüki või kaltsuga kuivaks, seejärel neutraliseerige vastav koht: happeid — soodalahusega, leelisi — nõrga äädikahappelahusega.

6. Ärge kummarduge vedelike soojendamisel nõu (keeduklaasi,

kausi) kohale, sellega väldite pritsmete sattumist näkku ja riietele. Vedelike soojendamisel katseklaasis suunake selle suue endast ja naabritest eemale.

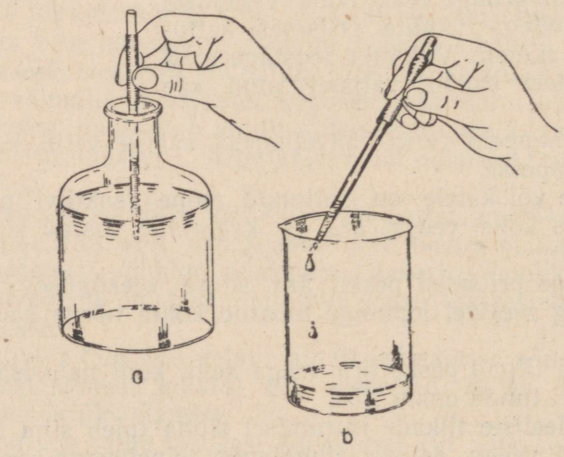
7. Toimetage kõik katsed kergestisüttivate ainetega eemal lahtisest tulest ning võimalust mööda tõmbekapis. Süttinud ainete kustutamiseks hoidke käepärast kuiva liiva.

8. Kergete põletuste puhul niisutage tabatud kohta kaaliumpermanganaadilahusega. Tugevate põletuste puhul pöörduge viivitamatult õppejõu poole.

9. Töö lõpetamise puhul keemia kabinetist lahkudes kontrollige, kas kõik gaasipõleti- ja veetorustikukraanid on suletud ning elektrisoojendusriistad välja lülitatud.

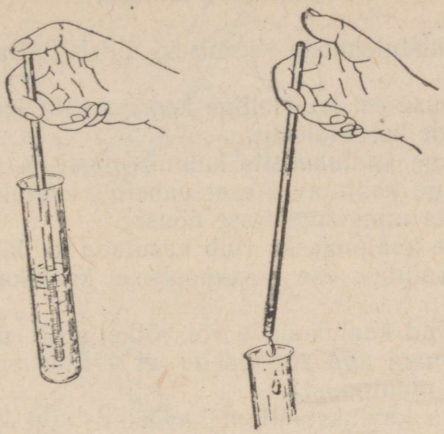
Juhised vedelike ülekandmiseks.

1. Vedeliku ülekandmine pipetiga. Vedeliku võtmiseks asetage sõrmedega kokkusurutud kummiotsakuga pipett võetavasse vedelikku. Sõrmede haarde lõdvenemisel valgub vedelik pipetti (joonis 77, a). Nüüd viige pipett ühes vedelikuga nõu kohale ja tugevdage otsakut hoidvate sõrmede haaret. Vedelik tungib välja (joonis 77, b).



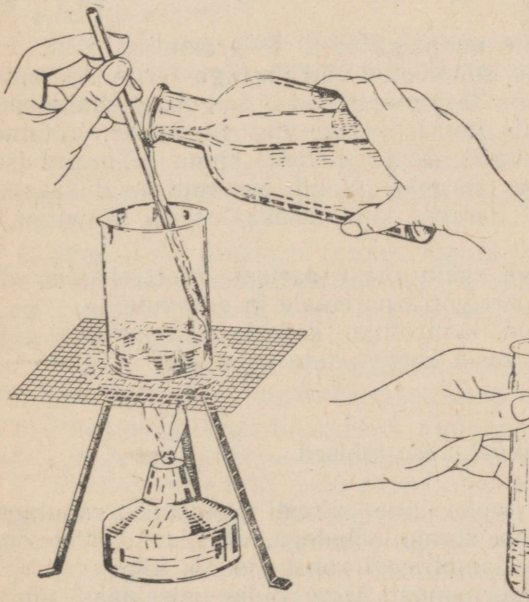
Joonis 77.

2. Vedeliku ülekandmine klaastoruga. Võtke peenike tasase otsaga klaastoru, viige ta võetavasse vedelikku ja sulgege seejärel selle tasane ots sõrmega. Viige toru ühes sellesse tunginud vedelikuga nõu kohale ja võtke sõrm ära. Vedelik valgub välja (joonis 78).

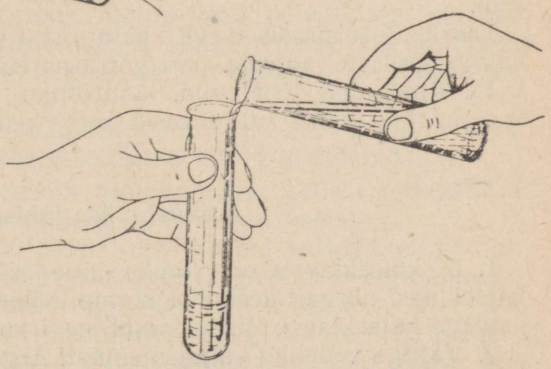


Joonis 78.

3. Vedeliku ülekandmine valamisega. Vedeliku valamiseks pudelist keeduklaasi või kaussi kasutage alati klaaspulgakest (joonis 79). On lubatud vedelikku valada katseklaasi vahetult ilma klaaspulgakeseta (joonis 80). Pärast vedeliku lisamist tohib katseklaasis olla vedelikku ainult ¼—⅓ selle mahust.



Joonis 79.



Joonis 80.

Kaalumise juhised.

Õigete kaalumistulemuste saamiseks tuleb täita järgmisi juhiseid:

1. Iga kaalumise eel kontrollige koormamata kaalude tasakaaluseisu ning vihtide korrasolekut.

2. Ärge asetage kaalukausile kuumi, musti ja niiskeid esemeid.

3. Ärge asetage kaalutavat eset vahetult kaalukausile, vaid asetage ta tingimata mingisugusesse nõusse.

Tahkete ainete kaalumiseks võib kasutada ka läikpaberit.

4. Asetage kaalutav ese vasakpoolsele kaalukausile, vihid aga parempoolsele.

5. Asetage vihid kaalukausile või võtke sealt maha ainult pintsetiga, mitte kunagi aga sõrmedega, et vältida vihtide mustumist (ja seega kaalu muutumist).

6. Asetage iga kaalukausilt mahavõetud viht kasti temale ettenähtud pessa, ja mitte mingil juhul lauale.

7. Kaalutise suuruse leidmiseks teostage vihtide arvutus esmalt kasti tühjade pesade põhjal ja seejärel, tulemuse õigsuse kontrollimiseks, vihtide kaalukausilt mahavõtmisel ja tagasipaigutamisel.

8. Ärge jätke kaalukausile vihte ega mingisuguseid teisi esemeid.

9. On rangelt keelatud iseseisvalt parandada kaalude juures esinevaid mis tahes korratusi; teatage kaalu rikkisolekust otsekohe õppejõule.

10. Kaalumise kord. Asetage kaalutav ese ettevaatlikult (põrutuseta) vasakule kaalukausile, parempoolsele aga vihid ning pange tähele kaaluosuti võnkeid.

Oletame, et kaalukausile on paigutatud 50-grammine viht. Et kaaluosuti hälbis paremale, siis võetud viht on liiga kerge. Asetame sellele lisaks järgmise, s. o. 20-grammise vihi. Selgub, et kaaluosuti hälbib vasakule, tähendab juurdelisatud viht on raske. Võtame 20-grammise vihi kaalukausilt ära ja asetame sinna 10-grammise vihi. Viimane osutub liiga kergeks. Nüüd asetame kaalukausile 5-grammise vihi. Selliselt toimime kuni tasakaaluseisu saavutamiseni.

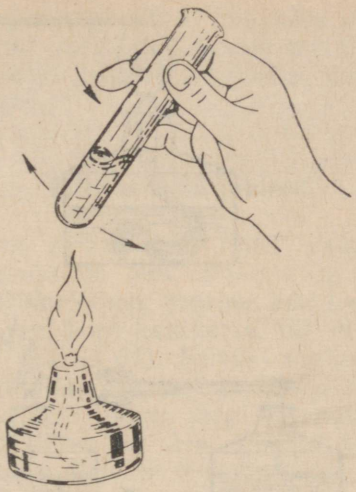
Tasakaaluseisundis oleva kaalu osuti asetseb keset skaalat või hälbib võrdsete jaotuste arvu võrra paremale ja vasakule.

11. Kaalumise lõpetanud, kontrollige kõikide kaaluvihtide olemasolu ning katke kaalukausid kerge puhta paberiga.

Lahustamise juhised.

1. Et katseklaasis olev tahke aine kiiresti lahustuks, raputage katseklaasi nõrgalt keskmise sõrme löökidega. Vajaduse korral soojendage katseklaasi piirituslambi leegi kohal (joonis 81).

2. Vältige vedeliku väljapritsimist. Ärge hoidke katseklaasi suuet enda või naabrite suunas.



Joonis 81.

Juhised piirituslambi käsitsemise kohta.

Soojendamisega seotud tööde eduka läbiviimise ja õnnetuste (tulekahju, põletuste) vältimise eesmärgil täitke rangelt järgmisi juhiseid (joonis 82):

1. Enne töö alustamist täitke piirituslambi reservuaar. Piirituse valamisel põlevasse lampi võib see kergesti süttida.

2. Kontrollige, kas lambitaht asetseb vabalt tahihoidjas ning kas ta ulatub lambi põhja. Lõigake taht pealt tasaseks.

3. Süüdake piirituslampi ainult tuletiku või põleva pirruga, mitte kunagi aga teiselt põlevalt lambilt, mis võib esile kutsuda piirituse plahvatuse.

