

K. PRINKMAN

# KEEMIA

VIII  
KLASSILE



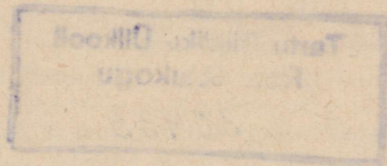
EESTI RIIKLIK KIRJASTUS

A-20945

KARL PRINKMAN

# KEEMIA

VIII KLASSILE



ARHIIVKOGU



EESTI RIIKLIK KIRJASTUS  
TALLINN 1956

Kinnitatud Eesti NSV Haridusministeeriumi poolt.

2



ARHIIVKOGU

## KEEMIA PÕHIMÕISTED JA PÕHISEADUSED.

### § 1. Ained ja nende muutused.

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

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

Keemiliste nähtuste ehk keemiliste reaktsioonide puhul muutub 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 ainet teiseks muutmise uurimise ja teadusliku selgitamisega.

*Keemia on teadus ainetest ja nende muutmise nähtustest.*

### § 2. Aine atomistliku ehituse teooria arengu lühiajalugu.

Ainetega toimuvaid muutusi on võimalik seletada ainult sel juhul, kui tuntakse aine sisemist ehitust. Ainet mitmesuguste omaduste hoolikas uurimine võimaldas teadlastel kindlaks teha, et ained koosnevad üliväikestest osakestest, mida nimetati aatomiteks.

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

Juba kaks ja pool tuhat aastat tagasi tekkis teadlastel oletus, et

kogu meid ümbritsev maailm koosneb ülipisikestest osakekest — aatomitest.

Esimesi teadlasi, kes väljendas selle oletuse, oli kreeka filosoof Demokritos, kes elas viis sajandit enne meie ajaarvamise algust. Ta õpetas, et kõik kehad koosnevad osakekest, mille vahel on tühi ruum. Ta nimetas neid osakesi aatomiteks. (Kreeka keeles «aatom» tähendab «jagamatu».) Demokritose 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.

Aatomiõpetus loodi järelikult kreeka filosoofide poolt, kuigi seda siis ei tõestatud katsetega.

Demokritose vaated levisid laialdaselt, kuid leidis ka teadlasi, kes vaidlesid Demokritose oletuste vastu.

Keskajal suure võimu saanud ristiusu kirik püüdis inimeste mõtteid kõigest materiaalsest ära pöörata. Oma materialistliku sisu ja vastuolu tõttu ristiusu kiriku dogmadega keelati aatomiõpetus kirikuvürstide poolt ära, ja paljudeks sajanditeks kadus see inimeste teadvusest.

XVI sajandil uuenes aatomiõpetus, saades nüüd korpuskulaarfilosoofia nimetuse («korpuskel» tuleneb ladinakeelsest sõnast *corpuseculus* — 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.

XVIII sajandi keskel sai aatomiõpetus enesele uue silmapaistva kaitsja suure vene teadlase Mihhail Vassiljevitiš Lomonosovi isikus. Seekord ei olnud aatomiõpetus enam abstraktne. Lomonossov mitte ainult tunnistas kehade atomistlikku ehitust, vaid kasutas aatomiõpetust ka ainete mitmesuguste omaduste ja muundumiste seletamiseks. Erinevalt oma eelkäijatest ja kaasaegsetest teadlastest oletas Lomonossov, et kõik ained koosnevad üliväikestest osakekest, mida ta nimetas «elementideks», s. t. aatomiteks. Aatomid võivad Lomonossovi järgi omakorda ühineda ja moodustada keerukamaid ja suuremaid osakesi, mida ta nimetas «korpuskliteks», s. t. molekulideks.

Lomonossov oletas, et aatomitel ja molekulidel on neile omane liikumine, suurus, mass, inertsijõud, kuju ja struktuur (ehitus). Lomonossovi järgi erinevad aatomid omaduste poolest molekulidest.

Oma esimeses teoses «Matemaatilise keemia elemendid» (1740—1744) avaldas Lomonossov geniaalses formuleeringus õpetuse aine ehitusest. Lomonossov sõnastas oma õpetuse alused niivõrd täpselt ja selgelt, et ka praegu nad näivad, nagu oleksid nad pärit mõnest tänapäeval kirjutatud keemia õpikust.

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 ebäühtsed, 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.»

Oma teistes töodes arendas Lomonossov oma vaateid aatomite ja molekulide omaduste olemusest. Nii viitas ta sellele, et «füüsilised kehad jagunevad pisimateks osakesteks, mis eraldi on nähtamatud; seega koosnevad kehad märkamatu füüsilistest osakestest, kusjuures iga selline osake koosneb omakorda teatud materia kogusest». Lomonossov jõudis selgusele, et ükski muudatus aines ei toimu liikumiseta, mis sageli on küll täheldamatu, seega peab ka nende nähtamatute osakeste ühinemine, lagunemine ja ümberasetumine toimuma märkamatu liikumise teel. Ühtsetes ainetes on neid moodustavatel nähtamatutel osakestel ühesugune suurus, kuju, inertsijõud, liikumine ja struktuur. Ebäühtsetes ainetes peavad seevastu nähtamatud osakesed aga erinema suuruse, kuju, inertsijõu, liikumise ja struktuuri poolest.

Lomonossov, tunnustanud materia ja liikumise ühtsust ning materia katkendlikkust (diskreetsust), taastas Demokritose õpetuse aatomitest ja arendas selle edasi teaduslikuks aatomiõpetuseks. Oma mõtte ja sisu poolest on Lomonossovi õpetus aatomitest ja molekulidest niivõrd universaalne, et tema abil on võimalik seletada kõiki looduses toimuvaid keemilisi ja füüsikalisi protsesse. Oma harmoonilisuse ja 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: ge-lüssak) ja itaalia teadlane Avogardo õpetuse aine molekulaarsest ehitusest. Ülemaailmsel keemikute kongressil Karlsruhes (loe:

karlsruue) aastal 1860 sai Lomonossovi õpetus aatomitest ja molekulidest üldise tunnustuse osaliseks. Samal kongressil võeti lõplikult vastu aatomi, molekuli ja keemilise elemendi mõiste.



John Dalton.

Aine atomistliku ehituse kujutlused muutusid nüüd selgepiirilisteks ja andsid suure tõuke keemia arenemiseks õigetel materialistlikel alustel, mis viis vene teadlasi A. M. Butlerovi (1861. a.) «Aine struktuurse ehituse teooria» ja D. I. Mendelejevi (1869. a.) «Keemiliste elementide perioodilisuse seaduse» püstitamisele. Käesoleval ajal me võime tõendada, et «teaduslike andmete kogumik ei lase kahelda, et aatomid ja molekulid tõepoolest eksisteerivad» (Lenin).

#### M. V. LOMONOSSOV

Mihhail Vassiljevitsš Lomonossov (1711—1765) alustas oma teaduslikku tegevust Vene Teaduste Akadeemia füüsikaklassi abiõppejõuna aastal 1742. Lomonossovist sai esimene vene rahvusest akadeemik. Keemia uurimiseks asutas Lomonossov Peterburis aastal 1748 esimese keemialaboratooriumi Vene Teaduste Akadeemia juures.

Lomonosovi arvurikaste teaduslike saavutuste hulgas tuleb eriti esile tõsta tema esimeses teaduslikus töös «Matemaatilise keemia elemendid» avaldatud õpetus aine ehitusest.

Oma töös «Mõtisklusi soojuse ja külma põhjustest» käsitleb Lomonossov gaaside kineetilist teooriat.



M. V. Lomonossov.

Lomonossov lõi uue teadusliku distsipliini — füüsikalise keemia eksperimentaalsed alused, ennetades selles Läänt.

Oma laboratooriumis teostatud katsete tulemuseks oli aine kaalu jäävuse seaduse avastamine, mille avastajaks peeti täiesti väärtalt prantslast Lavoisier'd (loe: lavuazjee), kuna Lomonossov tõestas aine kaalu jäävust keemilistel reaktsioonidel katseliselt juba aastal 1765, s. t. 21 aastat enne Lavoisier'd.

Geniaalne vene teadlane M. V. Lomonossov varjutas oma geeniusoga kaas-aeglasi, 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 atomistliku ehituse teooria ehk atomistlik-molekulaarne teooria on praegusaja keemia teoreetiliseks aluseks. Ta 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 molekulideks.

*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 poolest.

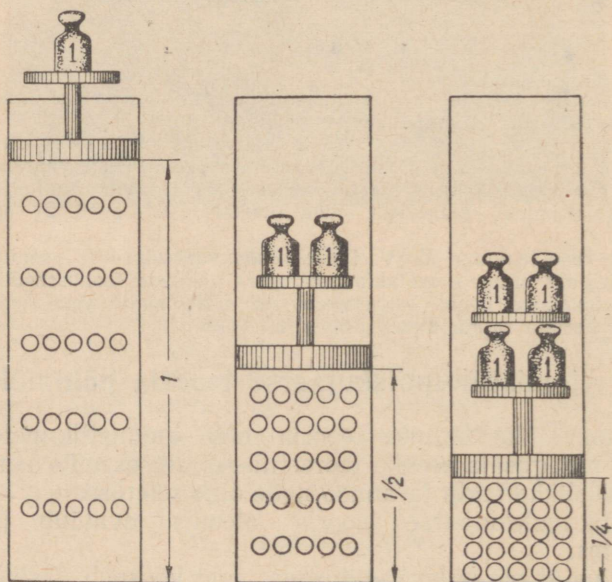
Üksikute molekulide vahel esineb vastastikune külgetõmbejõud, mis avaldub ainult siis, kui molekulid on üksteisele väga lähedal. Vastastikune tõmbejõud on eriti suur tahketes keha-des, nõrgem vedelikes ning pole märgata või ei esine üldse gaasides.

Molekulide üksteisele liginemisel hakkavad mõjuma molekulide vahelised tõukejõud. Seetõttu avaldavad tahked ja vedelad ained kokkusurumisele tugevat vastupanu.

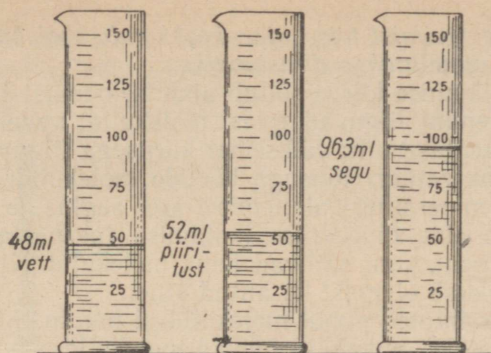
Nii mõjuvad siis molekulile kaks vastupidist jõudu: molekulaarne tõmbejõud ja molekulaarne tõukejõud. Tõmbejõud mõjub suurematele kaugustele kui tõukejõud. Nende kahe jõu tasakaalustumise tulemusena jääb molekulide vahele vaba ruum.

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

Vaba ruumi olemasolu võimaldab gaaside kokkusurumist (joon. 1), ainete lahustumist vedelikes, tahkete kehade ruumala muutumist soojenemisel ja jahtumisel, sellest on tingitud ka ruumala vähenemine isesuguste vedelike segunemisel (joon. 2).

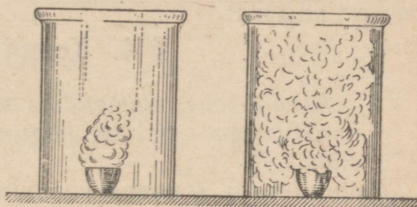


Joonis 1. Gaasi molekulide lähenemine selle kokkusurumisel.

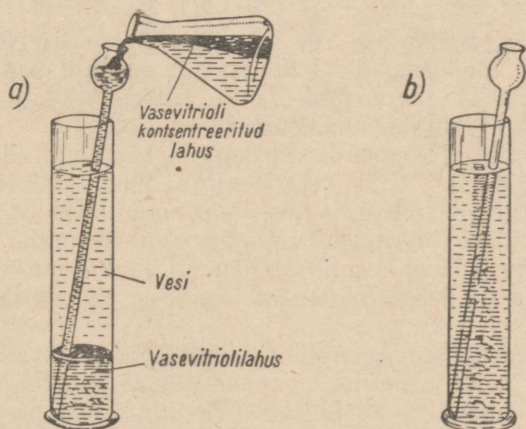


Joonis 2. Ruumala vähenemine vee ja piirituse segamisel. 48 ml vee ja 52 ml piirituse kokkuvalamisel ei saada  $48 + 52 = 100$  ml segu, nagu võiks oodata, vaid 96,3 ml.

Liikumine on molekulide põhiomadus. Molekulid on alati ja pidevas liikumises. Molekulid liiguvad molekulide vahelises ruumis kõikides mõeldavates suundades ja levivad ühest keskkonnast teise (joon. 3 ja 4).



Joonis 3. Broomi auru levimine kinnises ruumis.



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

*Ühe aine levimist teise aine keskkonda molekulide liikumise tagajärjel nimetatakse difusiooniks.*

Molekulide liikumise kiirus sõltub aine iseloomust ja temperatuurist. Kõige kiiremini liiguvad gaasi molekulid; vedeliku molekulid liiguvad palju aeglasemalt; väikseima kiirusega liiguvad tahke aine 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 tema molekulid. Niipea kui laguneb molekul, lakkab olemast ka antud aine.

Füüsikaliste nähtuste puhul molekulid ei muutu. Keemiliste nähtuste (reaktsioonide) puhul lagunevad molekulid aatomiteks.

*Aatomid on keemiliste elementide väikseimad osakesed, millest koosnevad liht- ja liitainete molekulid.*

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.

#### § 4. Keemiline element.

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

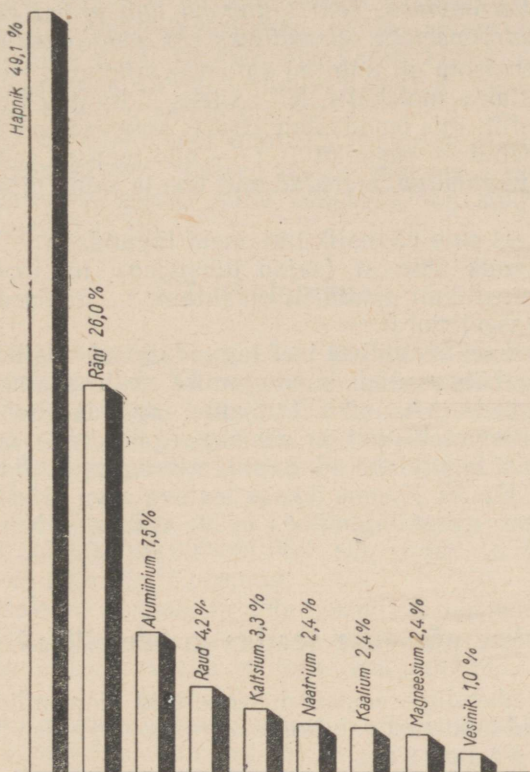
Aatomitel on vastava keemilise elemendiga samad omadused. Ühe keemilise elemendi aatomid on kõik ühesugused ja erinevad teise keemilise elemendi aatomitest oma kaalu, suuruse ja teiste omaduste poolest. Aatomid on tekkimise momendil (ladina keeles *in statu nascendi*) keemiliselt aktiivsemad kui molekulideks liitunud samad aatomid.

Käesoleval ajal tuntakse 101 keemilist elementi. Nendest rõhuv enamik leidub looduses, üksikuid on aga saadud kunstlikult. Keemilised elemendid jagunevad kahte põhirühma: metallid ja mittemetallid ehk metalloidid.

Paljud keemilised elemendid on kõigile hästi tuntud. Sellised on näiteks metallid raud, vask, tina, seatina, hõbe, tsink jt. Mittemetallidest on tuntumad väävel, fosfor, jood, hapnik, kloor, vesinik, lämmastik jt. Harilikel tingimustel esineb enamik keemilisi elemente tahkes olekus, ainult kaks keemilist elementi — broom ja elavhõbe — on vedelad ning kaksteistkümmend keemilist elementi on gaasilised ained.

Suure tähtsusega on keemiliste elementide levik looduses. Maakeral ei leidu kõiki keemilisi elemente samal hulgal. Levinuimaks keemiliseks elemendiks looduses on hapnik, mis moodustab 49% meie uurimisele kättesaadavast maakoorest, hüdroksüüridist ja atmosfäärist. Teisel kohal asub räni 26%-ga, sellele järgnevad alumiinium, raud jt. Joonisel 5 toodud diagramm annab piltliku kujutise keemiliste elementide levikust looduses.

Taimede ja loomade elus etendavad tähtsat osa süsinik, hapnik, vesinik, lämmastik, fosfor, kaalium ja paljud teised keemilised elemendid.



Joonis 5. Keemiliste elementide levik looduses (maakooses, hüdro- ja atmosfääris).

## § 5. Liht- ja liitained.

Eespool nägime, et iga üksik vaba aatom on keemiline element, kuid ükski aatomite ühendus ei ole enam keemiline element, sest ühinenud aatomitel ilmnevad uued omadused, mida ei ole vabadel üksikutel aatomitel.

*Sama keemilise elemendi aatomite omavahelisel ühinemisel tekivad lihtaine molekulid, erinevate keemiliste elementide aatomite ühinemisel tekivad aga liitaine molekulid.*

Lihtaineid tuntakse tänapäeval 290, keemilisi elemente aga ainult 101.

Erinevus keemiliste elementide ja lihtainete arvu vahel on tingitud sellest, et paljud keemilised elemendid moodustavad mitu lihtainet.

*Keemilise elemendi omadust moodustada mitut lihtainet nimetatakse allotroopiaks, neid lihtaineid aga antud keemilise elemendi allotroopseteks teisenditeks ehk modifikatsioonideks.*

Viimaste olemasolu on tingitud aatomite mitmesugusest arvust ja paigutusest lihtaine molekulis. Nii näiteks üldtuntud lihtained süsi, teemant ja grafiit, mis omadustelt järsult erinevad, on ühe ja sama keemilise elemendi — süsiniku (C) — allotroopsed teisendid. Ühinedes näiteks hapnikuga, annavad nad ühe ja sama lihtaine — süsihappegaasi.

Keemilisel teel pole võimalik lihtaineid lagundada.

Määratu enamik ainetest (sajad tuhanded), nii looduses leiduvaist kui ka kunstlikult saadulist, on lihtained. Sellised on näiteks vesi, suhkur, vasevitriol jt.

Kõik lihtained on keemilisel teel lagundatavad. Näiteks lagundades punast elavhõbeoksüüdi kuumutamise teel, saame kaks lihtainet — elavhõbeda ja hapniku. Lubjakivi lagundamisel saame kaks oksüüdi — kaltsiumoksüüdi ja süsihappegaasi, mis on omakorda lihtained ja edasi lagundatavad. Siiski, missuguseid lihtaineid me ka lagundaksime, lõpuks jõuame ikkagi teatava arvu aineni, mida keemilisel teel enam edasi lagundada ei ole võimalik. Need ongi lihtained.

## § 6. Koostise püsivuse seadus ja keemilised valemid.

Keemilistes ühendites esinevad keemilised elemendid mitte igas mõeldavas, vaid kindlates vahekordades, mis väljendub koostise püsivuse seaduses:

*igal puhtal ainel on püsiv koostis sõltumata tema saamise viisist ja aine asupaigast.*

Atomistlik-molekulaarne teooria selgitab lihtsalt koostise püsivuse seaduse.

Me teame, et keemiline ühend koosneb ühesugustest molekulidest. Seetõttu on tema koostis sama, mis igal üksikul molekulil. Näiteks vee molekul koosneb kahest vesiniku aatomist ja ühest hapniku aatomist. Kuna hapniku aatom on 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, tema koostisse kuuluvad alati hapnik ja vesinik vahekorras 8 : 1.

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

*Aine keemilise koostise lühendatud väljendust nimetatakse valemiks.*

Kui aine molekuli koostisse kuulub sama keemilise elemendi mitu aatomit, siis märgitakse seda valemis väikese numbriga selle keemilise elemendi keemilise sümboli kõrval paremal all. Vee molekulis 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 järel 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.

## § 7. Aatomkaal.

Kui möödunud sajandi lõpul võis kahelda molekulide ja aatomite reaalses olemasolus, siis XX sajandi uurimised tõestasid nende olemasolu sellise selgusega, nagu näeksime neid oma silmaga.

Õnnestus isegi küllalt täpselt määrata üksikute keemiliste elementide aatomite kaal ja suurus, kuigi mitte otseselt (s. t. kaalumiseга), vaid kaudselt.

Aatomite kaal on väga väike. Näiteks kaalub vesiniku aatom 0,000 000 000 000 000 000 001 663 ehk  $1,663 \cdot 10^{-24}$  grammi ja hapniku aatom  $26,6 \cdot 10^{-24}$  grammi.

Kuigi käesoleval ajal on paljude keemiliste elementide aatomite kaal küllaldase täpsusega määratud, eelistatakse keemias aatomite kaalu avaldamiseks kasutada suhtelisi kaaluühikuid, nn. *a a t o m k a a l e*.

Aatomkaalu ühikuks on rahvusvahelise kokkuleppe kohaselt tänapäeval  $\frac{1}{16}$  hapniku aatomi kaalust. See on nn. *h a p n i k ü h i k* (lühendatult h.-ü.).

*Keemilise elemendi aatomkaaluks nimetatakse tema aatomi kaalu, mis on avaldatud hapnikühikutes.*

Sellist aatomkaalu väljendusviisi põhjustab esiteks see asjaolu, et aatomi kaalude määramise meetodid suhtelistes ühikutes töötati välja umbes 100 aastat tagasi, kuna aatomite tõelise kaalu määramise meetodid loodi XX sajandi alguses. Teiseks väljenduvad aatomkaalud suhtelistes ühikutes võrdlemisi väikeste, täisarvudele lähedaste arvudena, aatomite tõelised kaalud aga väga väikeste murdudena.

Alguses võeti aatomkaalude ühikuks vesiniku aatomi kaal; sel puhul väljendus hapniku aatomkaal arvuga 15,88. Et aga enamiku keemiliste elementide aatomkaalud määratakse nende hapnikuühendite uurimisel, siis on käepärasem võtta lähtesuuruseks hapniku aatom, võttes tema aatomkaaluks 16 h.-ü. Vesiniku aatomkaal on sel juhul 1,008 h.-ü.

Et keemia kursuse käsitlemisel me enamikul juhtudel ümardame aatomkaalud, siis võtame vesiniku ja hapniku aatomkaaludeks vastavalt 1 ja 16 h.-ü.

Seega aatomkaal on arv, mis näitab, mitu korda on antud keemilise elemendi aatom  $\frac{1}{16}$  hapniku aatomi kaalust raskem.

Meie teame, et näiteks väävli aatomkaal on 32 h.-ü. See tähendab,

et väävli aatom kaalub 32 korda rohkem kui hapniku aatomi kaalu üks kuueistkümnendik, ehk teiste sõnadega, väävli aatom kaalub 32 hapnikuühikut.

Keemilise elemendi tähistamiseks kasutatav sümbol näitab, et meil on tegemist mitte ainult teatava keemilise elemendiga, vaid ka selle elemendi kindla kogusega, s. t. tema kaaluga hapnikuühikutes. Seda tuleb alati meeles pidada. Näiteks sümbol H tähistab üht vesiniku aatomit, mille kaal võrdub 1 hapnikuühikuga, O — üht hapniku aatomit, mille kaal võrdub 16 hapnikuühikuga, S — üht väävli aatomit, mille kaal võrdub 32 hapnikuühikuga jne.

Tähtsamate keemiliste elementide sümboolid, nimetused ja ligikaudsed aatomkaalud on toodud õpiku lõpus olevas tabelis 1.

## § 8. Molekulkaal ja selle arvutamine.

Molekulide kaal, nagu aatomi kaalgi, on väga väike. Käesoleval ajal aga me oskame määrata molekulide kaalu ja nende mõõte. Muidugi ei ole nende suuruste otsene mõõtmine võimalik, kuid teadus on leidnud palju kaudseid meetodeid nende määramiseks. Vesiniku molekuli läbimõõt on näiteks 0,000 000 021 ehk  $2,1 \cdot 10^{-8}$  cm; hapniku molekuli läbimõõt on 0,000 000 027 ehk  $2,7 \cdot 10^{-8}$  cm jne.

Need arvud ütlevad vähe meie kujutlusele, sest oleme harjunud teistsuguste mõõtudega. Seepärast näitliku kujutluse saamiseks molekuli suurusest kasutame alljärgnevat võrdlust.

Oletame, et meie Maa kõigi temal asuvate kehadega suureneks miljon korda. Siis oleks inimese kõrgus 1700 km, tema juuksekarva jämedus oleks 100 m, kärbes muutuks 8 km pikkuseks hiigelloomaks, molekul aga oleks sel juhul punkti suurune.

Mistahes gaasi üks  $\text{cm}^3$  sisaldab temperatuuril  $0^\circ$  ja normaalrõhul 27 000 000 000 000 000 molekuli, s. t. 27 triljonit. Kui võrd määratu on see arv, võime otsustada selle järgi, et kui jaotada need molekulid ühtlaselt kogu maakera pinnale, siis igale ruutsentimeetrile langeb veel üle viie molekuli. Kujutage enesele ette, et me võtsime klaasi vett ja erilise värviga märkisime ära kõik molekulid, mida see vesi sisaldab. Valades selle vee merre ja segades mere vett selliselt, et meie veeklaasis sisaldunud molekulid jaguneksid ühtlaselt kogu maakeral olevas merevees, saame vee, mille ühes klaasitäies leiaksime umbes sada tütavat märgitud molekuli.

Kui me võrdeksime molekuli kaalu inimese kaaluga, siis oleks esimene niimitu korda viimasest kergem, kuimitu korda on inimene kergem Päikesest.

Vesiniku molekuli kaal on 0,000 000 000 000 000 000 000 003 326 g.

Selliste väikeste suurustega on raske praktikas tegelda. Seetõttu väljendatakse molekulide kaalu samuti nagu aatomite kaalugi hapnikuühikutes.

*Molekulkaaluks nimetatakse arvu, mis näitab, mitu hapnikuühikut kaalub antud aine üks molekul.*

Keemilisel valemil on kvalitatiivne ja kvantitatiivne sisu. Näiteks väävelraua (FeS) valem näitab mitte ainult seda, et see aine koosneb rauast ja väävlist (kvalitatiivne sisu), vaid ka seda, et väävelraua molekulis on üks aatom rauda, mille aatomkaal on 56 h.-ü., ja üks aatom väävlit, mille aatomkaal on 32 h.-ü. (kvantitatiivne sisu).

HgO on elavhõbeoksüüdi valem, mis sisaldab ühe aatomi elavhõbedat (aatomkaal 201 h.-ü.) ja ühe aatomi hapnikku (aatomkaal 16 h.-ü.).

Need valemid näitavad meile, et väävelraua (FeS) molekulkaal on  $56 + 32 = 88$  h.-ü., elavhõbeoksüüdi (HgO) molekulkaal aga  $201 + 16 = 217$  h.-ü., väävelhape ( $H_2SO_4$ ) molekulkaal on  $1.2 \cdot 16 + 32 + 16.4 = 98$  h.-ü.

Siit on selge, et aine molekulkaalu arvutamiseks tuleb valemi järgi leida molekuli koostisse kuuluvate aatomite aatomkaalude summa.

## § 9. Keemilise ühendi valemi tuletamine.

Iga keemilise ühendi koostist saab väljendada keemilise valemiga.

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

*Näide.* 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.

Metaani valem on seega  $CH_4$ .

Selle asemel, et lahendada ülesannet nii, nagu praegu tegime, võib kasutada järgmist lihtsat reeglit:

Keemiliste elementide kogused (väljendatud protsentides või kaaluosades) jagame vastavate aatomkaaludega; saame keemiliste elementide aatomite arvude suhte antud aine molekulis; kui arvud on murrulised, muudame nad täisarvudeks, sest molekuli koostises saab olla ainult täisarv aatomeid.

*Näide.* Võtame näiteks magneesiumoksüüdi, mis sisaldab 60% magneesiumi ja 40% hapnikku. Magneesiumi aatomite arvu suhe hapniku aatomite arvuga väljendub järgmiselt:

$$x : y = \frac{60}{\text{Mg}} : \frac{40}{\text{O}} \text{ ehk } x : y = \frac{60}{24} : \frac{40}{16} \text{ ehk } x : y = 2,5 : 2,5$$

Seega võime kirjutada:

$$x : y = 1 : 1$$

Siit saame magneesiumoksüüdi valemiks MgO.

## § 10. Valents.

Ainete määratu mitmekesisus, millega tuleb keemias tegemist teha, ei võimalda mehaaniliselt meeles pidada kõikide keemiliste ühendite valemeid, kui nende ühendite tekkimises ei oleks kindlat seaduspärasust. Vaatleme, kuidas koostatakse keemilisi valemeid.

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

Teiseks ühinevad ühe keemilise elemendi aatomid mitmesuguste teiste keemiliste elementide erineva arvu aatomitega.

Vaadeldes rida aineid, millel on järgmised valemid: HCl (kloorvesinik), H<sub>2</sub>O (vesi), NH<sub>3</sub> (ammoniaak), CH<sub>4</sub> (metaan), Na<sub>2</sub>O (naatriumoksüüd), MgO (magneesiumoksüüd), Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (alumiiniumoksüüd), SO<sub>2</sub> (väävliisgaas), CO<sub>2</sub> (süsihappegaas), P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> (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 vesiniku ühe aatomiga. 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 erinevate aatomite arvuga. Näiteks naatriumoksüüdis (Na<sub>2</sub>O) seob üks hapniku aatom kaks naatriumi aatomit, magneesiumoksüüdis (MgO) seob üks hapniku aatom ühe magneesiumi aatomiga jne.

*Valents on keemilise elemendi aatomiga ühineda mingi teise keemilise elemendi ainult teatud kindla arvu aatomitega.*

Vaadeldes mõningaid vesiniku ühendeid (HCl, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub>), 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 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 näiteks 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 ühendis kolm ühevalentsete elementide aatomit. Kolmevalentsete keemiliste elementide näiteks 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),  $CCl_4$  (tetrakloorisüsinik) jt.

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

Keemilise elemendi valents, mille leidsime tema ühendites ühevalentsete keemiliste elementidega, väljendub ka ühendites teiste keemiliste elementidega.

Keemiliste elementide valents võib muutuda vastavalt tingimustele, milles toimub reaktsioon.

Nii näiteks musta värvusega vase oksüüd ( $CuO$ ), mida saadakse vase kuumutamisel õhu käes temperatuuril  $500-600^\circ$ , sisaldab kahevalentset vaske. Kui aga vaske kuumutada temperatuuril üle  $800^\circ$ , 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);

2) kolmevalentsed näiteks alumiinium (Al);

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.

4) kahevalentsed on peaaegu kõik teised metallid, milledega meil tuleb tegelda keemia kursuse käsitlemisel.

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

## § 11. Valemite koostamine valentsi järgi.

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

Ühe keemilise elemendi aatomite arvu korrutis selle keemilise elemendi valentsiga võrdub teise keemilise elemendi aatomite arvu ja tema valentsi korrutisega.

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

Näitena toome alumiiniumoksüüdi valemi koostamise. Kirjutame alumiiniumi keemilise sümboli Al. Tuletame meelde, et alumiinium on kolmevalentne, ja kirjutame tema keemilise sümboli kohale arvu kolm rooma numbriga: Al. Alumiiniumi keemilise sümboli kõrvale kirjutame hapniku keemilise sümboli, mille kohale kirjutame tema valentsi tähistava rooma numbriga II: Al O. Sellisel kujul ei ole valem õige, sest ühe alumiiniumi aatomi kolmele valentsile vastab ühe hapniku aatomi kaks valentsi. Tähendab, oksüüdi molekuli koostisesse peab kuuluma mitu alumiiniumi ja hapniku aatomit. Ühendi molekulis peab alumiiniumi valentsi korrutis tema aatomite arvuga võrduma hapniku valentsi ja tema aatomite arvu korrutisega. Kui me võtame kaks alumiiniumi aatomit ja kolm hapniku aatomit, siis alumiiniumi kahe aatomi valentside üldarv on võrdne hapniku kolme aatomi valentside arvuga, s. t. on võrdne 6-ga. Järelikult on alumiiniumoksüüdi valem  $\overset{\text{III}}{\text{Al}}_2\overset{\text{II}}{\text{O}}_3$  ehk  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

## § 12. Struktuurvalemite koostamine.

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

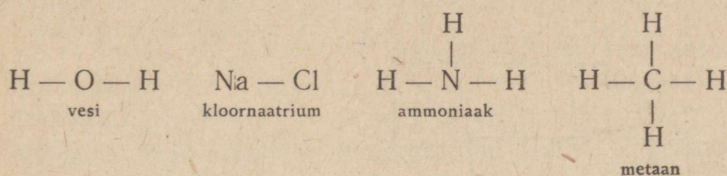
ühevalentsed aatomid: H—, Cl—, Na—,

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 valentsiühikuid 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:



Valemeid, mis näitavad seost üksikute aatomite vahel molekulis, nimetatakse **struktuurvalemiteks**.