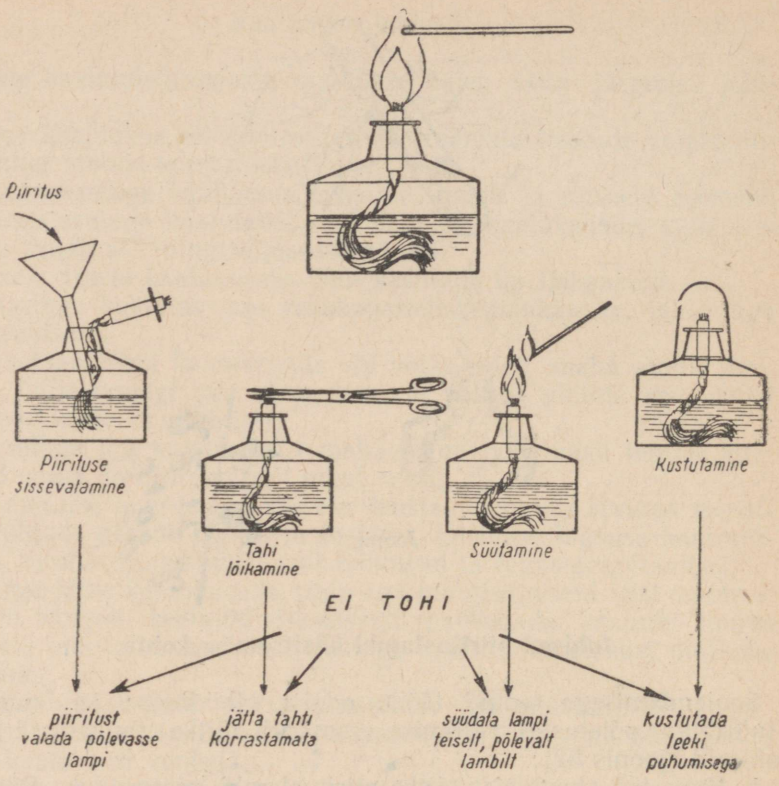
4. Ärge laske piiritusel lambis lõpuni välja põleda, sest kui piiritust on jäänud lampi vähem kui ¼ selle mahust, on võimalik leegi tungimine lambi sisemusse ja selles tekkinud piiritusaurude süttimine (plahvatus).

5. Vältige piirituslambi ülekuumenemist, sest sel puhul võivad piirituse tugevdatud aurumisest tekkinud aurud plahvatada.

6. Piirituslambi kustutamiseks asetage tahile selleks ettenähtud kate. Leegi kustutamine puhumisega on rangelt keelatud.

7. Piirituslambi taht peab olema alati kaetud kattega, et vältida piirituse aurustumist ja tahi niiskumist (piirituse aurustumisel koguneb tahile alati vesi, mille tagajärjel taht ei sütti).

8. Käsitsege ettevaatlikult piirituslampi ning vältige selle ümberminekut või purunemist. Lauale või põrandale valgunud põleva piirituse leek kustutage kohe kas rätiku või liivaga.



Joonis 82.

Juhised nõude soojendamise kohta.

1. Asetage soojendatav nõu piirituslambi leegi ülemisse kolmandikku.

2. Soojendage vahetult piirituslambi leegis ainult õhukesest klaasist ja kumera põhjaga nõusid (katseklaase, kolbe) ja portselanist nõusid (tiigleid, kausse).

Lameda põhjaga nõusid (kolbe, keeduklaase) soojendage ainult asbestiga kaetud võrgul (joonis 79).

3. Soojendage ainult seda osa katseklaasist, mis on kokkupuutes ainega. Ülekuumenemise vältimiseks pöörake katseklaasi tema telje ümber, teda samaaegselt raputades ning paremale ja vasakule nihutades (joonis 81). Hoidke katseklaas kaldasendis.

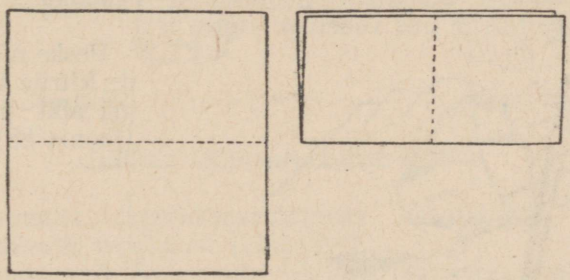
4. Soojendage tahkeid aineid ainult täiesti kuivades nõudes (katseklaasides).

5. Soojendamisel ärge katseklaasi põhjaga puudutage lambitahti, sest viimane on niiske ja külm, mille tõttu katseklaas võib kergesti puruneda.

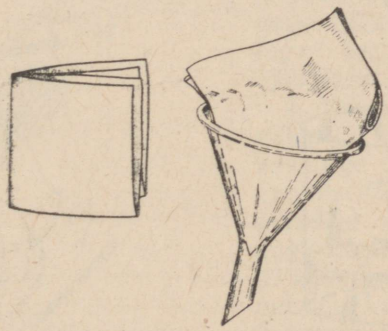
6. Kuumad nõud jahutage ainult õhu käes või asetage need selleks asbestiga kaetud võrgule. Külmale metallesemele või külma vette asetatud nõu võib kergesti puruneda, lauale asetamisel aga rikkuda selle värvkatet.

Filtreerimise juhised.

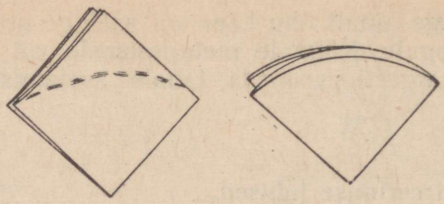
1. Filtri valmistamine. Filtri valmistamiseks lõigake filterpaberist ruudukujuline leht, mille külg on ligikaudu kaks korda pikem lehtri läbimõõdust; murdke leht kahekorra kokku (joonis 83) ja seejärel veel kord kahekorra, nii et murdejooned oleksid teineteisele risti (joonis 84). Niiviisi saadud ruut asetage lehtrisse, sisemise tipuga allapoole, suruge ta vastu lehtri seina ja muljuge väljaulatuv osa lehtri serva järgi (joonis 84). Pärast filtri väljavõtmist lõigake liigne osa ära (joonis 85). Ühe paberikihi eemaldamisega kolmest ülejäänust saate koonusekujulise filtri, mis asetage lehtrisse; seejuures filtri serv peab olema 5—6 mm allpool lehtri serva (joonis 86). Niisutage filter veega, et ta paremini lehtri seina külge liibuks.



Joonis 83.



Joonis 84.



Joonis 85.

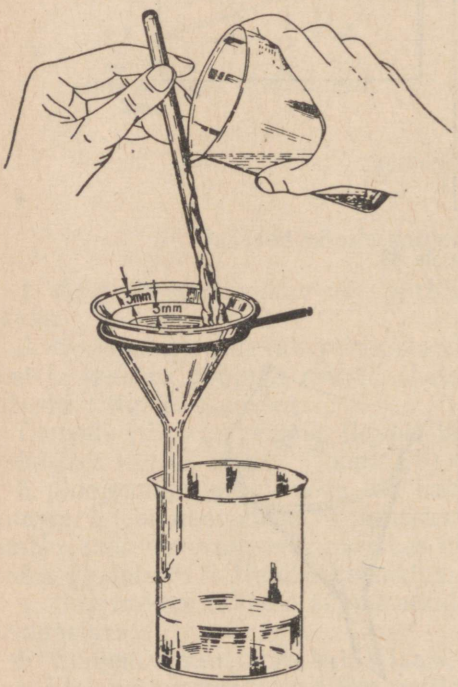
Joonis 86.

2. Filtreerimine. Asetage lehter ühes filtriga statiivi rõngasse nii, et lehtri toru ots puudutaks keeduklaasi seina. Filtreerige ainult eelnevalt märjatud filtriga.

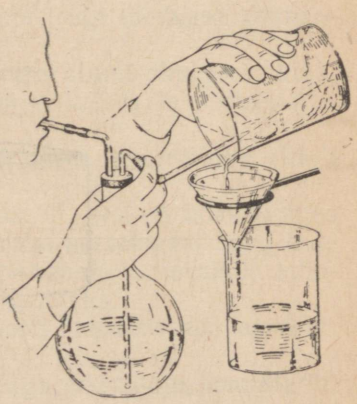
Filtreerimise kiirendamiseks laske vedelik ühes sademega teatud aeg seista, et tahke aine peamine kogus saaks vahepeal nõu põhja settida.

Valage filtreeritav vedelik, sadet üles keerutamata, mööda klaaspulgakest filtrile ja jälgige, et vedeliku tase filtril oleks vähemalt 5 mm filtri servast madalam (joonis 87). Vedeliku filtreerumise määral valage filtrile uus vedeliku kogus.

Peske nõus olev sade filtrile tugeva veejoa abil pesupudelist (joonis 88).



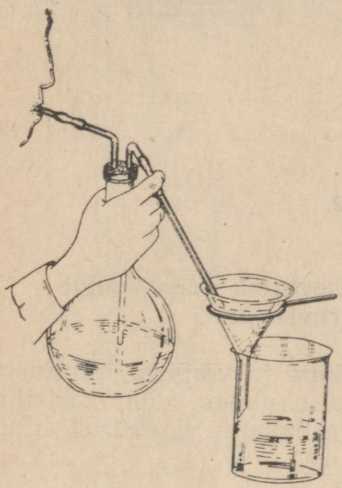
Joonis 87.



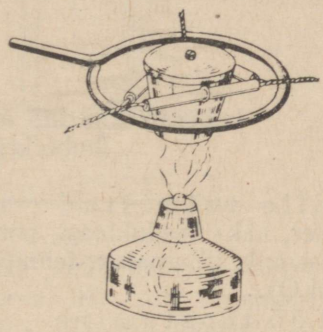
Joonis 88.

3. Sademe pesemine ja kuumutamine. Filtril oleva sademe pesemiseks valage sellele uus pesuvee kogus pärast eelmise äranõrgumist ja korrake seda 3—4 korda (joonis 89).

Sademe kuumutamiseks asetage sade ühes filtriga tiiglisse ja kuumutage lahtist tiiglit ettevaatlikult (sadet võib kuivatada ka termostaadis). Pärast sademe kuivamist ja filtri söestumist katke tiigel kaanega ja kuumutage tugevasti (joonis 90) kuni püsiva kaalu saavutamiseni (kui vajalik).



Joonis 89.

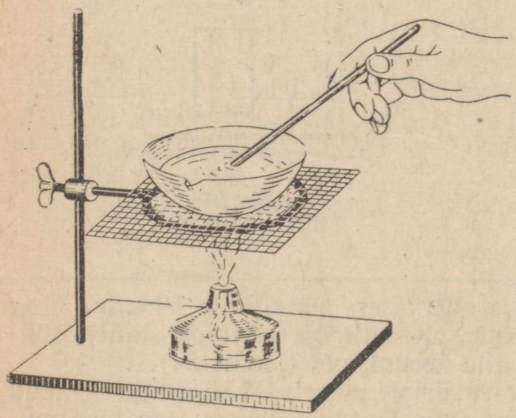


Joonis 90.

Juhised väljaaurutamise kohta.

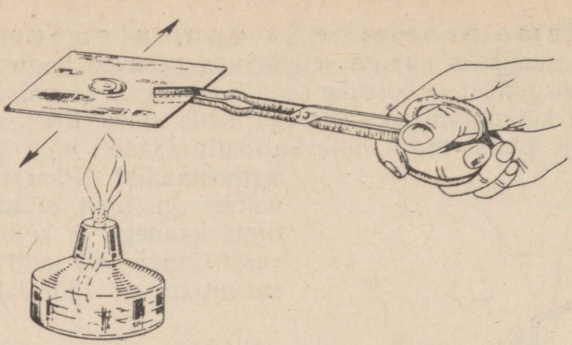
Väljaaurutamist (kuivaksaurutamist) kasutatakse lahustunud aine eraldamiseks vedelikust (lahustist).