### § 13. Gramm-aatom ja gramm-molekul.

Praktilistel kaalutlustel kasutatakse keemias peale aatomkaalude ja molekulkaalude veel mõisteid gramm-aatom ja gramm-molekul.

*Keemilise elemendi gramm-aatomiks* (lühendatult *g-aatomiks*) *nimetatakse keemilise elemendi kogust grammides, mis arvuliselt võrdub tema 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.

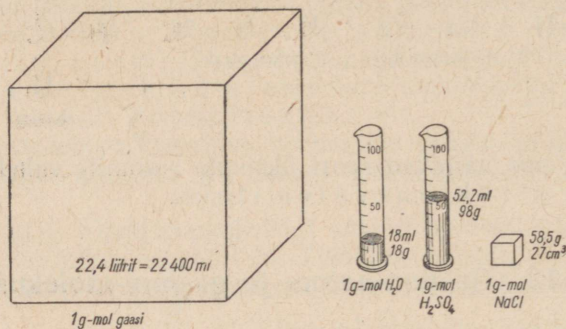
Ise suguste keemiliste elementide gramm-aatomid erinevad üksteisest kaalu poolest, kuid kõik nad sisaldavad võrdse arvu üksikuid aatomeid. Kaasaegne teadus on kindlaks teinud, et mistahes keemilise elemendi gramm-aatom sisaldab 602 000 000 000 000 000 000 000 ehk  $6,02 \cdot 10^{23}$  aatomit. Seda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

Järgnevas tabelis on toodud andmed mõnede keemiliste elementide gramm-aatomite suuruste kohta.

Keemiline sümbol	Aatomkaal	Gramm-aatom	Arv <i>N</i> antud 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.

**Gramm-molekuliks** (lühidalt: g-moliks) 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. (joon. 6).



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 mistahes aine g-mol niisama palju molekule, kuipalju üksikuid aatomeid on mistahes keemilise elemendi gramm-aatomis.

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

Järgnevas tabelis on toodud andmed mõnede ainete gramm-molekulide suuruste kohta.

Aine valem	Molekulkaal	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 naatriumhüdrosüüdi
$CaCO_3$	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                | 2) 32 g S on 1 g-aatom   |
| Aatomkaal — 32 h.ü. | 320 g S on 10 g-aatomit. |
| g-aatom S — 32 g    |                          |

**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               | 2) 1 g-aatom Fe kaalub 56 g  |
| Aatomkaal — 56 h.ü. | 2 g-aatomit Fe kaalub 112 g. |
| g-aatom Fe — 56 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               | 2) 24 g Mg on 1 g-aatom                 |
| Aatomkaal — 24 h.ü. | 6 g Mg on 0,25 g-aatomit                |
| g-aatom — 24 g      | 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 ( $H_2O$ ) molekulaal on  $2 + 16 = 18$  h.ü. ja tema gramm-molekul kaalub 18 g, siis 36 g vett on  $\frac{36}{18} = 2$  gramm-molekuli.

Üleskirjutus.

$$1) \quad \begin{array}{l} \text{H}_2\text{O} \\ 2 + 16 \end{array}$$

$$M = 18 \text{ h.ü.}$$

g-mol — 18 g.

$$2) \quad \begin{array}{l} 18 \text{ g H}_2\text{O on 1 g-mol} \\ 36 \text{ g H}_2\text{O on 2 g-moli.} \end{array}$$

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

Arutlus. Et lämmastikhappe ( $\text{HNO}_3$ ) molekulkaal on  $1 + 14 + 48 = 63$  h.ü. ja tema gramm-molekul kaalub 63 g, siis 2 gramm-molekuli lämmastikhapet kaalub  $63 \cdot 2 = 126$  g.

Üleskirjutus.

$$1) \quad \begin{array}{l} \text{HNO}_3 \\ 1 + 14 + 16 \cdot 3 \end{array}$$

$$M = 63 \text{ h.ü.}$$

g-mol — 63 g

$$2) \quad \begin{array}{l} 1 \text{ g-mol HNO}_3 \text{ kaalub } 63 \text{ g} \\ 2 \text{ g-moli HNO}_3 \text{ kaalub } 126 \text{ g.} \end{array}$$

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

Arutlus. Et gramm-molekulis vees on  $N$  molekuli (s. o.  $6,02 \cdot 10^{23}$  molekuli), siis 3 gramm-molekulis vees on  $3N$  molekuli.

Üleskirjutus.

$$1 \text{ g-molis H}_2\text{O on } N \text{ molekuli}$$

$$3 \text{ g-molis H}_2\text{O on } 3N \text{ molekuli.}$$

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

Arutlus. Et kaltsiumkarbonaadi molekulkaal on  $40 + 12 + 48 = 100$  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.  $6,02 \cdot 10^{23}$ ) molekuli, 10 g-molekulis aga  $10N$  molekuli.

Üleskirjutus.

$$1) \quad \begin{array}{l} \text{CaCO}_3 \\ 40 + 12 + 16 \cdot 3 \end{array}$$

$$M = 100 \text{ h.ü.}$$

g-mol — 100 g

$$2) \quad \begin{array}{l} 100 \text{ g CaCO}_3 \text{ on } 1 \text{ g-mol} \\ 1000 \text{ g CaCO}_3 \text{ on } 10 \text{ g-moli} \end{array}$$

$$3) \quad \begin{array}{l} 1 \text{ g-mol CaCO}_3 \text{ on } N \text{ molekuli} \\ 10 \text{ g-moli CaCO}_3 \text{ on } 10N \text{ molekuli.} \end{array}$$

## § 14. Arvutused valemite järgi.

Tundes liitained valemite ja keemiliste elementide aatomkaalused, on võimalik lahendada terve rida ülesandeid.

**1. Keemilise elemendi koguse arvutamine antud aine koguses.**

**Näide 1.** Ülesanne. Mitu g-aatomit rauda on 40 grammis raua oksüüdis  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ?

Lahendus. Rauda oksüüdi valemi põhjal leiame, et  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  molekulaal  $M = 56 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 112 + 48 = 160$  h.ü. Tähendab, g-mol  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  kaalub 160 g.

Edasi nähtub valemist  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , et 1 g-molis  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  on 2 g-aatomit Fe. Seega 160 grammile  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  vastab 2 g-aatomit Fe, 40 grammile  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  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:

$$\begin{array}{r} 160 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ — } 2 \text{ g-aatomit Fe} \\ 40 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ — } x \text{ g-aatomit Fe} \\ \hline x = \frac{40 \cdot 2}{160} = 0,5. \end{array}$$

Vastus: 0,5 g-aatomit rauda.

**Näide 2.** Ülesanne. Mitu grammi alumiiniumi on 408 g alumiiniumoksüüdis ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ).

Lahendus. Alumiiniumoksüüdi valemi  $\text{Al}_2\text{O}_3$  põhjal leiame, et tema molekulaal (M) on  $27 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 54 + 48 = 102$  h.ü., gramm-molekul aga 102 grammi.

Samast valemist nähtub, et g-molis  $\text{Al}_2\text{O}_3$  on 2 g-aatomit Al. Seega 102 grammile  $\text{Al}_2\text{O}_3$  vastab 54 g Al, 408 grammile  $\text{Al}_2\text{O}_3$  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:

$$\begin{array}{r} 102 \text{ g } \text{Al}_2\text{O}_3 \text{ — } 54 \text{ g Al} \\ 408 \text{ g } \text{Al}_2\text{O}_3 \text{ — } x \text{ g Al} \\ \hline x = \frac{408 \cdot 54}{102} = 216. \end{array}$$

Vastus: 216 g alumiiniumi.

**2. Aine koguse arvutamine temas sisalduva keemilise elemendi koguse põhjal.**

**Näide 1.** Ülesanne. Kui suures kaaliumsulfaadi ( $\text{K}_2\text{SO}_4$ ) koguses on 0,5 g-aatomit kaaliumi?

Lahendus. Kaaliumsulfaadi valemi  $\text{K}_2\text{SO}_4$  põhjal leiame, et tema molekulaal  $M = 39 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 78 + 32 + 64 = 174$  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

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

Hõlpsam on seda ülesannet lahendada järgmiselt:

$$\begin{array}{r} 2 \text{ g-aatomit K} - 174 \text{ g } K_2SO_4 \\ 0,5 \text{ g-aatomit K} - x \text{ g } K_2SO_4 \end{array}$$

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

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.

$$\begin{array}{l} \text{CuO} \\ M = 64 + 16 = 80 \text{ h.ü.} \\ \text{g-mol CuO} = 80 \text{ g;} \end{array}$$

$$\begin{array}{r} 64 \text{ g Cu} - 80 \text{ g CuO} \\ 8 \text{ g Cu} - x \text{ g CuO} \end{array}$$

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

Vastus: 10 g CuO.

### 3. Aine protsendilise koostise leidmine valemi järgi.

Keemilise ühendi valem võimaldab avaldada ühendi koostist protsentides.

Ülesanne. Avaldada vase oksüüdi CuO koostis protsentides.

Lahendus. Vase oksüüdi CuO molekulkaal  $M = 64 + 16 = 80$  h.ü. ja tema g-mol kaalub 80 g. Samast valemist nähtub, et 80 grammis (g-molis) CuO sisaldub 64 g (g-aatom) vaske (Cu) ja 16 g (g-aatom) hapnikku (O).

Leiame, mitu protsenti 80-st on 64:

$$\frac{64 \cdot 100}{80} = 80 \text{ (\% Cu)}.$$

Seejärel leiame, mitu protsenti 80-st on 16:

$$\frac{16 \cdot 100}{80} = 20 \text{ (\% O)}.$$

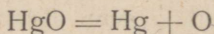
Vastus: Vase oksüüdis (CuO) on 80% vaske ja 20% hapnikku.

## § 15. Keemilised protsessid atomistlik-molekulaarse teooria valgusel. Aine kaalu jäävuse seadus.

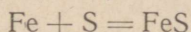
Vaatleme atomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt kolme keemilise reaktsiooni tüüpi: ühinemisreaktsiooni, lagunemisreaktsiooni ja asendusreaktsiooni.

Võtame elavhõbeoksüüdi (HgO) lagunemisreaktsiooni. Sellel reaktsioonil lagunevad elavhõbeoksüüdi molekulid väiksemateks osadeks — elavhõbeda ja hapniku aatomeiks. Me teame, et aatomid on keemilise elemendi väikseimad osakesed, mida ei saa keemiliste reaktsioonide teel edasi lagundada. Üksteisega ühinedes moodustavad aatomid liht- ja lihtainete molekulid.

Elavhõbeoksüüdi molekul koosneb ühest elavhõbeda aatomist ja ühest hapniku aatomist. Järelikult seisab reaktsioon elavhõbeoksüüdi lagunemises elavhõbeda ja hapniku aatomeiks, kusjuures igast elavhõbeoksüüdi molekulist saadakse üks elavhõbeda ja üks hapniku aatom:

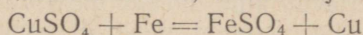


Väävelraua tekkimise reaktsioonil ühinevad väävli ja raua aatomid üksteisega väävelraua molekulideks. Seejuures annab üks aatom väävlit ühe aatomi rauaga ühinedes ühe molekuli väävelrauda:



Asendusreaktsiooni puhul saadakse kahest ainest — ühest liitainest ja ühest lihtainest — uus lihtaine ja uus lihtaine.

Näiteks raua toimel vasevitriolilahusesse saadakse rauavitriolilahus ja vask. Seda reaktsiooni, mille puhul raua aatom asub liitaine molekulis vase aatomi kohale, võime kujutleda järgmiselt:

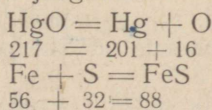


Et aatomid ei ole keemilisel teel lagundatavad, siis nende kaal peab jääma keemiliste reaktsioonide puhul muutumatuks. Järelikult võrdub lihtaine molekulkaal molekuli moodustavate aatomite kaalu summaga, s. t.

*keemilisest reaktsioonist osavõtvate ainete kaalude summa võrdub alati selle reaktsiooni tulemusena saadud ainete kaalude summaga (aine kaalu jäävuse seadus).*

Teiste sõnadega, atomistlik-molekulaarsest teoriast järeldub ainete kaalu jäävuse seadus, mille avastas geniaalne vene teadlane M. V. Lomonossov 1748. a.

Kirjutame toodud näited järgmiselt:



Elkäsitletust võime teha järelduse, et aine kaalu jäävuse ja koostise püsivuse seadust saab tuletada ka atomistlik-molekulaarse teooria alusel.

## § 16. 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 kvalitatiivseid kui ka kvantitatiivseid suhteid.*

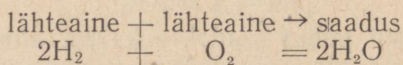
Seetõttu keemilistes võrrandites kasutatakse suhete väljendami- seks:

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

Näiteks väävli ja raua ühinemisreaktsioon  $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$  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 võrdsusmärki peab olema võrdne sama keemilise elemendi aatomite arvuga vasakul pool võrdsusmärki.

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



Võrrandi õigeks koostamiseks kasutatakse koefitsiente, s. t. arve, mis asetsevad ainete valemite ees. Koefitsiendid on maksivad 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.

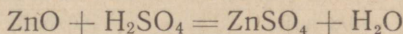
Võrdsustamine on tarvilik selleks, et reaktsiooni võrrandi vasakul poolel toodud keemiliste elementide aatomite üldarv võrduks võrrandi paremal poolel olevate samade keemiliste elementide aatomite üldarvuga (aine jäävuse seaduse alusel).

## § 17. Arvutused keemiliste reaktsioonivõrrandite järgi.

Keemias teostatakse vajalikke arvutusi reaktsiooni võrrandite järgi.

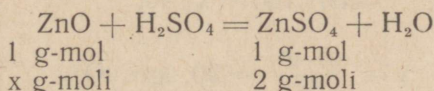
**Näide 1.** Ülesanne. Mitu g-moli tsinkoksüüdi (ZnO) peab reageerima väävelhappega (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), et tekiks 2 g-moli tsinksulfaati (ZnSO<sub>4</sub>)?

Lahendus. Koostame võrrandi tsinkoksüüdi reageerimise kohta väävelhappega:



Reaktsioonivõrrandist nähtub, et 1 g-moli ZnO reageerimisel ühulgas võetud väävelhappega tekib 1 g-mol ZnSO<sub>4</sub>. Seega peab 2 g-moli ZnSO<sub>4</sub> tekkimiseks reageerima samuti 2 g-moli ZnO.

Toodud ülesanne lahendatakse tavaliselt järgmiselt. Esmalt kirjutame reaktsioonivõrrandi, seejärel meid huvitavate ainete valemite alla nende reaktsioonist osavõtivate g-molide arvud ning sellest rida allapoole nende ainete antud ja otsitavad kogused g-molides. Näiteks:



Koostame võrde

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

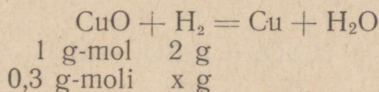
siit

$$x = \frac{1 \cdot 2}{1} = 2 \text{ (g-moli ZnO)}.$$

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 osavõtavad kogused ning veel rida allapoole samade ainete antud ja otsitavad kogused. Näiteks:



Märkus: 1 g-mol H<sub>2</sub> kaalub 2 g.

Nüüd koostame võrde skeemi:

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

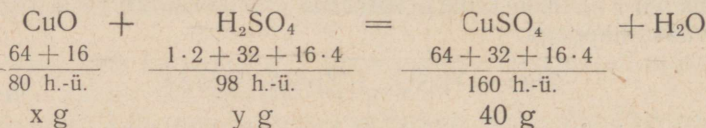
siit

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

Vastus: 0,6 g vesinikku.