1. Suuremate vedelikukoguste väljaaurutamiseks valage lahus portselankaussi (harvem keeduklaasi) selliselt, et ta täidaks ainult ⅔ selle mahust. Kuuma lahuse väljapritsimise vältimiseks segage lahust klaaspulgakesega (eriti lõpu poole) (joonis 91).



Joonis 91.

2. Väikeste vedelikukoguste väljaaurutamiseks kasutage klaasplaadikest (joonis 92). Hoidke klaasplaadike ühes vedelikutilgaga tiiglitangide abil leegi kohal selliselt, et leek ei puutuks vastu klaasi, ning liigutage plaadikest pidevalt.



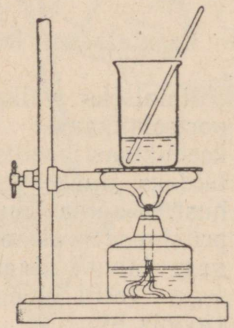
Joonis 92.

Laboratoorne töö nr. 1. Vasevitrioli puhastamine ümberkristalliseerimise teel.

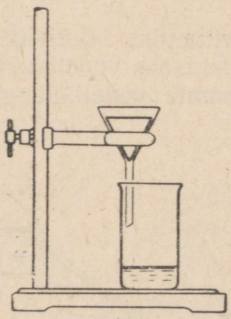
Ette valmistada: statiiv rõnga ja võrguga, piirituslamp, lehter, kaks keeduklaasi, portselankauss, uhmer, kolb, mõõtsilinder, klaaspulk, filterpaber, tehniline (puhastamata) vasevitriol ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$).

Töö teostamine.

1. Valage keeduklaasi (kuni ¼ selle mahust) vett, asetage ta statiivi võrgule ning soojendage peaaegu keemiseni (joonis 93). Vee



Joonis 93.
Vee soojendamine.

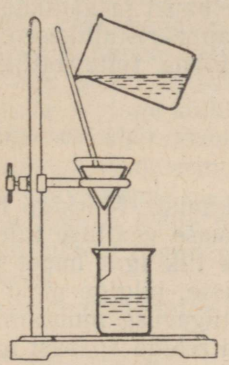


Joonis 94.
Filtreerimisseadis.

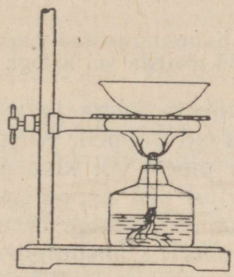
soojendamise ajal valmistage ette filter, asetage ta lehtrisse ning niisutage kergelt veega. Lehter ühes filtriga asetage statiivi rõngasse ning paigutage tema alla keeduklaas (joonis 94).

2. Peenestage tehniline vasevitriol uhmris. Lahustage saadud pulber kuumas vees väikestes annustes, lahust kogu aeg klaaspulgaga segades, kuni vasevitriol enam ei lahustu.

3. Filtreerige lahus võimalikult kuumalt. Lahus valatakse mööda klaaspulka filtrisse, kusjuures lehtris olev vedelik ei tohi tõusta filtri ääreni (joonis 95).



Joonis 95.
Filtreerimine.



Joonis 96.
Filtraadi aurutamine.

4. Valage filtraat (filtreeritud vedelik) portselankaussi, asetage viimane statiivi rõngale ja aurutage (joonis 96), kuni vedeliku pinnal tekib väikestest kristallikestest kirme. Seejärel lõpetage aurutamine ning laske vedelik jahtuda. Pange tähele vasevitriolikristallide tekkimist.

5. Valmistage teine filter ja filtreerige kristalle sisaldav jahtunud lahus (emalahus) teise klaasi. Võtke vasevitrioli kristallid filtrilt ning kuivatage neid filterpaberi vahel.

Laboratoorne töö nr. 2. Tutvumine hapete omadustega.

Töö nr. 1. Hapete omadused.

Ette valmistada: katseklaasid, klaaspulgake, pipett või klaastoru, filterpaber; kontsentreeritud soolhape, lämmastikhape, väävelhape ja äädikhape [$H(C_2H_3O_2)$] ning tahke boorhape (H_3BO_3) (kõik üldlaual); lahjendatud soolhape, lämmastikhape, väävelhape ja äädikhape; sinine lakmuslahus, metüüloranžilahus, fenoolftaleiinilahus.

Joonestage vihikusse järgmise vormiga tabel:

Hapete omadused

Jrk. nr.	Happe nimetus	Happe valem	Indikaatori värvus		
			lakmus	metüül-oranž	fenool-ftaleiin

Töö teostamine.

1. Tutvuge keemiliselt puhaste hapete välimusega. Paigutage pipeti või klaastoru abil eraldi katseklaasidesse 3—4 tilka kontsentreeritud soolhapet, lämmastikhapet, väävelhapet ja äädikhapet ning asetage ühte katseklaasi mõned boorhappekristallikesed. Täheldage hapete füüsikalist olekut, värvust, lõhna (ettevaatlikult nuusutada).

Märkus. Kontsentreeritud hapete sööbiva toime tõttu on **kategooriliselt keelatud happeid maitsta või kätega puudutada!**

2. Pange tähele lõhna ja «suitsu» tekkimist. Märkige lenduvad ja mittelenduvad happed. Kirjutage vihikusse vaatluse tulemused.

3. Asetage pipeti või klaaspulgakesega tilk igat hapet paberile. Vaadelge teatud aeg happe toimet paberisse, jälgige pleki värvuse muutumist paberil, pange tähele paberi tugevuse muutumist, püüdes selleks paberit klaaspulgakesega katki rebida (pärast iga happe võtmist tuleb pulgake hoolikalt pesta ja kuivatada paberitükiga). Kirjutage vaatluse tulemused vihikusse.

4. Valage mitmesse katseklaasi vett ja lisage nendesse 1—2 tilka soolhapet, väävelhapet ja äädikhapet ning proovige saadud lahuste maitset; **mitte alla neelata — happed on mürgised!** Määrake iga happe maitse.

5. Võtke mitu katseklaasi; valage kolme katseklaasi 2—3 ml lahjendatud väävelhapet, järgmistesse kolme katseklaasi — sama kogus lahjendatud soolhapet ja viimastesse kolme katseklaasi — lahjendatud lämmastikhapet. Jagage katseklaasid selliselt kolme rühma, et igas rühmas oleks üks katseklaas väävelhappega, üks soolhappega ja üks lämmastikhappega. Valage kõikidesse esimese rühma katseklaasidesse sinist lakmuslahust, teise rühma katseklaasidesse metüüloranžilahust ja kolmanda rühma katseklaasidesse tilgutage igaühesse kaks tilka fenoolftaleiinilahust.

Mida täheldate? Nimetage katse põhjal hapete omadusi ning kandke need eelnevalt joonestatud tabeli lahtrisse.

Töö nr. 2. Happe reageerimine metallidega.

Ette valmistada: katseklaasid, piirituslamp, tiiglitangid, lehter, filterpaber, pipett või klaastoru, klaaspulgake, portselankauss, klaasplaat; lahjendatud soolhape, väävelhape ja äädikhape; metalliline tsink, magneesiumilaastud, rauapuru ning alumiiniumi-, vase-, tina- ja seatinatükikesed.

Töö teostamine.

1. Võtke kolm katseklaasi. Esimesse katseklaasi valage 2—3 ml soolhapet, teise katseklaasi niisama palju väävelhapet, kolmandasse sama kogus äädikhapet. Visake soolhapet sisaldavasse katseklaasi mõned tsingitükikesed, väävelhapet sisaldavasse — mõned rauatükikesed ja äädikhapet sisaldavasse — mõned magneesiumilaastud. Võtke üks katseklaasidest, sulgege selle suue pöidlaga ning

lähendage piirituslambi leegile: toimub plahvatus. Plahvatus on vesiniku eraldumise tunnuseks. Mõne aja pärast, reaktsiooni lõppemisel, filtreerige veidi iga lahust ja aurutage kuivaks portselankausis. Saadud tahked ained tekkisid metallide toimel hapetesse.

Kirjutage reaktsioonide võrrandid. Missugune keemiline element kuulub kõikide hapete koostisse?

2. Asetage eraldi katseklaasidesse alumiiniumi-, vase-, tina-, ja seatinatükike. Valage kõikidesse katseklaasidesse soolhapet ja pange tähele, kus toimub reaktsioon kõige energilisemalt. Kui metall ei peaks happega reageerima, siis soojendage kergelt. Toimetage sama ka väävelhappe ja äädikhappega. Üks katseklaasidest, kus reaktsioon toimub kõige paremini, jätke reaktsiooni lõpuni seisma. Filtreerige mõned tilgad seda vedelikku klaasplaadikesele ja aurutage kuivaks.

Kirjutage reaktsioonide võrrandid. Missuguseid aineid saadakse?

Töö nr. 3. Happe reageerimine aluseliste oksüüdidega.

Ette valmistada: katseklaasid, klaaspulgake, pipett või klaastoru, lehter, filterpaber, portselankauss, klaasitükk, kontsentreeritud väävelhape, lahjendatud soolhape, vask(II)oksüüd (CuO), seatina(II)oksüüd (PbO).

Töö teostamine.

1. Valage katseklaasi (kuni ¼ selle mahust) kontsentreeritud väävelhapet ja soojendage. Lisandage soojendatud väävelhappele väikeste annustena vask(II)oksüüdi, kuni selle lahustumise lakkamiseni. Lõpetage soojendamine, niipea kui katseklaasi põhja koguneb lahustamata vask(II)oksüüd. Laske segu jahtuda ja filtreerige seejärel. Kontsentreerige saadud filtraati portselankausis või katseklaasis ja laske jahtuda.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand. Missugune aine tekkis?

2. Asetage katseklaasi veidi seatina(II)oksüüdi ja valage sinna lahjendatud soolhapet. Soojendage katseklaasis olevat segu mõni minut kuni keemiseni. Eraldage vedelik sademest valamisega teise katseklaasi. Pange tähele teises katseklaasis valgete soolakristallide väljalangemist vedeliku jahtumisel.

Kirjutage reaktsiooni võrrand. Missugune aine tekkis?

Töö nr. 4. Happe reageerimine alustega.

Ette valmistada: katseklaasid, portselankauss, pipett või klaastoru, klaaspulgake, piirituslamp, statiiv rõnga ja võrguga, lahjendatud väävelhape, vask(II)hüdroksüüd [$Cu(OH)_2$] (viimast valmistab õppejõud).

Töö teostamine.

1. Asetage katseklaasi veidi vask(II)hüdroksüüdi ja valage sinna lahjendatud väävelhapet. Soojendage kergelt, pidevalt loksutades

kuni vask(II)hüdroksüüdi lahustumiseni. Valage portselankaussi mõni milliliiter saadud lahust ja aurutage. Pange tähele soola eraldumist.