**Näide 3. Ülesanne.** Mitu grammi väävelhapet ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) ja vase oksüüdi  $\text{CuO}$  vajatakse 40 g vasksulfaadi ( $\text{CuSO}_4$ ) saamiseks?

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



Reaktsioonivõrrandist nähtub, et 160 g  $\text{CuSO}_4$  saadakse 80 g  $\text{CuO}$  ja 90 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , reageerimisel. Seega 40 g  $\text{CuSO}_4$  saamiseks peavad reageerima  $x$  g  $\text{CuO}$  ja  $y$  g  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Viimaste koguste leidmiseks koostame järgmised võrded:

1)  $\text{CuO}$  koguse leidmiseks:

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

siit

$$x = \frac{80 \cdot 40}{160} = 20 \text{ (g CuO)}.$$

2)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  koguse leidmiseks:

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

siit

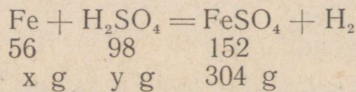
$$y = \frac{98 \cdot 40}{160} = 24,5 \text{ (g H}_2\text{SO}_4\text{)}$$

**Vastus:** 20 g  $\text{CuO}$  ja 24,5 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

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

**Ülesanne.** Mitu grammi rauda ja väävelhapet peab astuma reaktsiooni, et tekiks 304 g  $\text{FeSO}_4$ ?

**Lahendus.**



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

$$98 - 152 \left. \vphantom{\begin{array}{l} 98 \\ y \end{array}} \right\} y = \frac{98 \cdot 304}{152} = 196 \text{ (g H}_2\text{SO}_4\text{)}$$

**Vastus:** 304 g  $\text{FeSO}_4$  saamiseks peab astuma reaktsiooni 112 g rauda ja 196 g väävelhapet.

### 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?

## ANORGAANILISTE AINETE KLASSIFIKATSIOON.

## § 1. Ainete klassifikatsiooni mõiste.

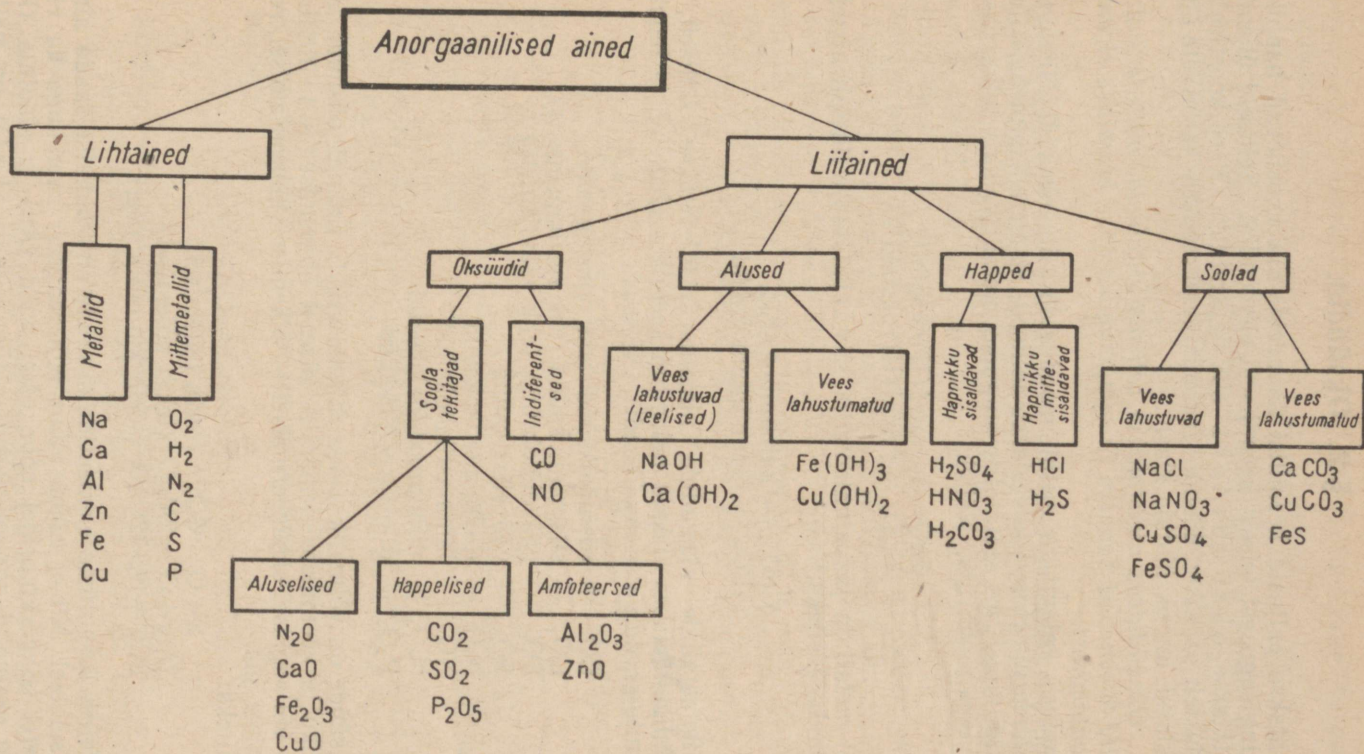
Käesoleval ajal küünib uuritud ainete arv sadadesse tuhandettesse. Kõiki neid aineid võib jaotada kahte pearühma: lihtained ja liitained. Lihtaineid tuntakse ligikaudu 290. Nad jagunevad omakorda metallideks ja mittemetallideks. Metallidel on rida ühiseid omadusi. Kõikidel metallidel on iseloomulik metalliläige, mille põhjal saab neid eraldada teistest ainetest. Kõik metallid juhi-ivad enamvähem hästi soojust ja elektrit. Mittemetallid (metalloi-  
did), 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, millel 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 teaduseharu, millele 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 tootmisharudes, samuti ka põllumajanduses ja koduses majapidamises.

Anorgaaniliste ainete klassidesse jaotamist võime kujutada järgmise skeemina:



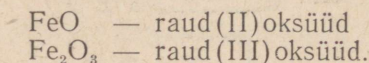
Anorgaaniliste ainete klassideks jaotamise skeem.

## § 2. Oksüüdid.

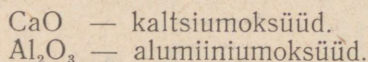
Tuntakse paljusid keemilisi ühendeid, mis koosnevad hapnikust ja mingisugusest teisest keemilisest elemendist. Selliseid ühendeid nimetatakse oksüüdideks ehk hapenditeks. Need koostiselt ja omadustelt sarnased ühendid moodustavad omaette keemiliste ühendite klassi, nn. oksüüdid klassi.

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

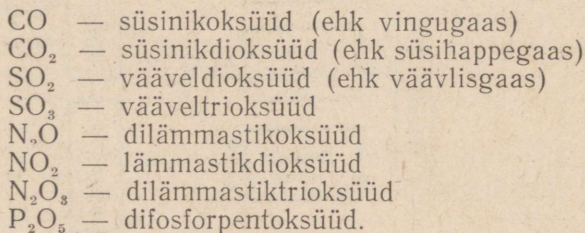
Muutuva valentsiga metall moodustab mitu oksüüdi. Niisuguste oksüüdide nimetused tuletatakse selliselt, et metalli nimetuse järele oksüüdi nimetuses asetatakse sulgudes metalli valents selles oksüüdis rooma numbriga. Näiteks:



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

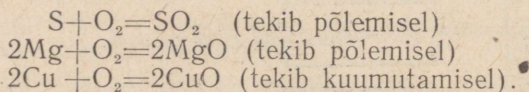


Mittemetallide oksüüdide nimetused tuletatakse selliselt, et oksüüdi nimetuses oleksid märgitud keemilise elemendi ja hapniku aatomite arvud vastavas ühendis. Näiteks:



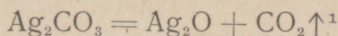
Oksüüde on võimalik saada mitmel viisil. Enamik oksüüde tekib hapniku ja keemiliste elementide otsesel ühinemisel, s. t. lihtainete kiirel või aeglasel oksüdeerumisel — põlemisel, kuumutamisel, roostetamisel jne.

Näiteks:

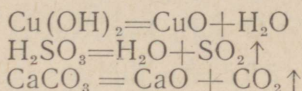


Mõnede keemiliste elementide oksüüde on võimalik saada ainult kaudsel teel. Nii ei tuhmü õhus ega reageeri hapnikuga ka väga kõrgetel temperatuuridel hõbe (Ag), kuld (Au) ja plaatina (Pt), nende oksüüdid aga on tuntud. Hõbeoksüüdi ( $\text{Ag}_2\text{O}$ ) on näiteks

võimalik saada hõbekarbonaadi ( $\text{Ag}_2\text{CO}_3$ ) lagundamisel kõrgel temperatuuril:



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

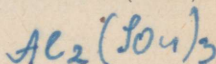
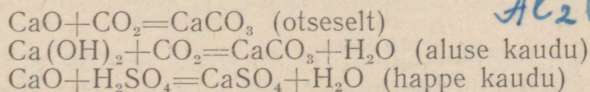


Niisiis peaaegu kõik keemilised elemendid moodustavad ühel või teisel teel oksüüde. Erandiks on ainult nn. inertsed gaasid («vääriskaasid») — heelium (He), neon (Ne), argoon (Ar) jt., mida leidub vähesel määral õhus ning mis tavalistes tingimustes ei ühine keemiliselt ühegi teise elemendiga.

Kõik oksüüdid jagunevad kahte rühma: soolatekitajateks ja indifereentseteks (mittesoolatekitajateks ehk 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 ( $\text{CO}_2$ ) kui ka kaltsiumoksüüd ( $\text{CaO}$ ) on soolatekitajad oksüüdid:

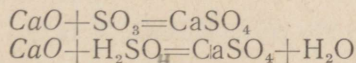


Mõned oksüüdid, nagu näiteks süsinikoksüüd ehk vingugaas ( $\text{CO}$ ) ja lämmastikoksüüd ( $\text{NO}$ ), ei reageeri aluste ega hapetega ning ei anna seega soolasid. Selliseid oksüüde nimetatakse indifereentseteks ehk ükskõikseteks (ka mittesoolatekitajateks) oksüüdideks.

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

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

Näiteks:

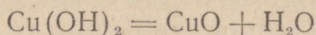


Järelikult võib aluselise oksüüdi järgmiselt defineerida:

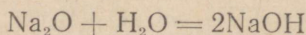
*aluseliseks oksüüdideks nimetatakse selliseid oksüüde, mis hapetega reageerides annavad soola ja vee ning alustega ei reageeri.*

<sup>1</sup> Kui reaktsiooni tulemusena saadakse gaasiline aine, siis tähistatakse seda aine valemi kõrvale kirjutatud ülespoole suunatud noolega.

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

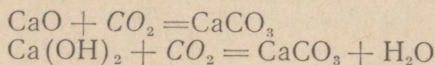


Mõned aluselised oksüüdid ühinevad vahetult veega, andes seejuures aluseid. Näiteks:



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

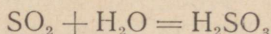
Näiteks:



Toodud näidete põhjal võime happelist oksüüdi defineerida järgmiselt:

*happeliseks 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:

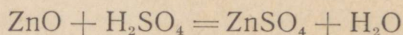


Happelisi oksüüde nimetatakse sageli hapete anhüdriidideks. Anhüdriid tähendab «hape ilma veeta». Näiteks on  $\text{SO}_2$  väevlishappe anhüdriid.

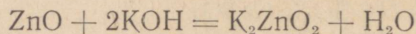
Amfoteersete oksüüdide tunnuseks on nende reageerimine nii hapete kui ka alustega.

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

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



Leelistega reageerimisel avaldab tsinkoksüüd aga happelisi omadusi:

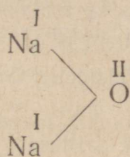


Soola  $\text{K}_2\text{ZnO}_2$  nimetatakse kaaliumtsinkaadiks ning ta on tsinkhappe ( $\text{H}_2\text{ZnO}_2$ ) soolaks.

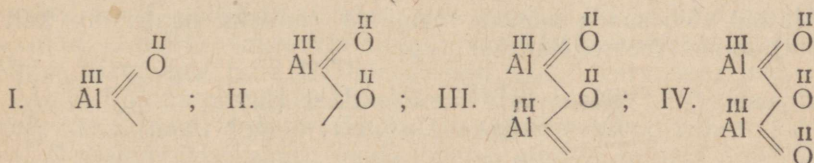
Amfoteersete oksüüdide hulka kuuluvad peale tsinkoksüüdi veel mõnede teiste metallide oksüüdid, näiteks alumiiniumoksüüd ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ), kroom(III)oksüüd ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ) jt.

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 hapniku iga aatom peab siduma kaks aatomit naatriumi. 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 alumiiniumi ühe aatomi hapniku ühe aatomiga (I). Et alumiiniumi aatomil jääb vabaks veel üks valents, siis ühendame temaga hapniku teise aatomi (II). Nüüd jääb sellel hapniku aatomil vabaks üks valents. Ühendame sellega alumiiniumi teise aatomi (III). Seejärel ühendame alumiiniumi aatomi vabaks jäänud kaks valentsi veel hapniku ühe aatomiga (IV). Pärast sedavabuv valentse enam ei jää, järelikult on alumiiniumoksüüdi valemiks  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .



Selleks, et kirjutada oksüüdi molekulaarvalemit, tuleb  
1) kirjutada metalli keemiline sümbol ja selle kõrvale hapniku sümbol:



2) märkida metalli ja hapniku valentsid:



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

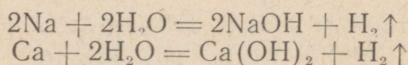


## Kordamisküsimusi.

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 baariumhüdrosüüdi vesilahust.
7. Anda nimed järgmistele oksüüdidele:  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ .
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 ( $\text{CaCO}_3$ ) lagunemisel oksüüdideks?
12. Arvutage, kui palju magneesiumisoola (missugust?) võib saada 10 g magneesiumoksüüdi reageerimisel väävelhappega.

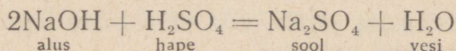
## § 3. Alused.

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

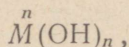


Nendest võrranditest nähtub, et metallide aatomid asendavad vees vesiniku aatomeid, ühinedes aatomite rühmaga (OH), mis kannab hüdrosüülrühma nime. Hüdroksüül on see osa vee molekulist, mis jääb järele, kui me võtame temalt ühe vesiniku aatomi ära. Kui kirjutada vee molekuli valem järgmiselt:  $\text{H}(\overline{\text{O}}\overline{\text{H}})$ , 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:

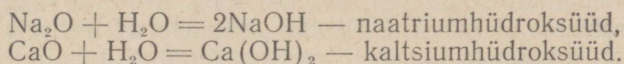


Aluste koostist võib väljendada järgmise üldvalemiga:



kus  $M$  on metall ja  $n$  selle metalli valents. Aluse molekuli koostisesse kuuluvate hüdroksüülrühmade arvu määrab samasse kuuluva metalli valents.

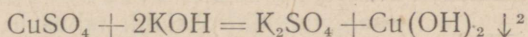
Mõningaid aluseid võib saada ka teisel viisil, nimelt metallide oksüüdide ühinemisel veega. Sellest on tulnudki aluste nimetus «h ü d r o k s ü ü d»<sup>1</sup> (*hydro* — vesi, *oxyd* — oksüüd):



Tuleb silmas pidada, et metallide toimel veesse ja aluselise oksüüdi otsesel ühinemisel veega saadakse ainult väike arv aluseid. Selliste aluste hulka kuuluvad naatriumhüdroksüüd — NaOH, kaaliumhüdroksüüd — KOH, kaltsiumhüdroksüüd — Ca(OH)<sub>2</sub> ja baariumhüdroksüüd — Ba(OH)<sub>2</sub>.

Selliseid aluseid, nagu vask(II)hüdroksüüd — Cu(OH)<sub>2</sub>, raud(III)hüdroksüüd — Fe(OH)<sub>3</sub> 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<sub>4</sub>) vesilahusesse leeliselahusega:



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)<sub>2</sub> sinise värvusega, raud(III)hüdroksüüd 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

sööbenaatrium ehk naatriumhüdroksüüd	— NaOH,
sööbekaalium ehk kaaliumhüdroksüüd	— KOH,
sööbekaltsium ehk kaltsiumhüdroksüüd	— Ca(OH) <sub>2</sub> ,
sööbebaarium ehk baariumhüdroksüüd	— Ba(OH) <sub>2</sub> .

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»);

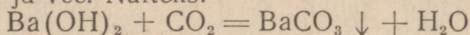
<sup>1</sup> Hüdroksüüde nimetatakse mõnikord ka oksüüdi hüdraatideks, näiteks kaltsiumoksoüüdi hüdraat [Ca(OH)<sub>2</sub>].

<sup>2</sup> Kui lahuses toimuva reaktsiooni tulemusena saadakse lahustumatu (väljalangev) aine, siis tähistatakse seda aine valemilise 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 leeliselahust sõrmede vahel, tundub ta libedana, mis on tingitud nahal oleva rasva seebistumisest;

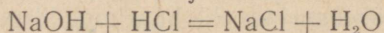
3) aluste (leeliste) toime puidusse, nahasse, villasse jne. Sattudes puidule, villale, nahale, paberile jne., söövivad leelised neid, mille tõttu neid nimetatakse ka **sööbeleelisteks**. Näiteks sööbenatrium (NaOH), sööbekaalium (KOH) jne.

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

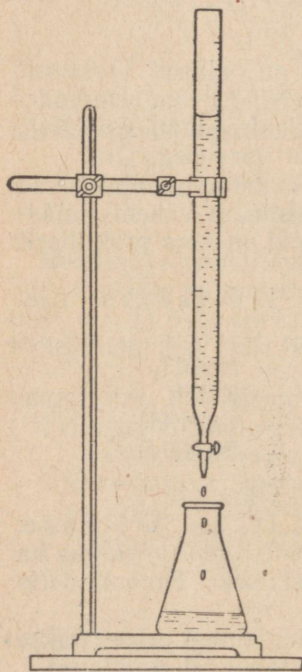


Reaktsiooni tulemusena tekib baariumkarbonaat, mis on vees lahustumatu ja eraldub sademena;

5) aluste reageerimine hape-  
tega (neutraaliseerimine). Kui naatriumhüdroksüüdi lahusele, mis on lakmuse lahuse tilgaga siniseks värvitud, lisada vähehaaval soolhapet (joon. 7), siis tuleb moment, kus lahuse sinine värvus muutub lillaks. Sellist lahust nimetatakse neutraalseks ehk neutraalse reaktsiooniga lahuseks (s. t. mitte happeliseks ega ka mitte leeliseks). 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:

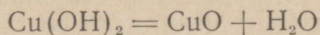


Toodud võrrandist näeme, et hapete ja leeliste vahel toimuvate reaktsioonide puhul happe vesiniku aatomid ühinevad aluste hüdroksüülidega, moodustades vee, metalli aatomid aga asetuvad happe vesiniku aatomite kohale, moodustades soola. Uutel tekkinud ainetel ei ole ei happe ega aluse omadusi, nad ei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



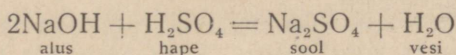
Joonis 7. Neutraliseerimise reaktsiooni teostamine laboratooriumis. Kolvis on leeliselahus, büretis — hape.

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

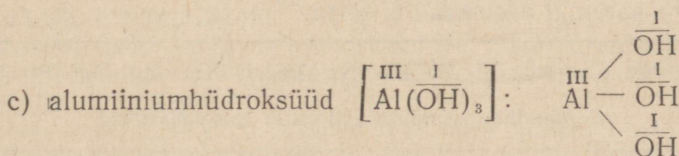
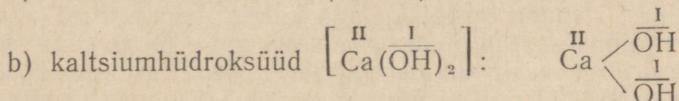
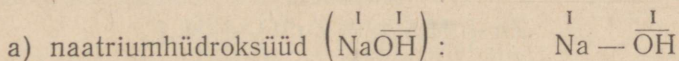


Mõningad leelised, nagu naatriumhüdrosüüd ( $\text{NaOH}$ ) ja kaaliumhüdrosüüd ( $\text{KOH}$ ), ei lagune isegi väga tugeval kuumutamisel.

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



Aluste struktuurvalemite koostamiseks on tarvis meelles pidada, et iga alus koosneb metallist ja hüdrosüülist. Hüdrosüül on alati ühevalentne, mille tõttu tuleb metalli aatom siduda niimitme hüdrosüülrühmaga, kui suur on metalli valents. Ühe-, kahe- ja kolmevalentse metalli aluse struktuurvalemid on järgmised:



### 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 neutraliseerimise reaktsiooniks? Tuua neutraliseerimise reaktsiooni võrrand.
5. Mis toimub kaaliumi reageerimisel veega? Missugune gaas eraldub seejuures? Kirjutada reaktsiooni võrrand.
6. Veel lisati veidi magneesiumipulbrit ja keedeti seejärel. Missugune aine tekkis lahuses? Kirjutada vastava reaktsiooni võrrand.
7. Mispärast ei tohi naatriumhüdrosüüdi lahust hoida lahtistes nõudes?
8. Kas võivad lahuses samaaegselt esineda: a) naatriumhüdrosüüd ja kaltsiumhüdrosüüd, b) kaaliumhüdrosüüd ja väävelhape, c) naatriumkloriid ja naatriumhüdrosüüd? Anda põhjendatud vastus.
9. Mitu g-moli naatriumhüdrosüüdi. ( $\text{NaOH}$ ) tekib 10 g-aatomi naatriumi reageerimisel veega?
10. Mitu grammi  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  tekib 7 g  $\text{CaO}$  reageerimisel veega?
11. Mitu g-moli  $\text{H}_2\text{SO}_4$  vajatakse 1 g-moli  $\text{NaOH}$  neutraliseerimiseks?
12. Mitu liitrit vesinikku eraldub 3 g naatriumi reageerimisel veega?

## § 4. Happed.

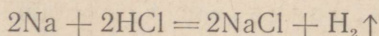
Hapetest tunneme juba väävelhapet ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), lämmastikhapet ( $\text{HNO}_3$ ) ja soolhapet ( $\text{HCl}$ ). Happed võivad olla kas vedelikud, nagu väävelhape, või tahked ained, nagu boorhape. Mitmed happed lahustuvad vees; on aga ka happeid, mis vees ei lahustu.

Hapetel on järgmised iseloomustavad omadused:

1) hapete vesilahustel, nagu äädikhappel, sidrunhappel jt., on hapu maitse;

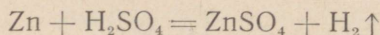
2) hapete vesilahused muudavad lakmuse värvuse. Sinine lakmus värvub hapetes punaseks;

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



Naatriumi aatomid asendavad soolhappe molekulis vesiniku aatomeid, mille tulemusena tekib sool ( $\text{NaCl}$ ).

Tsingi toimel väävelhappesse tekivad samuti sool ja vesinik:



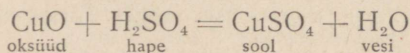
Metallid ei suuda vesinikku aga kõigist hapetest välja tõrjuda, vaid see toimub teatud kindla seaduspärasuse järgi. Oma keemilise aktiivsuse järgi reastuvad metallid järgmiselt, kusjuures kõik metallid, mis asetsevad reas vesinikust vasakul, tõrjuvad ta välja hapest, aga paremal asetsevad ei tõrju:

K	Na	Ca	Mg	Al	Zn	Fe	Sn	Pb	H	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
Metallide keemilise aktiivsuse langemissuund <span style="float: right;">→</span>														

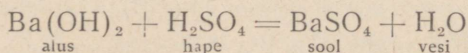
Seda reastust nimetatakse metallide aktiivsuse reaks;

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

Vask(II)oksüüd ( $\text{CuO}$ ) näiteks reageerib väävelhappega järgmiselt:

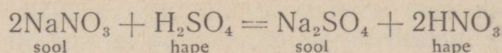


5) kõige iseloomustavamaks hapete omaduseks on nende reageerimine alustega, mille tagajärjel tekivad sool ja vesi. Näiteks baariumhüdroksüüdi ( $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ) reageerimisel väävelhappega ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) tekivad sool ( $\text{BaSO}_4$ ) ja vesi ( $\text{H}_2\text{O}$ ):



Antud juhul leiab aset neutraliseerimise reaktsioon;

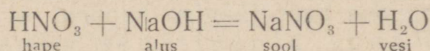
6) paljud happed reageerivad sooladega, mille tulemusena tekivad uus sool ja uus hape. Näiteks:



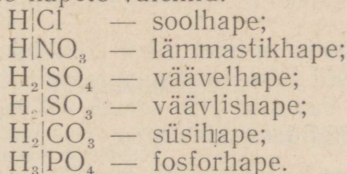
Tuleb tähendada, et happed erinevad üksteisest oma keemilise aktiivsuse poolest, sest ühed happed reageerivad metallidega energilisemalt kui teised. Energiliselt reageerivaid happeid ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$  jt.) nimetatakse tugevateks, aeglaselt reageerivaid happeid [äädikhape —  $\text{H}(\text{CH}_3\text{COO})$ , väävlishape —  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ] 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:*



Kirjutame tähtsamate hapete valemid:



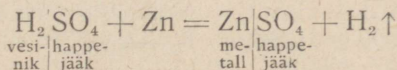
Nendest valemitest nähtub:

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 ülalloodud valemities on vesinikust eraldatud püstkriipsuga ( $\text{Cl}$  — soolhappe juures,  $\text{NO}_3$  — lämmastikhappe juures,  $\text{SO}_4$  — väävelhappe juures), nimetatakse h a p p e j ä ä g i k s ehk -r a d i k a a l i k s.

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

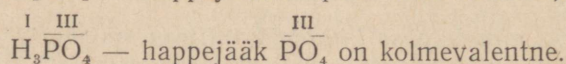
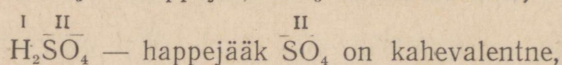
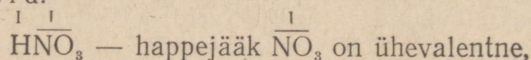


Enamiku uuritud keemiliste reaktsioonide puhul happejäägid ei lagune aatomiteks, vaid ühinevad tervikuna metallide aatomitega,

moodustades soolaid, 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 aatomit vesinikku või kaks aatomit ühevalentset metalli (või ühe kahevalentse metalli aatomi), siis on ta kahevalentne jne.

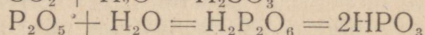
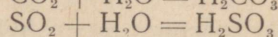
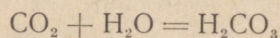
Näiteid:



Ühevalentse happejäägiga happeid nimetatakse ühealuselisteks, kahevalentse happejäägiga happeid — kahealuselisteks jne. Happealuselisuse määrab vesiniku aatomite arv, mida saab happes asendada metalliaatomitega 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:

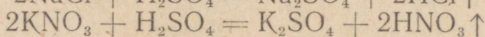
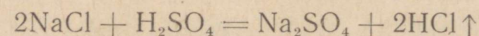


On olemas hapete anhüdriidid, mis veega otseselt ei ühine. Näiteks ränihappe anhüdriid ( $\text{SiO}_2$ ). Seetõttu saadakse neile anhüdriididele vastavaid happeid ainult kaudsel teel.

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

Happed jagunevad hapnikku sisaldavateks ja hapnikku mittes sisaldavateks hapeteks. Hapnikku sisaldavate hapete näidetena võib esitada vävelhapet ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), lämmastikhapet ( $\text{HNO}_3$ ) ja teisi, kuna hapnikku mittes sisaldavate hapete näidetena võib tuua soolhapet ( $\text{HCl}$ ) ja teisi.

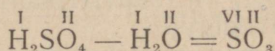
Teine happe saamise viis seisab selles, et soolasse toimitakse püsivate ja mittelenduvate hapetega. Näiteks:



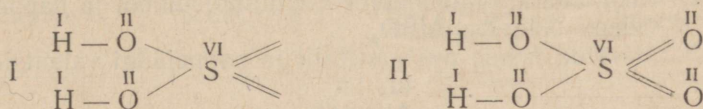
Nimetatud reaktsioonidest võtab osa neli ainet: kaks lähteainet ja kaks saadud ainet. Nende eraldamine on antud juhul võimalik sellepärast, et hapetel on erinevad keemise temperatuurid, mistõttu

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 mittemetalli valentsi. Mittemetalli valentsi leidmiseks tuleb happe valemist tuletada anhütriidi valem ja anhütriidi valemi järgi määrata mittemetalli valents. Näiteks:



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



#### 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 anhütriidiks?
7. Mida nimetatakse happejäägiks?
8. Mida nimetatakse neutraliseerimiseks? Anda seletus ja tuua näiteid.
9. Nimetada järgmiste soolade koostisse kuuluvate happejääkide valents: KCl, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, NaJ, Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>, KMnO<sub>4</sub>, AgNO<sub>3</sub>.
10. Kirjutada happe anhütriidide valemid, mis vastavad järgmistele hapetele: lämmastikhape — HNO<sub>3</sub>, soolhape — HCl, fosforhape — H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, fluorvesinikhape — HF, väävelhape — H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.
11. Kui palju raudsulfaati (FeSO<sub>4</sub>) võib saada väävelhappe reageerimiselt 100 grammi rauaga?
12. Soolhappele lisati 20 g naatriumhüdroksüüdi. Mitu grammi soola (missugust) tekkis?

## § 5. Soolad.

*Soolad on liitained, millede molekulid koosnevad metalli aatomitest ja happejäägist.*

Soolade nimetused tuletatakse hapete ladinakeelsetest nimedest, mille ette lisatakse metalli nimetus. Näiteks, väävelhappe soolasisid nimetatakse sulfaatideks (*Acidum sulfuricum*'i järgi), lämmastikhappe soolasisid nimetatakse nitraatideks (*Acidum nitricum*'i järgi), süsihappe soolasisid nimetatakse karbonaati-

deks (*Acidum carbonicum*'i järgi), fosforhappe soolasid nimetatakse fosfaatideks (*Acidum phosphoricum*'i järgi), soolhappe soolasid nimetatakse kloriidideks (*Acidum hydrochloricum*'i järgi).

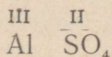
Muutuva valentsiga metallide soolade nimetused tuletatakse seliselt, et metalli nimetuse järele soola nimetuses asetatakse sulgudes metalli valents selles soolas rooma numbriga. Näiteks,  $\text{FeSO}_4$  — raud(II) sulfaat,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  — raud(III) sulfaat,  $\text{CuCl}$  — vask(I)-kloriid,  $\text{CuCl}_2$  — vask(II) kloriid.

Soola valemi võib koostada metalli aatomi ja happejäagi valentsi järgi. Happejäagi vaadeldakse kui tervikut ja soolade valemities, mis sisaldavad mitut happejäagi, asetatakse ta sulgudesse ning sulu juurde paremale alla kirjutatakse arv, mis näitab soola koostisesse kuuluvate happejäakide arvu. Näiteks:  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  jne.

Soolade valemite koostamise reeglid on järgmised:

1. Kirjutada kõrvuti metalli keemiline sümbol ja happejäagi valem. Näiteks:  $\text{AlSO}_4$ .

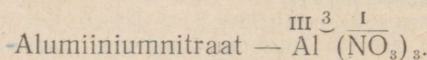
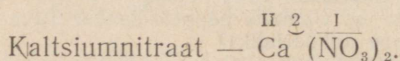
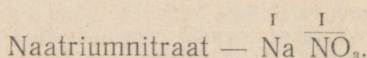
2. Märkida nende peale metalli ja happejäagi valentsid



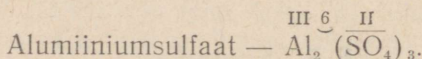
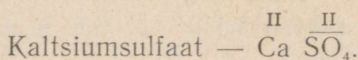
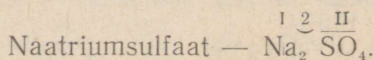
3. Vähima ühiskordse kaudu leida indeksid:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

Näiteid mõningate soolade valemite koostamise kohta.