Pöörake tähelepanu saadud lahuse ja soola värvusele. Kirjutage reaktsiooni võrrand. Missuguseid aineid saadi?

Töö nr. 5. Happe reageerimine sooladega.

Ette valmistada: katseklaasid, pipett või klaastoru, sinine lakmuspaber, baariumkloriidi ($BaCl_2$) lahus, naatriumkarbonaadi (Na_2CO_3) lahus, lahjendatud väävelhape ja soolhape, keedusool (NaCl), kontsentreeritud väävelhape.

Töö teostamine.

1. Valage katseklaasi, milles on baariumkloriidilahus (kuni ¼ selle mahust), niisama palju lahjendatud väävelhapet.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand. Missugused ained ja missugusel kujul tekivad sel puhul?

2. Valage katseklaasi naatriumkarbonaadilahust (kuni ¼ selle mahust) ja niisama palju lahjendatud soolhapet.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand. Missuguses olekus esinevad tekkinud ained?

3. Asetage katseklaasi veidi tahket keedusoola ning paigutage sinna mõni tilk kontsentreeritud väävelhapet. Soojendage kergelt ja pöörake tähelepanu eralduvale suitsevale gaasile. Lähendage katseklaasi suudmele niiske sinine lakmuspaber. Pange tähele lakmuse värvuse muutumist.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand. Missugused ained ja missugusel kujul tekivad sel puhul?

Laboratoorne töö nr. 3. Tutvumine alustega.

Töö nr. 1. Aluste omadused.

Ette valmistada: katseklaasid, klaaspulgake, pipett või klaastoru, tiiglitangid, filterpaber; naatriumhüdroksüüd (NaOH), kaaliumhüdroksüüd (KOH), kaltsiumhüdroksüüd [$Ca(OH)_2$] (kõik tahke ainena); naatriumhüdroksüüdi, kaaliumhüdroksüüdi, kaltsiumhüdroksüüdi, baariumhüdroksüüdi ja ammooniumhüdroksüüdi lahjendatud lahused; fenoolftaleiinilahus, metüüloranžilahus, punane lakmus (paber või lahus); lahjendatud soolhape, lämmastikhape ja väävelhape.

Joonestage vihikusse järgmise vormiga tabel:

Aluste omadused

Jrk. nr.	Aluse nimetus	Aluse valem	Füüsikaline olek	Lahustuvus	Indikaatori värvus		
					lakmus	metüüloranž	fenoolftaleiin

Töö teostamine.

1. Tutvuge tahke naatriumhüdroksüüdi, kaaliumhüdroksüüdi, kaltsiumhüdroksüüdi ja baariumhüdroksüüdi ning ammooniumhüdroksüüdilahuse välimusega ja kirjeldage neid aineid.

2. Lahustage väikesed (tuletikupea suurused) tükid naatriumhüdroksüüdi, kaaliumhüdroksüüdi, kaltsiumhüdroksüüdi ja baariumhüdroksüüdi eraldi katseklaasides, milledesse on eelnevalt valatud (kuni ¼ mahust) vett.

Katsuge käega lahuse (katseklaasi) temperatuuri muutumist. Jälgige ainete lahustuvust vees.

3. Võtke tilk lahjendatud naatriumhüdroksüüdilahust ja hõõruge seda sõrmede vahel. (Et leelis sööbib nahasse, tuleb kohe pesta käed puhtaks.)

4. Valage kolme katseklaasi naatriumhüdroksüüdi lahjendatud lahust, kolme katseklaasi kaaliumhüdroksüüdi lahjendatud lahust, kolme katseklaasi baariumhüdroksüüdi lahjendatud lahust ja kolme katseklaasi kaltsiumhüdroksüüdi lahjendatud lahust. Jagage kõik 12 katseklaasi selliselt kolme rühma, et igas rühmas oleksid kõik neli alust. Lisage tilk fenoolftaleiinilahust kõikidesse esimese rühma katseklaasidesse, tilk metüüloranžilahust teise rühma katseklaasidesse ja tilk lakmuslahust kolmanda rühma katseklaasidesse.

Täheldage värvuse muutumist. Nimetage katse põhjal aluste omadusi ning kandke need eelnevalt joonestatud tabeli lahtrisse.

5. Lisage katseklaasidesse, mis sisaldavad fenoolftaleiini, metüüloranži ja lakmusega värvistatud aluste lahuseid, tilk lahjendatud soolhapet, väävelhapet ja lämmastikhapet. Ärge valage kõiki kolme hapet ühte katseklaasi, vaid esimesse soolhapet, teise väävelhapet ja kolmandasse lämmastikhapet.

Pange tähele värvuse muutumist. Missuguseid järeldusi võib käesoleva katse põhjal teha hapete ja aluste omaduste kohta?

6. Niisutage leeliste lahustega mõned paberitükid ja asetage need mõneks ajaks kõrvale. Jälgige paberi kolletamist ja leelise hävitavat toimet paberisse. Kirjutage üles tulemused. Tehke järeldus leeliste käsitsemise ja nendega töötamise kohta.

Töö nr. 2. Aluse reageerimine happe anhüdriidiga.

Ette valmistada: katseklaasid, kõver klaastoru, kaltsiumhüdroksüüdi [$Ca(OH)_2$] lahus, baariumhüdroksüüdi [$Ba(OH)_2$] lahus.

Töö teostamine.

1. Valage katseklaasi (¼ selle mahust) kaltsiumhüdroksüüdilahust ja juhtige sinna enda poolt väljahingatud õhku [sisaldab süsihappe anhüdriidi ehk süsihappegaasi (CO_2)].

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand. Missugused ained tekivad?

2. Juhtige baariumhüdroksüüdilahusesse süsihappegaasi. Kirjutage üles tulemused.

Töö nr. 3. Leelise neutraliseerimine happega.

Ette valmistada: portselankauss, klaaspulgake, kaks keeduklaasi, pipett või klaastoru, lakmuspaber (punane ja sinine), piirituslamp, statiiv rõnga ja võrguga, lahjendatud soolhape (või väävelhape), lahjendatud naatriumhüdroksüüdilahus (või kaaliumhüdroksüüdilahus).

Töö teostamine.

Valage portselankaussi 10 ml lahjendatud soolhapet (või väävelhapet). Valage keeduklaasi niisama palju naatriumhüdroksüüdi (või kaaliumhüdroksüüdi) lahjendatud lahust. Esimest naatriumhüdroksüüdilahuse kogust, mida on võetud happe kogusest veidi vähem, valatakse korraga juurde; lisandage seejärel pipeti või klaastoru abil naatriumhüdroksüüdilahust juba tilkhaaval, hapet sisaldavat lahust pidevalt klaaspulgakesega segades. Pärast igakordset lisandamist kandke tilk lahust klaaspulgakese abil lakmuspaberile.

Naatriumhüdroksüüdilahust tuleb lisandada seni, kuni saadakse lahus, mis ei toimi punasesse ega sinisesse lakmuspaberisse, s. t. kuni punane lakmuspaber ei muutu võetud lahuse toimel siniseks ega sinine paber punaseks. Kui olete lisanud liiga palju leelist, lisandage tilkhaaval hapet, pidades meeles, et happe põhjustatud punane värvus kaob leelise toimel, kuna leelise põhjustatud sinine värvus kaob happe toimel. Tuleb püüda saavutada lahuse neutraalset reaktsiooni.

Valage neutraliseeritud lahus puhtasse keeduklaasi, jättes portselankaussi ainult väikese koguse lahust, mis tuleb aurutada kuivaks. Vaadelge saadud soola ja maitske seda.

Kuidas nimetatakse saadud ainet? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

Töö nr. 4. Aluse saamine metalli reageerimisel veega.

Ette valmistada: katseklaasid, statiiv klambriga, pirrud, piirituslamp, metalliline naatrium ja kaalium, magneesiumipulber, punane lakmuspaber, fenoolftaleiinilahus.

Töö teostamine.

1. Asetage tuletikupea suurune tükike naatriumi veega täidetud katseklaasi, mis on kinnitatud statiivi külge. Lähendage põlev pird katseklaasi suudmele.

Mis toimub naatriumi reageerimisel veega? Missugune gaas eraldub seejuures?

2. Valage teise katseklaasi puhast vett. Asetage punane lakmuspaber esmalt puhta veega katseklaasi ja seejärel vette, millega reageeris naatrium. Võrrelge nende toimet lakmuspaberisse.

Mida täheldate? Missugune aine tekkis vees naatriumi reageerimisel sellega? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

3. Toimetage sama katse kaaliumiga ja uurige kaaliumi toimet veesse. Kirjutage üles tulemused.

4. Valage katseklaasi (¼ selle mahust) vett ja lisage veidi magneesiumipulbrit. Soojendage katseklaasi piirituslambil 3—5 minutit, jälgige gaasi eraldumist; seejärel lisage katseklaasi 1—2 tilka fenoolftaleiinilahust (või lakmuslahust).

Mida täheldate? Missugune aine tekkis lahuses? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

Töö nr. 5. Aluse saamine metalli oksüüdi reageerimisel veega.

Ette valmistada: portselankauss, katseklaasid, keeduklaas, filterpaber, lehter, klaaspulgake, kõver klaastoru, kaltsiumoksüüd (CaO), lakmuslahus, magneesiumoksüüd (MgO), baariumoksüüd (BaO).

1. Asetage portselankaussi tükike kaltsiumoksüüdi (kustutamata lupja), valage sellele veidi vett, nii et vesi imbuks lubjasse ega jääks kaussi liigset vett.

Oodake veidi aega ja pange tähele toimuvat. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Kui lubi on kustunud, valage kaussi ¼ keeduklaasi vett, segage selles kustutatud lubi ja filtreerige vedelik puhtasse keeduklaasi. Uurige saadud lahust punase lakmusega.

Mida täheldate? Iseloomustage kaltsiumhüdroksüüdi lahustuvust vees.

3. Juhtige saadud lubjavette süsihappegaasi. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

4. Loksutage katseklaasis natuke magneesiumoksüüdi ja vee segu. Lisage saadud vedelikule mõni tilk punast lakmuslahust.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

5. Võtke veidi baariumoksüüdi ja loksutage katseklaasis veega. Lisage mõni tilk punast lakmuslahust.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

Töö nr. 6. Lahustumatute aluste saamine.

Ette valmistada: katseklaasid, lehter, pipett või klaastoru, portselankauss, tiiglitangid, piirituslamp, klaaspulgake, filterpaber; lahjendatud soolhape, lahjendatud naatriumhüdroksüüdi- ja kaaliumhüdroksüüdilahus; raud(III)kloriidi ($FeCl_3$), vasevitrioli ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$), magneesiumkloriidi ($MgCl_2$), alumiiniumkloriidi ($AlCl_3$), tsinksulfaadi ($ZnSO_4$) ja seatinanitraadi $[Pb(NO_3)_2]$ lahjendatud lahused (või mõned teised eespoolnimetatud metallide soolade lahjendatud lahused).

Töö teostamine.

1. Valage katseklaasi (kuni ¼ selle mahust) raud(III)kloriidilahust ja lisage sinna niisama palju lahjendatud naatriumhüdroksüüdilahust.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Filtreerige saadud segu. Asetage filtrile jäänud sade portselankaussi ja, hoides kaussi tiiglitangidega, kuivatage saadud aine, teda ettevaatlikult soojendades (mitte kuumutades). Iseloomustage saadud ainet.

3. Asetage väike osa saadud ainet katseklaasi ja lisandage pideval loksutamisel lahjendatud soolhapet kuni sademe täieliku lahustumiseni.

Kirjutage üles katse tulemused. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

4. Valage katseklaasi (kuni ¼ selle mahust) vasevitrioli lahjendatud lahust ja lisage sinna pisut naatriumhüdroksüüdi lahjendatud lahust.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

5. Valmistage magneesiumhüdroksüüdi [$Mg(OH)_2$], mangaanhüdroksüüdi [$Mn(OH)_2$], alumiiniumhüdroksüüdi [$Al(OH)_3$], tsinkhüdroksüüdi [$Zn(OH)_2$] ja seatinahüdroksüüdi [$Pb(OH)_2$], kasutades selleks magneesiumi-, mangaani-, alumiiniumi-, tsingi- ja seatinasoolade lahjendatud lahuseid. Kirjutage reaktsiooni tulemused. Kirjutage reaktsiooni võrrandid.

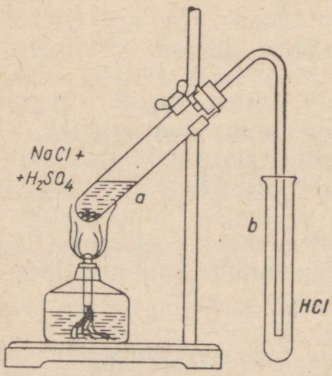
Laboratoorne töö nr. 4. Kloorvesiniku ja soolhappe saamine ning omadused.

(Töö teostada ainult tõmbekapis.)

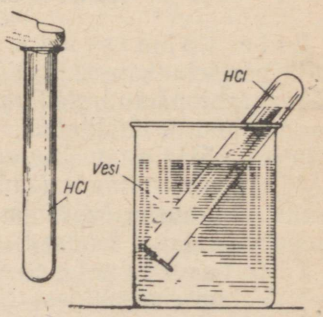
Ette valmistada: katseklaasid, piirituslamp, pipett või klaastoru, keeduklaas, statiiv klambriga, gaasijuhtetoru, vatt, keedusool (NaCl), kontsentreeritud väävelhape, sinine lakmuslahus, tsingitükike, hõbenitraadi ($AgNO_3$) lahjendatud lahus, lahjendatud soolhape ja lämmastikhape.

Töö teostamine.

1. Puistake katseklaasi $^1/_5$ selle mahust peenikest keedusoola.



Joonis 97.
Kloorvesiniku saamine.



Joonis 98.
Kloorvesiniku lahustamine.

Valage sinna kontsentreeritud väävelhapet sellises koguses, et see ainult niisutaks keedusoola ning kataks teda õhukese kihina; seejärel sulgege katseklaas kohe korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru (joonis 97). Kinnitage katseklaas statiivi. Asetage gaasijuhtetoru teine ots peaaegu põhjani kuiva katseklaasi ning sulgege selle suue vatiga. Soojendage natuke keedusoola ja väävelhappe segu esimeses katseklaasis. Pöörake tähelepanu eralduva kloorvesiniku värvusele ja lõhnale. Kui teine katseklaas on täitunud kloorvesinikuga, siis tekib tema suudme juures valge pilveke. Tõstke ettevaatlikult kogu seadis koos statiiviga selliselt, et gaasijuhtetoru tuleb teisest katseklaasist välja. Sulgege katseklaas kohe korgi või vatiga.

2. Võtke kork kloorvesinikku sisaldavalt katseklaasilt, sulgege selle suue pöidlaga ja asetage katseklaas, suue allpool, vette; vee all võtke pöial katseklaasilt ära (joonis 98). Jälgige vee tungimist katseklaasi. Seletage täheldatavat nähtust. Katseklaasi ühes temasse tunginud vedelikuga veest välja võtmata asetage pöial uuesti tema suudmele; seejärel tõstke katseklaas veest välja ja pöörake suudmega uuesti ülespoole. Lisage saadud lahusele sinist lakmuslahust. Miks muutub lahuse värvus?

3. Jaotage saadud soolhape kahte ossa. Ühele osale soolhappest lisage lahjendatud hõbenitraadilahust. Jälgige sademe tekkimist. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

4. Lahustage destilleeritud vees mingisugust soolhappe soola (kloriidi) ja lisage sellele mõni tilk lahjendatud hõbenitraadilahust. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

5. Võtke õpetajalt neli katseklaasi vedelikega ja määrake kindlaks, missugustes on soolhape või soolhappe soolade lahused. Kirjeldage teostatud katseid.

Laboratoorne töö nr. 5. Tutvumine halogeenide (kloori, broomi ja joodi) omadustega.

(Töö teostada ainult tõmbekapis.)

Töö nr. 1. Kloori saamine ja omadused.

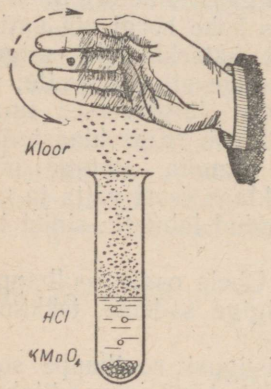
Ette valmistada: seadis kloori saamiseks, katseklaasid, pipett või klaastoru, purgid, tükk pappi, klaasplaadikesed, kontsentreeritud soolhape, kaaliumpermanganaat ($KMnO_4$), mangaandioksüüd (MnO_2), kaaliumdikromaat ($K_2Cr_2O_7$), rauapulber, tükk raudplekki, vaskkiududest elektrijuhe, piirituslamp, filterpaber, tärpentin ($C_{10}H_{16}$), riba sinist puuvillriiet, fuksiinilahus, lakmuslahus, indigolahus ja lahjendatud hõbenitraadilahus.

Töö teostamine.

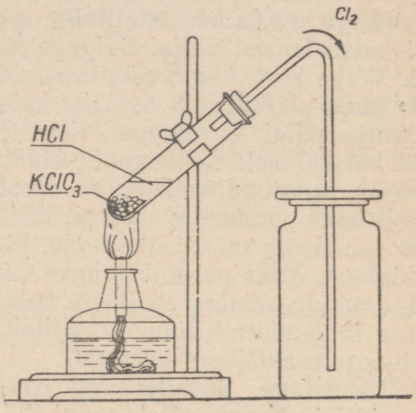
1. Asetage katseklaasi 2—3 kaaliumpermanganaadi-kristallikest ja tilgutage nendele pipeti või klaastoru abil mõned tilgad kontsentreeritud soolhapet. Jälgige eralduva gaasi omadusi (värvus, lõhn). (Gaasi nuusutades ei tohi katseklaasi nina alla viia ega sügavalt

hingata; hingata tuleb lühikeste tõmmetega, õhujuga käeliigutusega enese poole suunates. Vaata jooniseid 76 ja 99.) Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Asetage katseklaasi 2—3 kaaliumdikromaadi-kristallikest ja valage neile mõned tilgad kontsentreeritud soolhapet. Soojendage kergelt. Jälgige eralduva gaasi omadusi. Kirjutage reaktsiooni võrrand.



Joonis 99.
Kloori nuusutamise võte.



Joonis 100.
Kloori saamine laboratooriumis.

3. Koostage joonisel 100 kujutatud seadis. Asetage katseklaasi veidi mangaandioksüüdi ja valage sellele kontsentreeritud soolhapet. Sulgege katseklaas korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru, ja soojendage ettevaatlikult. Koguge eralduv kloor purkidesse, kattes neid klaasplaadikestega või papitükkidega.

4. Puistake plekiriba otsalt kloori sisaldavasse purki (mille põhjas on liiv) eelnevalt soojendatud rauapulbrit. Jälgige raua põlemist. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

5. Võtke tükk vaskkiududest koosnevat elektrijuhet, kõrvaldage sellelt isolatsioon, soojendage piirituslambil juhtmest valmistatud «luud» hõõgkuumuseni ja asetage kloori sisaldavasse purki. Pange tähele vaskjuhtme põlemist. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

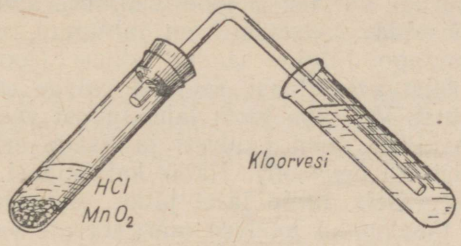
6. Niisutage filterpaberitükike tärpentiniga ja asetage kloori sisaldavasse purki. Pange tähele tärpentini süttimist ja suitsutaolise aine tekkimist. Kirjutage reaktsiooni võrrand. Seletage täheldatud nähtust.

7. Niisutage veega riba sinist puuvillriiet ja asetage kloori sisaldavasse purki. Mida täheldate? Seletage nähtust.

8. Koostage joonisel 101 kujutatud seadis. Asetage ühte katseklaasi veidi mangaandioksüüdi ja valage sinna niisama palju kontsentreeritud soolhapet. Teise katseklaasi valage $^3/_4$ mahtu vett.

Soojendage esimest katseklaasi kergelt kuni kloori tekkimiseni ja juhtige kloori 3—5 minutit veest läbi. Saadud kloorilahus vees — kloorvesi — hoidke alal järgnevate katsete jaoks.

9. Valage kloorvett nelja katseklaasi. Esimesse lisage veidi sinist lakmuslahust, teise valage pisut indigo- või fuksiinilahust, kolmandasse valage mõni tilk sinist või lillat tinti ja neljandasse asetage tükike sinist puuvillriiet. Jälgige, mis toimub nende värvusega.



Joonis 101. Kloorvee saamine.

10. Valage veidi kloorvett katseklaasi ja lisage sellele mõni tilk hõbenitraadilahust. Täheldage sademe tekkimist ja seletage, mis seda põhjustab.

Töö nr. 2. Broomi saamine ja omadused.

Ette valmistada: katseklaasid, pipett või klaastoru, lehter, filter, klaasplaat, piirituslamp, naatriumbromiid (NaBr), kaaliumbromiid (KBr), mangaandioksüüd (MnO_2), kontsentreeritud väävelhape, kloorvesi, broomvesi, bensiin, petrooleum, bensool, lahjendatud hõbenitraadi ($AgNO_3$) lahus.