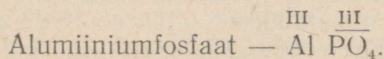
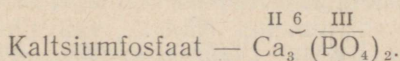
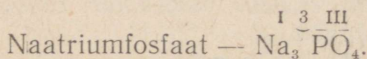
L ä m m a s t i k h a p p e ( $\text{HNO}_3$ ) soolad (happejäak on  $\overset{\text{I}}{\text{NO}_3}$ ):



V ä ä v e l h a p p e ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) soolad (happejäak  $\overset{\text{II}}{\text{SO}_4}$ ):



F o s f o r h a p p e ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) soolad (happejäak on  $\overset{\text{III}}{\text{PO}_4}$ ):



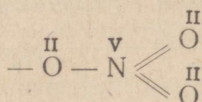
Vaatleme soolade nimetust alljärgnevas tabelis.

Happe valem ja nimetus	Happejääk	Soola valem ja rahvusvaheline nimetus	Soola tavaline nimetus
$H_2SO_4$ väävelhape	$\frac{II}{SO_4}$	$Na_2SO_4$ Naatriumsulfaat	Väävelhapu naatrium
$H_2SO_3$ väävlishape	$\frac{II}{SO_3}$	$K_2SO_3$ Kaaliumsulfit	Väävlishape kaalium
$H_2CO_3$ süsihape	$\frac{II}{CO_3}$	$MgCO_3$ Magneesiumkarbonaat	Süsihape magneesium
$H_2SiO_3$ ränihape	$\frac{II}{SiO_3}$	$CaSiO_3$ Kaltsiumsilikaat	Ränihapu kaltsium
$HNO_3$ lämmastikhape	$\frac{I}{NO_3}$	$Al(NO_3)_3$ Alumiiniumnitraat	Lämmastikhapu alumiinium
$HPO_3$ metafosforhape	$\frac{I}{PO_3}$	$NaPO_3$ Naatriummetafosfaat	Metafosforhape naatrium
$H_3FO_4$ ortofosforhape <sup>1</sup>	$\frac{III}{PO_4}$	$Ca_3(PO_4)_2$ Kaltsiumortofosfaat ehk kaltsiumfosfaat	Ortofosforhape kaltsium ehk fosforhape kaltsium
$HCl$ soolhape	$\frac{I}{Cl}$	$FeCl_3$ Raud(III)kloriid	Kloorraud(III)
$H_2S$ väävelvesinikhape	$\frac{II}{S}$	$Na_2S$ Naatriumsulfiid	Väävelnaatrium

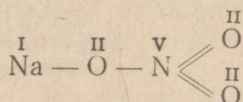
<sup>1</sup> Ortofosforhapet nimetatakse tavaliselt lihtsalt fosforhappeks.

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

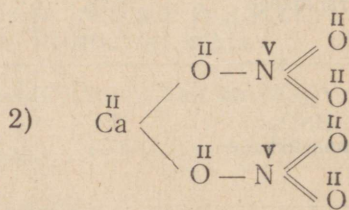
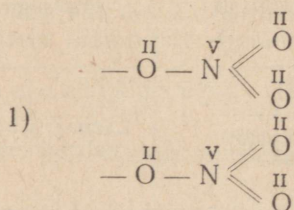
Näide 1. Koostada naatriumnitraadi ( $\text{NaNO}_3$ ) struktuurvalem. Selleks kirjutada alguses happejäägi  $\text{NO}_3$  struktuurvalem:



Seejärel küllastada hüdroksüülrühmas oleva hapniku aatomi valentsi naatriumi aatomiga:



Näide 2. Koostada  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  struktuurvalem:



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

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

a) happe vesiniku aatomite täielikul asendamisel naatriumi aatomitega saadakse naatriumsulfaat ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ), mida nimetatakse neutraalseks soolaks;

b) happe vesiniku osalisel asendamisel naatriumi aatomitega saadakse sool valemiga  $\text{NaHSO}_4$ , 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:  $\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$

*Hapuks soolaks* nimetatakse soola, mis tekib happe vesiniku aatomite osalisel asendamisel mingisuguse metalli aatomitega. Näiteks:  $\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{NaHSO}_4$

Hapu soola nimetuse saamiseks asetatakse vastava soola nimetuses esineva metalli nime järele sõna «hüdros»<sup>1</sup>. Näiteks:

naatriumsulfaat —  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  (neutraalne sool),  
 naatriumhüdrosulfaat —  $\text{NaHSO}_4$  (hapu sool),  
 naatriumkarbonaat —  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (neutraalne sool),  
 naatriumhüdrokarbonaat —  $\text{NaHCO}_3$  (hapu sool).

Hapude soolade vananenud nimetus moodustati silbi «bi» abil. Näiteks: naatriumbisulfaat ( $\text{NaHSO}_4$ ), naatriumbikarbonaat ( $\text{NaHCO}_3$ ).

Hapused soolad võivad anda ainult kahe- ja enam aluselised happed, nagu väävelhape ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), fosforhape ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ), süsihape ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) jt. Üheauselised happed — soolhape ( $\text{HCl}$ ), lämmastikhape ( $\text{HNO}_3$ ) jt. hapused soolad ei anna.

Näidised mõnede hapude soolade nimetused:

Soola valem	Keemias kasutatav nimetus	Tavaline nimetus
$\text{NaHSO}_4$ $\text{NaHSO}_3$ $\text{NaHCO}_3$	naatriumhüdrosulfaat naatriumhüdrosulfit naatriumhüdrokarbonaat	hapu väävelhapu naatrium hapu väävlisnapu naatrium hapu süsihapu naatrium

Soolade omadused. Soolad on tahked kristallilised ained. Suurem osa Maa koorest koosneb mitmesuguste hapete sooladest. Jõgede ja mere vesi sisaldab lahustunud soolad. Soolad leidub kõikides, nii loom- kui ka taimorganismide koostises. Soolade lahustuvus on mitmesugune. Järgnevas tabelis on toodud üldised andmed tähtsamate soolade lahustuvuse kohta.

Tähtsamate soolade lahustuvus vees.

Happe nimetus	Soolade lahustuvus
Lämmastikhape ( $\text{HNO}_3$ )	Kõik soolad on vees lahustuvad.
Soolhape ( $\text{HCl}$ )	Enamik sooladest on vees lahustuvad. Lahustumatud on $\text{AgCl}$ , $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ . Vähe lahustub $\text{PbCl}_2$ .
Väävelhape ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )	Enamik sooladest on lahustuvad. Lahustumatud on $\text{BaSO}_4$ , $\text{PbSO}_4$ . Väga vähe lahustub $\text{CaSO}_4$ .
Süsihape ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ )	Lahustuvad on ainult naatriumi ja kaaliumi soolad.
Fosforhape ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ )	Lahustuvad on ainult naatriumi ja kaaliumi soolad.
Väävelvesinikhape ( $\text{H}_2\text{S}$ )	Lahustuvad on ainult naatriumi, kaaliumi, magneesiumi ja baariumi soolad. Vähe lahustub $\text{CaS}$ .

<sup>1</sup> «Hüdros» on vesiniku ladinakeelse nimetuse *hydrogenium* lühend, seetõttu on hapude soolade tähistamisel «hüdros» asemel kasutatud ka sõna «vesinik», näiteks naatriumvesiniksulfaat ( $\text{NaHSO}_4$ ), naatriumvesinikkarbonaat ( $\text{NaHCO}_3$ ).

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

Vaatleme järgmisi reaktsioone.

1. Metallide toime sooladesse. Vaba metall võib soolas asendada teist metalli, mis on ühenduses happejäägiga. Näiteks toimides rauaga vasksulfaadi lahusesse, tõrjub raud vase sellest soolast välja, moodustades uue väävelhappe soola — raud(II)-sulfaadi:



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 mistahes metalli aatomi tema soolast välja tõrjuda, vaid see toimub teatud kindla seaduspärasuse järgi. Nagu teada algab metallide keemilise aktiivsuse rida

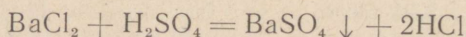
K Na Ca Mg Al Zn Fe Sn Pb H Cu Hg Ag Pt Au

aktiivseimate metallidega ja lõpeb vähim 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 vastastikune toime hapete, aluste ja teiste sooladega vesilahustes.

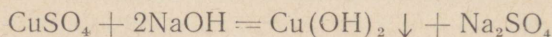
Lahustes soolade ja hapete või aluste või teiste soolade vahel toimuvate reaktsioonide olemus seisab selles, et happejäägid vahetavad kohti kas omavahel või hüdroksüülrühmaga.

Nii näiteks toimub väävelhappe mõjul baariumkloriidile ( $\text{BaCl}_2$ ) happejääkide  $\overset{\text{II}}{\text{SO}_4}$  ja  $\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$  vahetus. Reaktsiooni tulemusena saame baariumsulfaadi ja soolhappe:



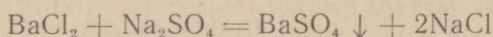
See reaktsioon iseloomustab soolade omadusi ja on hapete ning lahustumatute soolade saamise viisiks.

Vasksulfaadi reageerimisel naatriumhüdroksüüdiga toimub koh-tade vahetus happejäägi  $\overset{\text{II}}{\text{SO}_4}$  ja hüdroksüülrühma  $\overset{\text{I}}{\text{OH}}$  vahel, mille tulemusena saame uue soola — naatriumsulfaadi ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) — ja uue metallhüdroksüüdi — vask(II)hüdroksüüdi [ $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ]:



Selliseid reaktsioone kasutatakse soolade ja peamiselt lahustumatute aluste saamiseks.

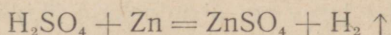
Soolade vahel toimuva reaktsiooni puhul vahetavad kohti happesäägid, kusjuures tekivad uued soolad. Nii näiteks baariumkloriidi ( $\text{BaCl}_2$ ) ja naatriumsulfaadi ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) vahelise reaktsiooni tulemusena saadakse baariumsulfaat ( $\text{BaSO}_4$ ) ja naatriumkloriid ( $\text{NaCl}$ ):



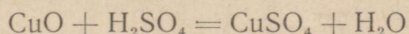
Reaktsioonil tekib uusi aineid siis, kui üks saadavatest ainetest eraldub reaktsiooni keskkonnast kas gaasina või sademena, või kui reaktsioonil tekivad vee molekulid.

Soolasid võib saada:

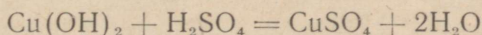
1) hapete toimel metallidesse. Happe toimega metallidesse tutvusime juba hapete puhul. Näiteks:



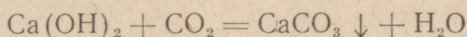
2) hapete toimel aluselistesse oksüüdidesse. Seda reaktsiooni kasutatakse sageli nende metallide puhul, mis ei tõrju vesiniku aatomeid otseselt hapest välja. Näitena võib tuua happe toime vask(II)oksüüdidesse:



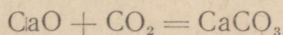
3) hapete toimel alustesse. Sel teel saadakse väga paljusid soolasid, kusjuures hapetega reageerivad mitte ainult vees lahustuvad alused, vaid ka lahustumatud. Näiteks toimides väevahpaga vees lahustumatusse vask(II)hüdrosüüdidesse saame vasksulfaadi:



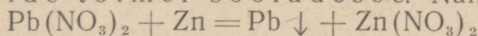
4) hapete anhüdriidide toimel alustesse. Selliseks reaktsiooniks on näiteks süsihappegaasi toime lubjavesse, millega me eespool juba sageli kokku puutusime. Lubjavee sogane mist põhjustab lahustumatu kaltsiumkarbonaadi tekkimine:



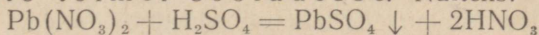
5) hapete anhüdriidide toimel aluselistesse oksüüdidesse, s. t. mittemetallide oksüüdide ja metallide oksüüdide vastastikusel reageerimisel. Näiteks süsihappegaas võib otseselt ühineda kaltsiumoksüüdiga, moodustades kaltsiumkarbonaadi:



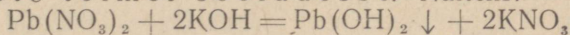
6) metallide toimel sooladesse. Näiteks:



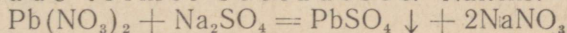
7) hapete toimel sooladesse. Näiteks:



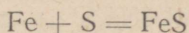
8) aluste toimel sooladesse. Näiteks:



9) soolade toimel sooladesse. Näiteks:



10) metallide otsesel ühinemisel mittemetallidega. Näiteks:



Vävelrauda võib vaadelda kui vävelvesinikhappe ( $\text{H}_2\text{S}$ ) soola.

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

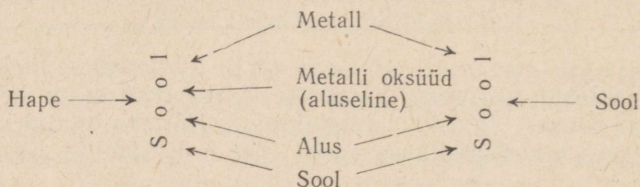
Kokku võttes me näeme, et oksüüdide, aluste, hapete ja soolade vahel on olemas vastastikune seos, mis on kujutatud allpool toodud skeemidel.

Tundma õpitud anorgaaniliste ainete klassid on omavahel tihedas seoses.

Võib kindlaks teha terve rea üleminekuid ühtedelt ühendite klassidelt teistele.

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

Skeem 1.



Skeem 2.



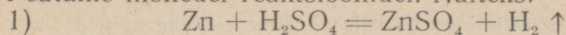
Esimene skeem näitab, et soolaid võib saada ka mingisuguse teise soola happejäägi ühinemisel metalliga kas vabas olekus või mõne aluse või kolmanda soola koostises. Soola võib saada ka metalli, metalli oksüüdi, aluse ja mõne teise soola toimel happesse.

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

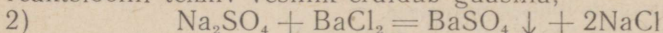
## § 6. Pöörduvad ja pöördumatud keemilised reaktsioonid.

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.

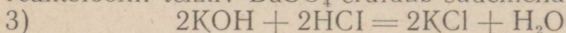
Peatume mõnedel reaktsioonidel. Näiteks:



reaktsioonil tekivad vesinik eraldub gaasina;



reaktsioonil tekivad  $BaSO_4$  eraldub sademena;



reaktsioonil tekib vesi.

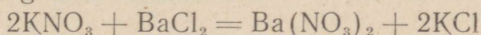
Toodud reaktsioonidest nähtub, et ühel juhul üks reaktsiooni saadustest ( $H_2$ ) eraldub keemilise reaktsiooni keskkonnast gaasina, teisel juhul aga sademena ( $BaSO_4$ ) kuna kolmandal tekkis vesi ( $H_2O$ ) — neutraliseerimisreaktsioon.

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

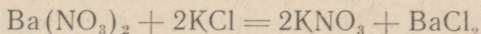
*lõpuni minevaid reaktsioone nimetatakse pöördumatuteks.*

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:



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:



Seega toimub sel juhul lahuses samaaegselt kaks reaktsiooni, s. t. nii otsene kui ka pöörduv.

*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 saagist, s. t. toodetava aine kogust.

Selleks, et kasutada vahetusreaktsiooni soolade, hapete ja aluste saamiseks, peab tingimata teadma nõutud reaktsioonisaaduste lahustuvust vees. Andmed soolade ja aluste lahustuvuse kohta vees on toodud õpiku lõpus olevates tabelites.