Töö teostamine.

1. Puistake katseklaasi mõni kristallike kaaliumbromiidi või naatriumbromiidi ja niisama palju mangaandioksüüdi ning valage kontsentreeritud väävelhappega üle. Jälgige eralduva broomi auru (värvus, lõhn). Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Valage katseklaasi 2—3 ml naatriumbromiidi- või kaaliumbromiidilahust ning lisage kloorvett ja mõni tilk bensiini (võib olla ka bensool või eeter); loksutage katseklaasi tugevasti, kattes pöidlaga selle suudme. Jälgige lahuse ja bensiini värvuse muutumist. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

3. Valage katseklaasis olevale naatriumbromiidi- või kaaliumbromiidilahusele juurde mõni tilk hõbenitraadilahust. Mis värvi on väljalangev sade? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

Töö nr. 3. Joodi saamine ja omadused.

Ette valmistada: katseklaasid, piirituslamp, pipett või klaastoru, kristalliline jood, piiritus (etüülalkohol), bensiin, tärklis,

keedetud kartulilõigud, kaaliumjodiid (KJ) [või naatriumjodiid (NaJ)] soola ja vesilahusena; hõbenitraadi ($AgNO_3$), kaaliumkloriidi (KCl) ja naatriumbromiidi (NaBr) lahjendatud lahused, mangaandioksüüd (MnO_2), kontsentreeritud väävelhape, kloorvesi, broomvesi.

Töö teostamine.

1. Asetage joodikristallike kuiva katseklaasi ja soojendage. Täheldage joodiaurude värvust ja joodi sublimeerumist.

2. Kui joodi sisaldav katseklaas on jahtunud, valage sellesse veidi vett ja loksutage. Jälgige saadud lahuse (joodvee) värvust. Valage joodvesi teise katseklaasi, seejärel valage esimesse katseklaasi veidi piiritust. Võrrelge joodi lahustuvust vees ja piirituses.

3. Valage katseklaasi veidi joodvett ja lisage sellele mõni tilk bensiini (või eetrit või bensooli). Katke katseklaasi suue pöidlaga ja loksutage energiliselt, mille järel jätke katseklaas rahulikult seisma. Pöörake tähelepanu joodvee märgatavale valastumisele ja bensiini värvumisele. Võrrelge joodi lahustuvust vees ja bensiinis.

4. Proovige tärklislahuse toimet joodi tugevasti lahjendatud lahusesse. Proovige sedasama keedetud kartulilõiguga. Jälgige joodi värvuse muutumist.

5. Valage kahte katseklaasi kaaliumjodiidi (või naatriumjodiidi) lahjendatud lahust; lisage esimesse katseklaasi kloorvett ja teise — broomvett. Valage seejärel kummassegi katseklaasi mõned tilgad bensiini. Jälgige joodi eraldumist. Kirjutage reaktsiooni võrrandid.

6. Valage katseklaasi kaaliumjodiidi (või naatriumjodiidi) lahjendatud lahust ning lisage sinna veidi hõbenitraadi lahjendatud lahust. Jälgige sademe ilmumist. Mis värvi on tekkinud sade? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

7. Võtke kolm katseklaasi; esimesse valage kaaliumkloriidilahust, teise — naatriumbromiidilahust ja kolmandasse — kaaliumjodiidilahust. Seejärel lisage kõikidesse katseklaasidesse mõned tilgad hõbenitraadi lahjendatud lahust. Loksutage ja jälgige sademete tekkimist. Pange tähele sademete värvust ja tehke järeldus. Kirjutage reaktsioonide võrrandid.

Asetage kõik kolm katseklaasi tekkinud sademetega hästivalgustatud kohta ja jälgige nende värvuse muutumist. Tehke järeldus ja kirjutage reaktsiooni võrrandid.

Laboratoorne töö nr. 6.

Eksperimentaalsed tööd teemadele «Halogeenid» ja «Leelismetallid».

1. Lähtudes magneesiumkloriidist, valmistage kloori.

2. Teile on antud: kaaliumkloriid, kaltsiumkloriid ja väävelhape. Valmistage kloorvesinikku.

3. Teile on antud neli katseklaasi, milledes on isesuguste ainete lahused. On teada, et ühes nendest katseklaasidest on soolhape ning

teises keedusoolalahus. Määrake, missuguses katseklaasis on soolhape ning missuguses keedusoolalahus.

4. Tõestage katsete abil, et vask(II)kloriid koosneb vasest ja kloorist.

5. Tõestage katsete abil, et soolhape koosneb vesinikust ja kloorist.

6. Teile on antud kolm etiketita purki. Ühes purgis on naatriumkloriid, teises naatriumbromiid ja kolmandas naatriumjodiid. Määrake katsete abil igas purgis olev aine.

7. Tõestage katsete abil, et magneesiumbromiidi koostisse kuulub broom.

8. Teile on antud kolm ilma pealkirjata katseklaasi. Ühes katseklaasis on naatriumjodiidilahus, teises soolhape, kolmandas tärkislahus. Määrake katsete abil igas katseklaasis olev aine.

Laboratoorne töö nr. 7. Hapniku saamine ja omadused.

Töö nr. 1. Hapniku saamine bertolee soolast.

Ette valmistada: katseklaasid, statiiv klambriga, piirituslamp, pirrud, kaaliumkloraat ehk bertolee sool ($KClO_3$), mangaandioksüüd (MnO_2).

Töö teostamine.

1. Puistake kuiva katseklaasi ligikaudu ½ cm^3 bertolee soola (nii et ta vaevalt katab katseklaasi põhja). Kinnitage katseklaas kaldasendis statiivi klambrisse nii, et katseklaasi suue oleks teist veidi eemal. Soojendage teda algul ettevaatlikult, pärast veidi tugevamini.

2. Kui sool on sulanud ja eraldub gaas (sulanud sool hakkab nagu keema), asetage soojendamist katkestamata katseklaasi hõõguv peerg (tuleb vältida söe sattumist sulanud bertolee soolasse). Pange tähele, mis toimub. Soojendage seni, kuni lõpeb gaasi eraldumine. Märkige üles bertolee soolaga toimunud muudatused. Kirjutage reaktsiooni võrrand. Pange tähele hapniku omadusi (värvus, lõhn jm.).

3. Puistake puhtasse kuiva katseklaasi ligikaudu ½ cm^3 bertolee soola. Kinnitage katseklaas statiivile. Sulatage bertolee sool võimalikult madalal temperatuuril. Eemaldanud piirituslambi, puistake katseklaasi veidi (eelnevalt valmispandud) pulbrilist mangaandioksüüdi ja viige kiiresti katseklaasi hõõguv pird.

Pöörake tähelepanu reaktsiooni kiiruse erinevusele eelmise ja käesoleva katse juures. Kuidas mõjus reaktsiooni käigule mangaandioksüüdi lisamine? Kas hapnik ei eraldu mangaandioksüüdi juuresolekul madalamal temperatuuril?

4. Puistake kuiva katseklaasi mangaandioksüüdi ja soojendage seda. Pange tähele, kas selle juures eraldub hapnikku või mitte.

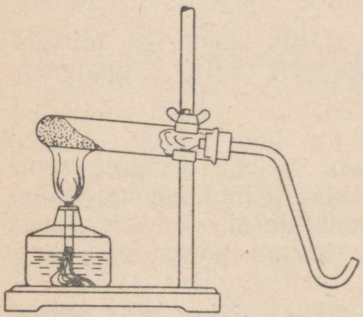
Tehke järeldus mangaandioksüüdi mõjust bertolee soola lagunemiskäigule. Kuidas nimetatakse keemilise reaktsiooni kiirust muutvaid aineid, nagu mangaandioksüüdi? Kuidas nimetatakse selliseid nähtusi?

Töö nr. 2. Hapniku saamine kaaliumpermanganaadist ja hapniku omadused.

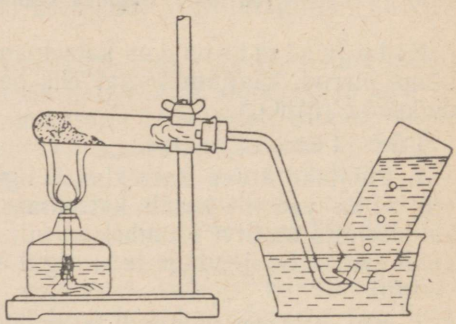
Ette valmistada: katseklaasid, statiiv klambriga, piirituslamp, seadis hapniku saamiseks, pirrud, pudelid hapniku kogumiseks, klaasplaadikesed, vann veega, kaaliumpermanganaat ($KMnO_4$), pulbriline väävel, puusüsi, lubjavesi, tükk traati.

Töö teostamine.

1. Puistake kuiva katseklaasi kaaliumpermanganaati (ligi ¼ katseklaasi). Sulgege katseklaas korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru, ja kinnitage katseklaas statiivile peaaegu horisontaalselt (joonis 102). Täitke pudel veega, katke suue klaasplaadikesega, pöörake pudel kummuli, asetage ta veega täidetud vanni ning eemaldage klaasplaadike vee all (pudel peab olema tervikuna veega täidetud).



Joonis 102.
Seadis hapniku saamiseks.



Joonis 103.
Hapniku kogumine.

2. Asetage gaasijuhtetoru ots veega täidetud vanni. Soojendage algul ettevaatlikult kaaliumpermanganaati sisaldavat katseklaasi, vedades leeki mitu korda piki katseklaasi ainult sealt, kus asub kaaliumpermanganaat. Pärast seda, kui algab gaasimullikeste kiire eraldumine, viige gaasijuhtetoru ots veega täidetud pudeli suudme alla (joonis 103). Kui pudel on hapnikuga täitunud, katke suue vee all klaasplaadikesega, võtke pudel veest välja ning asetage ta lauale suudmega ülespoole, jättes suudme plaadikesega kaetuna. Selliselt täitke hapnikuga ka teine ja kolmas pudel. Seejärel võtke soojendamist katkestamata gaasijuhtetoru veest välja ning alles siis eemaldage piirituslamp.

3. Veenduge hõõguva pirru abil hapniku olemasolus pudelites.

4. Kuumutage klaaspulga ots ja puudutage sellega pulbrilist

väävlit. Süüdake klaaspulga külge jäänud väävel piirituslambileegis ja hoidke põlev väävel hapnikupudelis, kattes pudeli klaasplaadiga.

Jälgige väävli põlemist hapnikus ja võrrelge seda väävli põlemisega õhus. Tutvuge tekkinud gaasi lõhnaga. Kirjutage väävli põlemisreaktsiooni võrrand. Missugusesse ainete klassi kuulub saadud aine?

5. Kinnitage traadi külge tükike puusütt, ajage see piirituslambileegis hõõguma ja asetage ta hapnikupudelisse. Katke pudel seejärel klaasplaadiga. Jälgige söe põlemist hapnikus ja võrrelge tema põlemisega õhus. Kirjutage reaktsiooni võrrand. Missugusesse ainete klassi kuulub saadud aine? Valage sellesse pudelisse lubjavett. Seletage toimuvat. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

6. Võtke pudel hapnikuga ja teine pudel õhuga. Algul veenduge puhta hapniku olemasolus ühes pudelis ja õhu olemasolus teises hõõguva pirru abil. Seejärel valage hapnik õhupudelisse. Veenduge selles, et hapnik on õhust raskem.

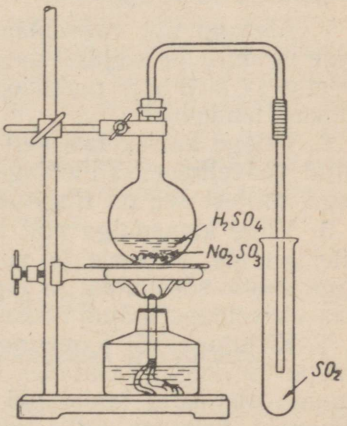
Laboratoorne töö nr. 8. Vääveldioksüüdi saamine ja omadustega tutvumine.

Ette valmistada: katseklaasid, piirituslamp, klaaspurk, pipett või klaastoru, klaasplaadike, portselankauss, gaasijuhtetoru, pirrud, pulbriline väävel, lakmuspaber, vaselaastud, kontsentreeritud väävelhape, naatriumsulfit (Na_2SO_3), magneesiumipulber, kaaliumpermanganaadi ($KMnO_4$) lahus, baariumkloriidi ($BaCl_2$) lahus, kontsentreeritud soolhape, naatriumhüdroksüüdilahus.

Töö teostamine.

1. Puistake katseklaasi naatriumsulfitit, lisage mõni milliliiter kontsentreeritud väävelhapet ja sulgege korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru (joonis 104). Nuusutage eralduva gaasi lõhna. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Asetage gaasijuhtetoru teise kuiva katseklaasi ja sulgege katseklaasi suue paberitükikese või vatiga. Mõne aja pärast, kui katseklaas on vääveldioksüüdiga täitunud (ta on õhust raskem), eemaldage gaasijuhtetoru ja täitke samal viisil teine katseklaas. Katke esimese katseklaasi suue pöidlaga ja asetage see, suue allpool, veega täidetud portselankaussi. Vee all võtke pöial katseklaasilt ära. Jälgige vee tungimist katseklaasi. Kui vee tungimine katseklaasi on lõppenud, katke tema suue uuesti pöidlaga, tõstke katseklaas ühes



Joonis 104.
Vääveldioksüüdi saamine.

temasse tunginud vedelikuga veest välja, pöörake suudmega uuesti ülespoole ja määrake sinise lakmuspaberiga lahuse reaktsioon. Kirjutage toimunud reaktsiooni võrrand. Hoidke lahus alal järgnevate katsete jaoks.

3. Asetage teise vääveldioksüüdiga täidetud katseklaasi põlev pird. Seletage, mispärast pird kustub vääveldioksüüdis.

4. Valage katseklaasi veidi vääveldioksüüdi vesilahust ja puistake sellesse noaotsatäis magneesiumipulbrit. Toimub vesiniku asendumine magneesiumiga. Kirjutage reaktsiooni võrrand. Tõestage vesiniku tekkimist katseliselt.

5. Valage katseklaasi nõrka fuksiinilahust ja lisandage sellele tilkhaaval vääveldioksüüdi vesilahust. Mis toimub? Soojendage saadud värvusetut lahust. Pange tähele vana värvuse taastumist. Andke seletus toimunu kohta.

6. Valage katseklaasi vääveldioksüüdi vesilahust ja lisandage sellele tilkhaaval kaaliumpermanganaadilahust. Mis toimub?

Laboratoorne töö nr. 9. Tutvumine väävelhappe omadustega.

Ette valmistada: katseklaasid, piirituslamp, portselankauss, pipett või klaastoru, klaaspulk, pirrud, lehter, filterpaber, riidetükikesed (linasest, villasest, siidsest ja puuvillasest riidest), süsi, tükiline väävel; magneesiumi-, alumiiniumi-, tsingi-, raua-, tina-, seatina- ja vaselaastud; kontsentreeritud ja lahjendatud väävelhape, soolhape ja lämmastikhape; suhkur; baariumkloriidi ($BaCl_2$), naatriumkloriidi (NaCl), magneesiumkloriidi ($MgCl_2$), naatriumnitraadi ($NaNO_3$), magneesiumnitraadi [$Mg(NO_3)_2$], naatriumsulfaadi (Na_2SO_4), seatinanitraadi [$Pb(NO_3)_2$] ja kaltsiumnitraadi [$Ca(NO_3)_2$] lahjendatud lahused.

Töö teostamine.

1. Asetage tilk väävelhapet portselankaussi ja soojendage. Jälgige veeauru ja seejärel valge suitsutaolise aine eraldumist. Andke seletus ja kirjutage reaktsiooni võrrand. Pange tähele väävelhappe väikest lenduvust.

2. Valage katseklaasi vett ja lisage sinna 2—3 tilka kontsentreeritud väävelhapet. Täheldage lahuse temperatuuri muutumist. Seletage, millest see on tingitud.

3. Viige klaaspulga abil tilk kontsentreeritud väävelhapet paberile, pirrule, villasele ja puuvillriidele, suhkrutükikesele ning jälgige nende söestumist ja lagunemist. Andke seletus. Pange tähele, kas väävelhape mõjub ühesuguselt ülalnimetatud ainetele.

4. Kirjutage või joonistage midagi paberile lahjendatud väävelhappe lahusega, kasutades selleks klaaspulka. Soojendage paberit kuuma õhu käes lambi või piirituslambi kohal. Jälgige kirjutise ilmumist. Seletage, mille tõttu see toimub.

5. Asetage eraldi katseklaasidesse mõned magneesiumi-, alumiiniumi-, tsingi-, raua-, tina-, seatina- ja vaselaastud. Valage igasse

katseklaasi 2—3 ml lahjendatud väävelhapet. Jälgige reaktsiooni kulgemist. Pange tähele vesinikumullikeste tekkimiskiiruse erinevust üksikutes katseklaasides ja andke seletus selle kohta. Kirjutage reaktsioonide võrrandid.

6. Asetage ühte katseklaasi mõned tsingilaastud, teise aga vaselaastud. Valage kummassegi katseklaasi mõni tilk kontsentreeritud väävelhapet ja soojendage ettevaatlikult. Pange tähele eralduva gaasi lõhna (ettevaatlikult nuusutada).

7. Valage portselankaussi pool katseklaasi vett ja lisage sellele eelmisel katsel saadud väävelhappe reaktsiooni produktid vasega (pärast nende jahtumist). Segage klaaspulgaga ja filtreerige saadud lahus katseklaasi. Pange tähele lahuse värvust. Keetke saadud lahust piirituslambi leegil kuni kristallide tekkimiseni (ainult mitte kuivaks) ja laske ära jahtuda. Jälgige soola kristallide tekkimist. Missuguse soola saite?

8. Valage eraldi katseklaasidesse lahjendatud väävelhapet, soolhapet ja lämmastikhapet. Lisage igasse katseklaasi veidi baariumkloriidilahust. Tehke kindlaks, missuguse happega katseklaasis tekkis sade. Kirjutage reaktsiooni võrrand, märkides ära sademes oleva aine ja selle värvuse.

9. Valage üksikutesse katseklaasidesse mõningate soolhappe soolade — näiteks naatriumkloriidi, magneesiumkloriidi või teiste kloriidide lahuseid ning mõningate lämmastikhappe soolade — näiteks naatriumnitraadi, magneesiumnitraadi või teiste nitraatide lahuseid, samuti ka mõningate väävelhappe soolade — näiteks naatriumsulfaadi, magneesiumsulfaadi või teiste sulfaatide lahuseid. Lisage igasse katseklaasi mõned tilgad baariumkloriidilahust. Jälgige, missuguse happe sooladega tekib sade. Pärast sademe tekkimist lisage katseklaasidesse soolhapet või lämmastikhapet. Tehke kindlaks, kas tekkinud sademed lahustuvad nendes hapetes.

Kirjutage reaktsioonide võrrandid ja märkige ära, missugune tekkinud aine ei lahustu vees ega hapetes. Tehke vastav järeldus.

10. Valage eraldi katseklaasidesse magneesiumkloriidilahust, baariumkloriidilahust, seatinanitraadilahust ja kaltsiumnitraadilahust ning lisage neile mõni milliliiter lahjendatud väävelhapet. Pange tähele sademe tekkimist. Uurige soolhappe mõju neile sademetele. Määrake kindlaks, missugused väävelhappe soolad on hapetes lahustumatud. Kirjutage reaktsioonide võrrandid. Märkige ära, missugused ained on väävelhappe reaktiiviks.

Laboratoorne töö nr. 10.

Eksperimentaalsed tööd teemadele «Hapnik» ja «Väävel».

1. Avastage hapnikku vesinikperoksüüdi ja kaaliumpermanganaadi koostises.

2. Tõestage katsete abil, et väävelvesiniku koostisse kuulub väävel.

3. Tõestage katsete abil, et väävelhappe koostisse kuuluvad vesinik ja happejääk $> SO_4$.

4. Tõestage katsete abil, et vasevitriol koosneb vasest, happejäägist $> SO_4$ ja veest.

5. On antud kaaliumkloriidist ja baariumsulfaadist koosnev soolade segu. Eraldage sellest segust baariumsulfaat.

6. Kolmes etiketita katseklaasis on järgmised ained: soolhape, naatriumhüdroksüüdilahus ja väävelhape. Määrake, kus mingi aine on.

7. Kolmes etiketita katseklaasis on järgmised tahked ained: naatriumsulfaat, naatriumsulfit ja keedusool. Määrake, kus mingi aine on.

Laboratoorne töö nr. 11. Vasevitrioli kristallvee määramine.

Ette valmistada: portselantiigel (või väike portselankauss), uhmer, tehnilised kaalud, statiiv rõnga ja kolmnurgaga, piirituslamp, vasevitriol ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$).

Töö teostamine.

1. Peenestage uhmris mõned vasevitriolikristallid. Määrake portselantiigli (või väikese portselankausi) kaal. Puistake sellesse ligikaudu 2,5 g peenestatud vasevitrioli ning määrake portselantiigli kaal ühes ainega. Kirjutage vihikusse portselantiigli kaal ning siis portselantiigli ja aine kaal.

2. Asetage vasevitrioli sisaldav portselantiigel (või väike portselankauss) statiivi rõngal olevasse kolmnurka ning soojendage, kuni kogu vasevitrioli kristallvesi on lahkunud. Soola sinine värvus muutub valgeks.