### Kordamisküsimusi.

1. Missuguseid aineid nimetatakse sooladeks? Tuua soolade näiteid.
2. Tuua mõnede teile tuntud soolade saamisviiside näited.
3. Nimetada soolade üldised omadused.
4. Missuguse happe soolad on kõik lahustuvad?
5. Missuguste hapete soolad on enamikus lahustumatud?
6. Kuidas nimetatakse soola  $\text{CuSO}_4$ ?
7. Missuguse happe sool on põrgukivi ( $\text{AgNO}_3$ )? Kirjutada selle happe magneesiumisoola valem.
8. Mitu grammi hõbekloriidi ( $\text{AgCl}$ ) võib sadestada lahusest, mis sisaldab 0,1 g-moli hõbenitraati ( $\text{AgNO}_3$ )?
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  $\rightarrow ? + ?$
  - 2) baariumkloriid + naatriumkarbonaat  $\rightarrow ? + ?$
  - 3) seatinitraat + naatriumkarbonaat  $\rightarrow ? + ?$
  - 4) naatriumsulfaat + seatinitraat  $\rightarrow ? + ?$
  - 5) kaltsiumnitraat + naatriumkarbonaat  $\rightarrow ? + ?$
  - 6) tsinkkloriid + naatriumkarbonaat  $\rightarrow ? + ?$
  - 7) vasknitraat + naatriumkarbonaat  $\rightarrow ? + ?$
  - 8) naatriumfosfaat + magneesiumnitraat  $\rightarrow ? + ?$
  - 9) naatriumkloriid + kaaliumnitraat  $\rightarrow ? + ?$
  - 10) kaaliumkloriid + magneesiumsulfaat  $\rightarrow ? + ?$
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)<sup>1</sup>. 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.

**Füüsikalised omadused.** Värskest 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. Aurutaolise naatriumi molekulid koosnevad ainult ühest aatomist. Naatrium on keemiliselt väga aktiivne metall. Ta põleb õhu käes kollase leegiga, samuti värvivad ka naatriumühendid leegi kollaseks (joon. 8). Leegi kollane värvus on seega keemilistes ühen-

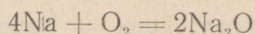
<sup>1</sup> Frantsium on kunstlikult saadud keemiline element.

dites naatriumi olemasolu tunnuseks.

Naatriumireageerimine hapnikuga. Metalliline naatrium oksüdeerub õhu käes väga kergesti, mistõttu värskelt lõigatud naatriumitüki pind muutub kiiresti tuhniks. Viimane asjaolu näitab, et naatrium ühineb vahetult õhuhapnikuga, kusjuures tekib naatriumoksüüd ( $\text{Na}_2\text{O}$ ). Kiirel 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 naatriumhüdrosüüdist ja soodast.

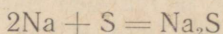
Naatriumi põlemisel hapnikku sisaldavas purgis tekib valge tahke aine («valge suits»), mis sadestub purgi seintele ja koosneb naatriumoksüüdist.

Naatrium oksüdeerub järgmise keemilise reaktsiooni võrrandi kohaselt:

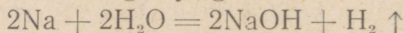


Naatriumi reageerimine väävliga. Naatrium ühineb väga kergesti väävliga, samuti ka kloori, joodi, fosfori ning paljude teiste mittemetallidega.

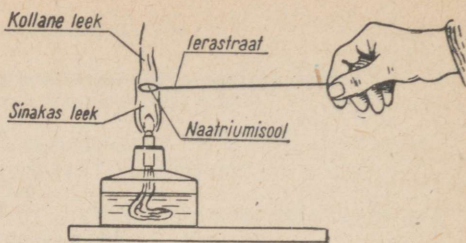
Näiteks, kui uhmrisse asetada väävlipulbrit ja lisada sinna väike tükike naatriumi, siis juba nuiaga segamisel naatrium ühineb kergesti väävliga, andes seejuures naatriumsulfiidi:



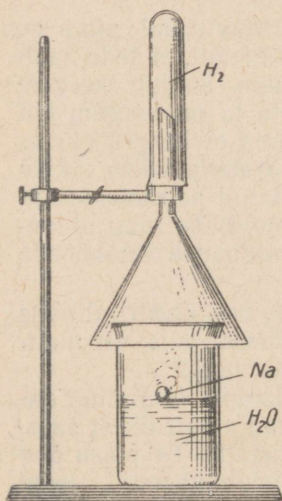
Naatriumi reageerimine vee-ga. Vette visatud naatriumitükike (joon. 9) ujub veepinnal ja reageerib energiliselt sellega, seejuures eraldub vesinik ja tekib naatriumhüdrosüüd, mis lahustub vees. Reaktsioon kulgeb järgmiselt:



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 naatriumhüdrosüüdiks, mis on



Joonis 8. Leek värvub kollaseks naatriumisoolast.



Joonis 9. Naatriumi reageerimine veega.

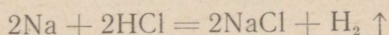
nähtav vedelikus olevate viirgudena. Lõpuks kleepub naatriumitükike tavaliselt klaasnõu seina külge. Seejuures naatriumi temperatuur tõuseb sellisel määral, et ta süttib põlema ja pritsub laiali.

Kui vette visatud naatriumitükike ei ole pinnalt naatriumhüdrosüüdist 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 sellest, et põleva naatriumi tükikesed satuksid nahale, sest naatrium võib põhjustada raskesti paranevaid haavu. Seepärast äärmiselt ettevaatus! Soovivat 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, millega on kaetud alumine katseklaas (joon. 10). Kogutud vesinik süüdatakse seejärel põlema.

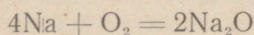
Naatriumi reageerimine soolhappega kulgeb järgmise keemilise reaktsiooni võrrandi kohaselt:



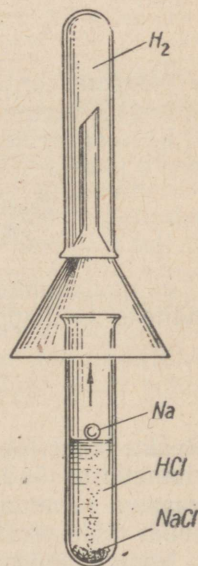
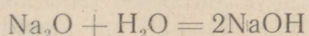
**Naatriumi kasutamine.** Metallilist naatriumi, mida saadakse sulanud naatriumkloriidi või naatriumhüdrosüüdi elektrolüüsimisel, kasutatakse laialdaselt lähteainena mitmesuguste ainete kunstlikul valmistamisel ja laboratoorses praktikas.

## 2. Naatriumi ühendid.

**Naatriumoksüüd ( $\text{Na}_2\text{O}$ ).** Naatriumi oksüdeerimisel või põlemisel hapnikus tekib naatriumoksüüd:

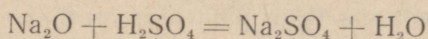
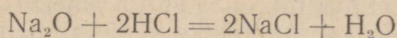


Naatriumoksüüd on valge tahke aine ning tüüpiline aluseline oksüüd. Naatriumoksüüd reageerib energiliselt veega, moodustades seejuures naatriumhüdrosüüdi ehk sööbenaatriumi:



Joonis 10.  
Naatriumi reageerimine soolhappega.

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

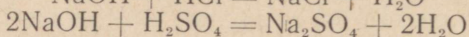
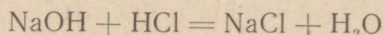


**Naatriumhüdrosüüd (NaOH).** Naatriumhüdrosüüd on valge tahke aine, mis sulab temperatuuril  $328^\circ$ . Ta ei lagune kuumutamisel ja on seetõttu püsivaks keemiliseks ühendiks. Naatriumhüdrosüüd on äärmiselt hügrokoopne aine, mistõttu ta õhust niiskust neelates veeldub. Seepärast tuleb naatriumhüdrosüüdi hoida hermeetiliselt suletavates nõudes.

Keemiliste omaduste poolest on naatriumhüdrosüüd tüüpiline alus. Ta lahustub vees väga hästi, andes tugeva leelise, kusjuures lahustumine on seotud suure soojushulga eraldumisega. Naatriumhüdrosüüdi vesilahusel on tugev leelisene reaktsioon, lakmus värvub temas siniseks, fenoolftaleiin aga vaarikipunaseks.

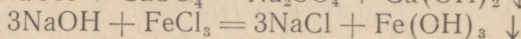
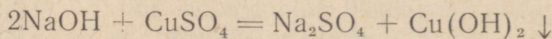
Olles hästi lahustuv ja tugev alus, ühineb naatriumhüdrosüüd keemiliste reaktsioonide puhul energiliselt kõikide hapetega ning paljude sooladega ja hapete anhüdriididega. Nii näiteks:

a) neutraliseerimise reaktsioonide puhul reageerib naatriumhüdrosüüdilahus silmapilkselt hapete lahustega, moodustades seejuures soola ja vee:

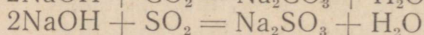
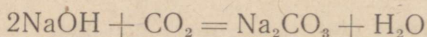


Neutraliseerimise reaktsioonil eraldub rohkesti soojust, milles on võimalik veenduda katse puhul;

b) reageerides soolade lahustega annab naatriumhüdrosüüd soola ja aluse:



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

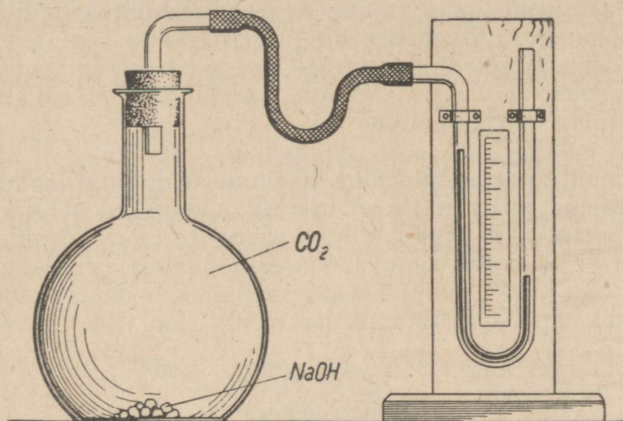


Reaktsioonil tekivad vastava happe sool ja vesi. Seepärast naatriumhüdrosüüd reageeribki lahtiselt seistes õhus oleva süsihappegaasiga ja annab naatriumkarbonaadi, mille tõttu naatriumhüdrosüüdi tükid pealt kattuvad koheda soodakihiga.

Naatriumhüdrosüüdi reageerimist süsihappegaasiga on võimalik demonstreerida järgmiselt.

Süsihappegaasiga täidetud kolbi (joon. 11) paigutatakse mõned naatriumhüdrosüüdi tükid. Seejärel suletakse kolb korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru, mis kummivooliku abil on ühendatud mano-

meetriga. Kolvi raputamisel hakkab vedelik manomeetri vasakus toruharus tõusma, mis viitab sellele, et süsihappegaas astub reaktsiooni naatriumhüdroksüüdiga, mille tagajärjel kolvis tekib hõren-  
 dus.



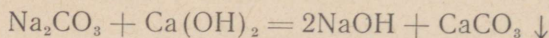
Joonis 11. Süsihappegaasi reageerimine naatriumhüdroksüüdiga.

Tugevate leelisest omaduste tõttu mõjub naatriumhüdroksüüd hävitavalt paljudele orgaanilistele ainetele, seetõttu nimetatakse teda ka sööbenaatriumiks. Naatriumhüdroksüüdi ja ta lahuse toimed hävivad nahk, puit, paber, eriti kergesti aga vill ja siid ning mitmed teised ained. Naatriumhüdroksüüd seabistab 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); pärast seda katta õlis niisutatud lapiga. Tavaliselt leelised 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 keemia laboratooriumides ja keemiatööstuses. Eriti suurtes kogustes tarvitatakse teda naftatööstuses bensiini, petrooleumi ja teiste naftasaaduste puhastamiseks happelistest lisanditest, edasi seebitööstuses seebi-keetmisel, paberitööstuses, tehissiidi (viskoossiidi) valmistamisel ja teistes tööstusharudes.

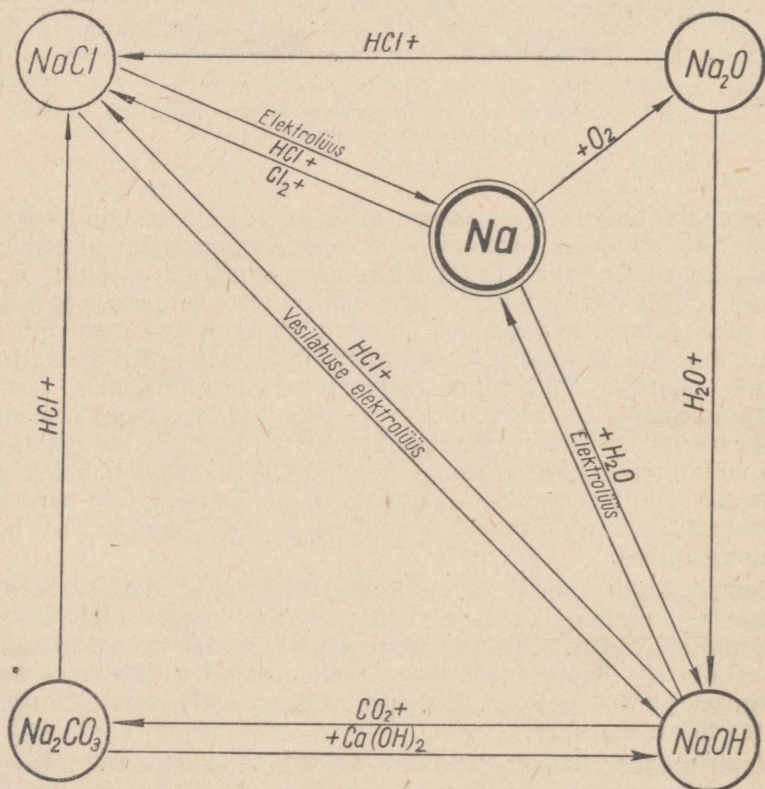
Naatriumhüdroksüüdi saadakse tööstuses suurtes kogustes kas sooda reageerimisel lubjaga või naatriumkloriidi vesilahuse elektro-  
 lüüsimisel.

Kuni tänapäevani kasutatakse laialdaselt veel naatriumhüdrosüüdi valmistamise vana menetlust, s. t. soodalahuse keetmist kustutatud lubja lahusega:



Pärast reaktsiooni lõppu valatakse naatriumhüdrosüüdilahus kaltiumkarbonaadi sademelt ära ning aurustatakse vesi, keetes lahust malmkateldes. Seejärel sulatatakse saadud naatriumhüdrosüüd ja valatakse plekknõudesse. Müügil on ta kas seebikivi või kaustilise sooda nime all.

**Tähtsamad naatriumiühendid ja nende leidumine looduses.** Eespool käsitletud naatriumi keemilistest omadustest selgus, et naatrium on keemiliselt väga aktiivne element. Oma keemilise aktiivsuse tõttu ei leidu naatriumi looduses vabas olekus. Ühenditena on naatrium aga laialt levinud, sest naatrium moodustab soolasid kõikide tuntud hapetega. Enamik naatriumi soolasid lahustub hästi

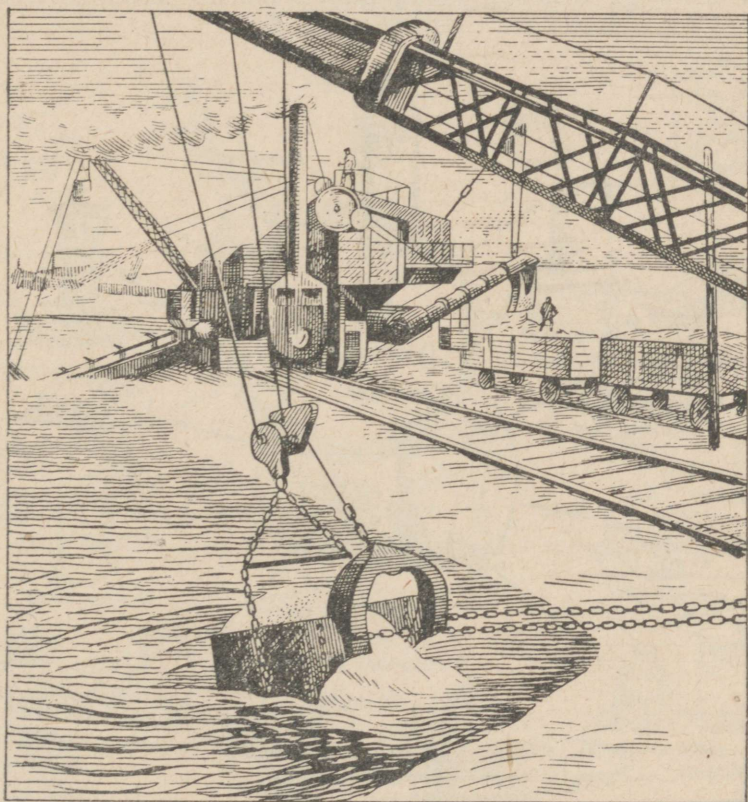


Joonis 12. Naatrium ja tema ühendid.

vees, 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 ( $\text{NaCl}$ ), mirabüliit ( $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ), sooda ( $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ) ja paljud teised.