Vältige vasevitrioli soojendamist liiga kõrgel temperatuuril, sest vasksulfaat võib sel juhul laguneda vask(II)oksüüdiks ja vääveltrioksüüdiks (viimane eraldub valge suitsuna). Sellisel juhul tiiglisse jääv must pulber ongi vask(II)oksüüd.

3. Kaaluge jahtunud portselantiigel (või kauss) ühes ainega ($CuSO_4$) ning kirjutage vihikusse kaalu näit.

4. Arvutage saadud kaalunäitude abil vasevitrioli ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) kristallvee sisaldus protsentides.

Arvutuskäiku aitab selgitada järgmine skeem:

tiigli kaal ühes ainega	a g
tiigli kaal	b g
aine kaalutis	m g
Tiigli kaal ühes ainega:	
enne soojendamist	a g
pärast soojendamist	c g
kaalutise kristallvee sisaldus	n g

m g ainet sisaldab n g vett
100 g ainet sisaldab x g vett

siit

$$x = \frac{n \cdot 100}{m} = k(\%H_2O)$$

5. Tehtud määramise täpsuse üle otsustamiseks võrrelge vasevitrioli leitud kristallvee sisaldust protsentides tema teoreetilise, s. t. vasevitrioli valemile $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ vastava sisaldusega.

Laboratoorne töö nr. 12. Kombineeritud ülesandeid.

1. Määrake katsete abil, missuguses teile antud kuues katseklaasis on a) soolhape, b) väävelhape, c) kaaliumkloriid, d) kaaliumsulfaat, e) kaaliumsulfit, f) kaaliumsulfiid.
2. Teile on antud pakikesed, mis sisaldavad järgmisi kristallilisi aineid: naatriumkloriid, naatriumbromiid, naatriumjodiid, naatriumsulfiid, naatriumsulfit ja naatriumsulfaat. Määrake, missuguses pakikeses on mingi nimetatud ainetest.
3. Teile on antud segu, mis koosneb kaltsiumkarbonaadist, kaltsiumhüdroksüüdist ja kaltsiumkloriidist. Eraldage sellest segust kaltsiumkloriid puhtal kujul.
4. Lisage soolhappele kontsentreeritud väävelhapet. Pange tähele toimuvat ja andke seletus nähtuse kohta.

Tähtsamate keemiliste elementide nimetused, märgid ja aatomkaalud.

Keemiline element	Ladinakeelne nimetus	Keemiline märk	Loetakse keemilises valemis	Aatomkaal
Alumiinium	Aluminium	Al	alumiinium	27
Antimon	Stibium	Sb	stiibium	121,8
Arseen	Arsenicum	As	arseen	74,9
Baarium	Barium	Ba	baarium	137,4
Boor	Borum	B	boor	10,8
Broom	Bromum	Br	broom	79,9
Elavhõbe	Hydrargyrum	Hg	hüdrargürum	200,6
Fluor	Fluorum	F	fluor	19,0
Fosfor	Phosphorus	P	pe	31
Hapnik	Oxygenium	O	o	16,0
Hõbe	Argentum	Ag	argentum	107,9
Jood	Jodum	J	jood	126,9
Kaalium	Kalium	K	kaalium	39,1
Kadmium	Cadmium	Cd	kadmium	112,4
Kaltsium	Calcium	Ca	kaltsium	40,1
Kloor	Chlorum	Cl	kloor	35,5
Koobalt	Cobaltum	Co	koobalt	58,9
Kroom	Chromicum	Cr	kroom	52,0
Kuld	Aurum	Au	aurum	197,0
Lämmastik	Nitrogenium	N	en	14,0
Magneesium	Magnesium	Mg	magneesium	24,3
Mangaan	Manganum	Mn	mangaan	54,9
Naatrium	Natrium	Na	naatrium	23
Nikkel	Niccolum	Ni	nikkel	58,7
Plaatina	Platinum	Pt	plaatina	195,2
Raud	Ferrum	Fe	ferrum	55,9
Räni	Silicium	Si	siliitsium	28,1
Seatina	Plumbum	Pb	plumbum	207,2
Seleen	Selenium	Se	seleen	79
Strontsium	Strontium	Sr	strontsium	87,6
Süsinik	Carboneum	C	tse	12,0
Telluur	Tellurium	Te	telluur	127,6
Tina	Stannum	Sn	stannum	118,7
Tsink	Zincum	Zn	tsink	65,4
Uraan	Uranium	U	uraan	238,1
Vask	Cuprum	Cu	kuprum	63,5
Vesinik	Hydrogenium	H	ha	1,008
Vismut	Bismuthum	Bi	vismut	209,0
Väävel	Sulfur	S	es	32,1

Lisa 2.

Soolade ja aluste lahustuvus vees.

Hüdroksüül vastavalt happejääk \ Metall	I K	I Na	II Ba	II Ca	II Mg	III Al	III Cr	II Fe	III Fe	II Mn	II Zn	I Ag	II Hg	II Cu	II Pb
$\frac{I}{OH}$	l	l	l	vl	vl	e	e	e	e	e	e	—	—	e	e
$\frac{I}{Cl}$	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	e	l	l	vl
$\frac{II}{S}$	l	l	l	vl	l	—	—	e	—	e	e	e	e	e	e
$\frac{II}{SO_3}$	l	l	e	e	e	—	—	e	—	e	e	e	e	e	e
$\frac{II}{SO_4}$	l	l	e	vl	l	l	l	l	l	l	l	vl	l	l	e
$\frac{III}{PO_4}$	l	l	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e
$\frac{II}{CO_3}$	l	l	e	e	e	—	—	e	e	e	e	e	e	e	e
$\frac{II}{SiO_3}$	l	l	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	—	e	e
$\frac{I}{NO_3}$	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l

Rooma numbrid tähistavad valentsi. Tabelis täht «l» tähendab lahustuvat, «vl» raskesti lahustuvat ja «e» — lahustumatut ühendit.

Lisa 3.

Aluste ja soolade lahustuvus vees temperatuuril 18° C.

	K	Na	Li	Ag	Ba	Sr	Ca	Mg	Zn	Pb
OH	142,9	116,4	12,04	0,01	3,7	1,77	0,17	0,001	$0{,}0_35$	0,01
Cl	32,95	35,86	77,79	$0{,}0_313$	37,24	51,09	73,19	55,81	203,9	1,49
Br	65,86	88,76	168,7	$0{,}0_413$	103,6	96,52	143,3	103,1	478,2	0,598
J	137,5	177,9	161,5	$0{,}0_635$	201,4	169,2	200	148,2	419	0,08
F	92,56	4,44	0,27	195,4	0,16	0,012	0,0016	0,0087	0,005	0,07
NO_3	30,34	83,9	71,43	213,4	8,74	66,27	121,8	74,31	117,8	51,66
SO_4	11,12	16.83	35,64	0,55	$0{,}0_323$	0,011	0,20	35,43	53,12	0,0041
CrO_4	63,1	61,21	111,6	0,0025	$0{,}0_335$	0,12	0,4	73,0	—	$0{,}0_42$
CO_3	108,0	19,39	1,3	0,003	0,0023	0,0011	0,0013	0,1	0,004	$0{,}0_31$

SISUKORD.

I peatükk. Keemia põhimõisted ja põhiseadused.

§ 1. Ained ja nende muutused 3
§ 2. Aine atomistliku ehituse teooria arengu lühiajalugu . . . 3
§ 3. Atomistlik-molekulaarse teooria põhimõisted 6
§ 4. Liht- ja liitained 9
§ 5. Aatomkaal ja molekulkaal 10
§ 6. Keemilised sümbolid ja valemid 11
§ 7. Keemia põhiseadused 13
§ 8. Keemilise ühendi valemi tuletamine 14
§ 9. Keemiliste reaktsioonide tüüpe 16
§ 10. Gramm-aatom ja gramm-molekul 17
§ 11. Arvutused valemite järgi 20
§ 12. Keemilised võrrandid 23
§ 13. Arvutused keemiliste reaktsioonivõrrandite järgi 24
§ 14. Valents 26
§ 15. Valemite koostamine valentsi järgi 28
§ 16. Struktuurvalemite koostamine 29

II peatükk. Anorgaaniliste ainete klassifikatsioon.

§ 1. Ainete klassifikatsiooni mõiste 31
§ 2. Oksüüdid 33
§ 3. Alused 37
§ 4. Happed 41
§ 5. Soolad 44
§ 6. Pöörduvad ja pöördumatud keemilised reaktsioonid 52

III peatükk. Leelismetallide rühm.

Sissejuhatus 54
§ 1. Naatrium
1. Naatrium 54
2. Naatriumi ühendid 56
§ 2. Kaalium
1. Kaalium 61
2. Kaaliumi ühendid 62
§ 3. Leelismetallide üldine iseloomustus 66

IV peatükk. Halogeenide rühm.

Sissejuhatus 68
§ 1. Kloor
1. Kloor 68
2. Kloorvesinik ja soolhape 76
3. Hapnikku sisaldavad klooriühendid 82

§ 2. Broom 85
§ 3. Jood 87
§ 4. Fluor 91
§ 5. Halogeenide üldine iseloomustus 93

V peatükk. **Hapnikurühm.**

Sissejuhatus 96
§ 1. Hapnik
1. Hapnik 96
2. Osoon 103
3. Eksotermilised ja endotermilised reaktsioonid 105
§ 2. Väävel
1. Väävel 107
2. Väävelvesinik 112
3. Vääveldioksüüd ja väävlishape 114
4. Vääveltrioksüüd ehk väävelhappe anhüdriid 118
5. Väävelhape 120
6. Väävli ringkäik looduses 137
§ 3. Hapnikurühma keemiliste elementide sarnasus ja erinevused. Seleen ja telluur 139
Laboratoorsed tööd 143
Lisa 1. Tähtsamate keemiliste elementide nimetused, märgid ja aatomkaalud 176
Lisa 2. Soolade ja aluste lahustuvus vees 177
Lisa 3. Aluste ja soolade lahustuvus vees temperatuuril 18° C . . . 178

Принкман Карл Янович
ХИМИЯ ДЛЯ VIII КЛАССА
На эстонском языке
Эстонское Государственное Издательство
Таллин, Пярнуское шоссе, 10.

*

Toimetaja H. Karik.
Tehniline toimetaja A. Sepp.
Korrektorid A. Nurmoja ja M. Teemägi.

Ladumisele antud 26. XII 1957. Trükkimisele antud 15. III 1958. Paber 60×92, 1/16. Trükipoognaid 11,25. Arvutuspoognaid 11,24. Trükiarv 8000. Tellimise nr. 954.

Trükikoda «Kommunist», Tallinn, Pikk t. 2.

Hind rbl. 2.25.

6—6

Rbl. 2.25

A-21923

TÜ RAAMATUKOGU
1 0300 00389148 0