Naatriumkloriid ( $\text{NaCl}$ ). Kõige enam levinud naatriumisoolaks on keedusool ehk kivisool (naatriumkloriid). Ta kujutab endast soolase maitsega värvusetat kristalle. Peenestatud olekus näib ta valgena. Naatriumkloriidi sisaldub lahustunud olekus merevees ning soolajärvede ja -allikate vetes. Merevesi sisaldab 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 (joon. 13).



Joonis 13. Keedusoola mehhaniseeritud tootmine.

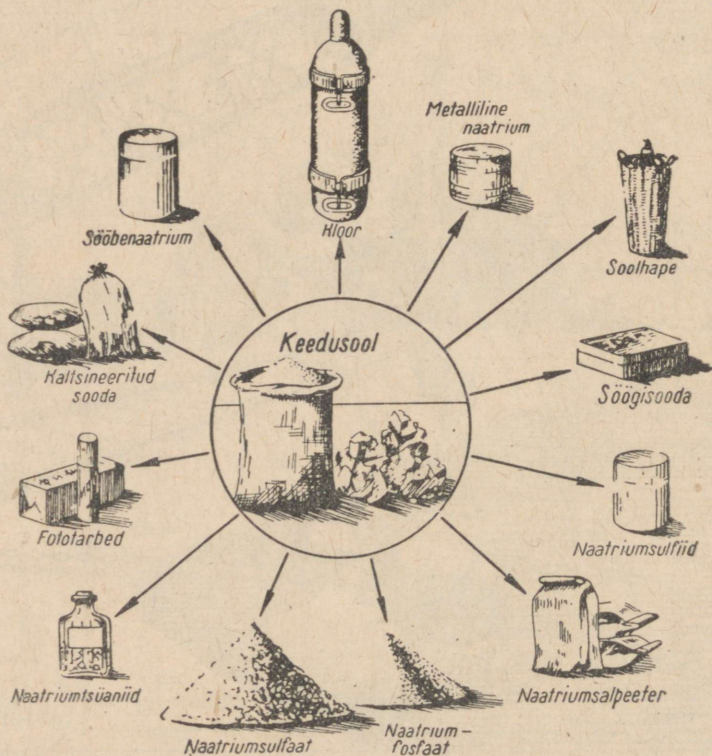
Mere- ja soolaallikate veest toodetakse naatriumkloriidi kas aurustamise teel päikese soojuse abil (soojadel maadel) või külmutamise teel (külmades maades või talvel).

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

NSV Liidul on olemas ammandamatud kivisoolavarud. Rikkalikumad lademed on Solikamski lademed Molotovi oblastis, Iletski lademed Lõuna-Uraalis, Nahitševani lademed Kaukaasias, Artemovski lademed Ukraina NSV-s.

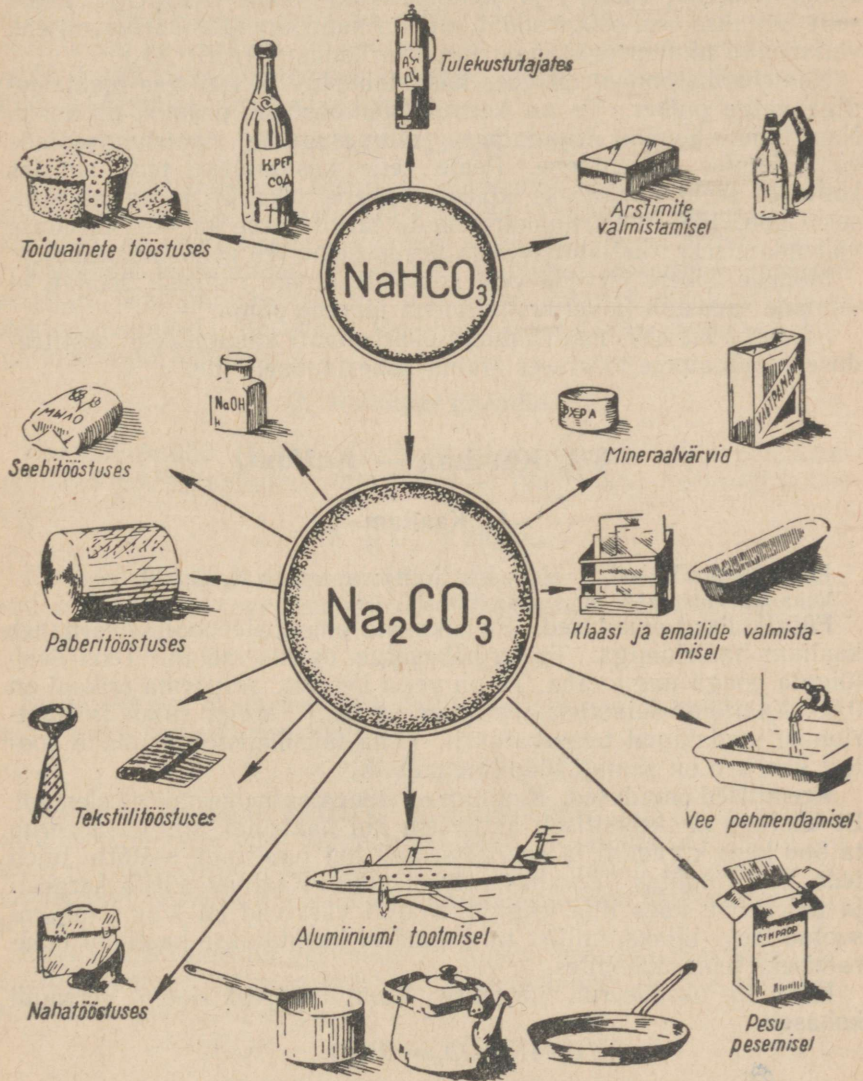
Naatriumkloriidi kasutatakse laialdaselt rahvamajanduses. Ta on esimese järgu tähtsusega tarbeaineks, teda vajatakse toiduvalmistamisel, toiduainete (liha, kala, koorevõi jne.) konservimisel. Naatriumkloriidi kasutatakse suurtes kogustes keemiatööstuses naatriumhüdroksüüdi, soolhappe, kloori, metallilise naatriumi ja teiste ainete saamise toorainena (joon. 14).

Naatriumsulfaat ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ). Naatriumsulfaat on valge, mõru maitsega kristalliline aine. Vesilahustes kristalliseerub ta



Joonis 14. Keedusoolast saadavad tooted.

kristallhüdraadina  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  ja nimetatakse sel puhul glaubri-soolaks (keemik Glauber'i järgi). Looduslikku glaubrisoola nimetatakse aga mirabüliidiks. Naatriumsulfaati leidub merevees, eriti palju on teda Kara-Bogazi lahe vees, kus tema varusid hinnatakse miljardite tonnideni. Temperatuuri alanemisel talvel eraldub naatriumsulfaat määratus koguses Kara-Bogazi lahe veest ja uhetakse



Joonis 15. Sooda kasutamine.

mirabüliidina lainetega kaldale. NSV Liidul on väga suured naatriumsulfaadivarud ning tal on selles esikoht maailmas.

Naatriumsulfaati kasutatakse laialdaselt rahvamajanduses, näiteks sooda ja naatriumsulfiidi ( $\text{Na}_2\text{S}$ ) tootmisel, klaasi valmistamisel jne.

**Naatriumkarbonaat** ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ). Üldise nime all «soda» tuntakse kahte naatriumkarbonaati: kristalliline sooda ehk pesusooda ( $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ) ja kaltsineeritud sooda ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ). Peale selle tuntakse veel söögisoodat, mis on naatriumhüdrokarbonaat ehk vananenud nimetusega «naatriumbikarbonaat» ( $\text{NaHCO}_3$ ).

Naatriumkarbonaat on vees hästi lahustuv ja leelise reaktsiooniga valge pulber. Ta on keemia põhitööstuse peamisi produkte. Naatriumkarbonaati kasutatakse mitmesuguste naatriumisoolade valmistamise lähteainena. Peale selle kasutatakse teda suurtes kogustes seebi keetmiseks, klaasi-, paberi-, tekstiili- ja naftatööstuses (joon. 15). Naatriumkarbonaati tarvitatakse ka vee kareduse vähendamiseks (katlatoitevee ja pesupesemisvee pehmemdamine).

Mõnede Siberi järvede vesi sisaldab niivõrd rohkesti soodat, et viimane sadestub talvel kristallidena järvede põhja.

Söögisoodat ehk naatriumhüdrokarbonaati kasutatakse arstiteaduses, toiduainete tööstuses (taina kobestamisel) jne.

## § 2. Kaalium — *Kalium*.

### 1. Kaalium.

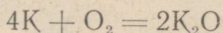
Keemiline sümbol K (loe: kaalium); aatomkaal 39,100.

Vaba kaaliumi saadi esmakordselt aastal 1807.

**Füüsikalised omadused.** Füüsikaliste omaduste poolest sarnaneb kaalium naatriumiga. Ta on hõbevalge pehme metall. Teda saab lõigata noaga nagu vaha. Ta on veest kergem, sest tema erikaal on 0,86. Kaaliumi sulamistemperatuur on  $63,5^\circ$ , 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 kaaliumi soolad leegi lillaks, millist tunnusmärki kasutatakse kaaliumi määramiseks tema ühendites.

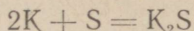
Kaalium oksüdeerub järgmise keemilise reaktsiooni võrrandi kohaselt:



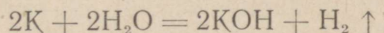
Kaalium ühineb samuti nagu naatrium otseselt teiste keemiliste elementidega, näiteks kloori, broomi, joodi, väevli ja paljude teiste

mitmetallidega, moodustades naatriumi ühenditega väga sarnaseid ühendeid.

Näiteks kaaliumi ühinemisel väevliaurudega tekib kaaliumsulfiid:



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:

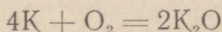


Reageerides hapetega tõrjub kaalium nendest vesiniku aatomid välja ning moodustab vastavaid soolaseid. Need reaktsioonid toimuvad isegi nii energiliselt, et kaalium süttib põlema ja pritsub laiali.

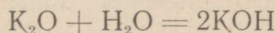
**Kaaliumi kasutamine.** Nüüdisajal saadakse metallilist kaaliumi sulanud kaaliumhüdroksüüdi, eriti aga sulanud kaaliumkloriidi elektrolüüsimisel. Metallilist kaaliumi kasutatakse peamiselt keemialaboratuuriumides.

## 2. Kaaliumi ühendid.

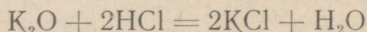
**Kaaliumoksüüd ( $K_2O$ ).** Kaaliumi oksüdeerumisel või põlemisel hapnikus tekib kaaliumoksüüd järgmise reaktsiooni võrrandi kohaselt:



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

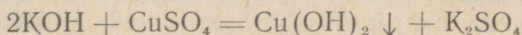
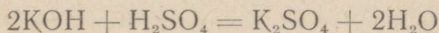


Soolatekitava oksüüdina reageerib kaaliumoksüüd kergesti hapetega, andes soola ja vee, näiteks:



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

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

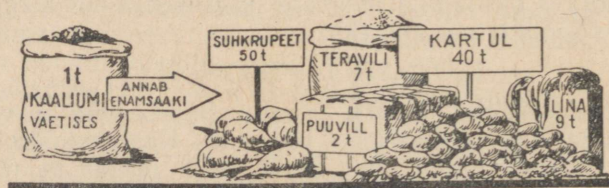


Kuna kaaliumhüdroksüüdi vesilahus on tugev leelis, toimib ta sööbivalt paljudesse orgaanilistesse ainetesse, mistõttu teda nimetatakse ka sööbekaaliumiks. Sarnaselt naatriumhüdroksüüdiga sööbib kaaliumhüdroksüüd nahka, seebistab rasvasid ja hävitab riiet (eriti villa ja siidi). Kaaliumhüdroksüüdi või selle lahust ei tohi puudutada paljaste kätega.

Kaaliumhüdroksüüdi saadakse kaaliumkloriidi vesilahuse elektrolyüsisel. 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, põldpaos jt. Kivimite porsumise tagajärjel tekivad lahustuvad kaaliumisoolad. Kaaliumisoolade leiukohti esineb suhteliselt harva. Tähtsamad looduslikud kaaliumiühendid on sülviniit ( $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ ), karnaliit ( $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ) ja kainiit ( $\text{MgSO}_4 \cdot \text{KCl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ), peale selle leidub kaaliumi taimede tuhas kaaliumkarbonaadi ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ) kujul.

Kaaliumi sooladel on suur tähtsus põllumajanduses. Kaalium kuulub nende keemiliste elementide hulka, mis on tarvilikud taimede toitumisel. Taimed ammutavad kaaliumisoolasid mullast. Kuid muldas 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 (joon. 16).



Joonis 16. Kaaliumi mõju saagi suurusele.

Kaaliumkloriid ( $\text{KCl}$ ) on vees hästi lahustuv valge kristalliline aine. Kaaliumkloriidi leidub looduses mineraalide sülvini ( $\text{KCl}$ ) ja sülviniidina ( $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ ). Nimetatud soolade lademeid leidub maakeral mitmel pool ja nad on kaaliväetiste saamise lähteaineks. Kaua aega olid ainsaks kaaliumisoolade allikaks Saksamaal

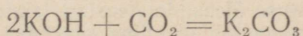
Stassfurti lähedal asuvad kaalisoolahademed, kust kaaliumkloriidi kui väetist veeti kõikidesse maailma maadesse.

Meie kodumaa territooriumil avastati juba 1916. a. Kaama jõe ülemjooksul Solikamski linna lähedal kaalisoolahademetega olemasolu. Kuid maa tehnilise mahajäämuse ja kapitalistliku korra tõttu ei võimaldatud teadlastele neid lademeid põhjalikult uurida. Olukord muutus alles pärast Suurt Sotsialistlikku Oktoobrirevolutsiooni. Maapõuevarade natsionaliseerimine võimaldas teostada nende laialdast uurimist ja kasutuselevõtmist. Et NSV Liidu sotsialistlikule põllumajandusele on kaaliväetised määratu suure tähtsusega, organiseeriti laialdasi geoloogilisi uurimistöid kaalisoolahademetega avastamiseks. Uurimistööd olid tulemusrikkad. Aastal 1926 avastasid akadeemik Kurnakov ja insener Preobraženski Solikamski ja Berezniki rajoonis kaalisoolahademeid, mis on maailma rikkamaid. Juba 1933. a. hakkas seal töötama tänapäeva moodsa tehnikaga varustatud suurim keemiakombinaat. Solikamski keemiakombinaat toodab kõrgeväertuslikku kaaliväetist ning varustab sellega meie kodumaa põllumajandust.

Peale selle avastati suuri kaalisoolahademeid veel Tškalovi linna läheduses Iletski soolamassiivides, Uraalis 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 kaalisoolahadete teistesse maadesse.

Kaaliumkarbonaat ehk potas ( $K_2CO_3$ ) on valge kristalliline aine, mis vees hästi lahustub. Teda leidub taimede tuhas. Suurimal määral sisaldub teda päevalilletuhas (ligikaudu 55%  $K_2CO_3$ ), väiksemal määral aga puutuhas. Tööstuslikus ulatuses saadakse teda peamiselt kaaliumhüdroksüüdilahuse neutraliseerimisel süsihappegaasiga:

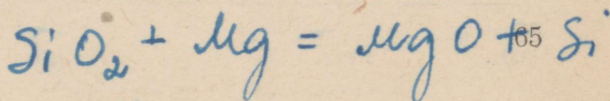


Kaaliumkarbonaati kasutatakse klaasitööstuses raskesti sulava klaasi saamisel ja seebitööstuses vedela seebi tootmisel, samuti ka mitmesuguste kaaliumisoolade valmistamiseks.

### 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.

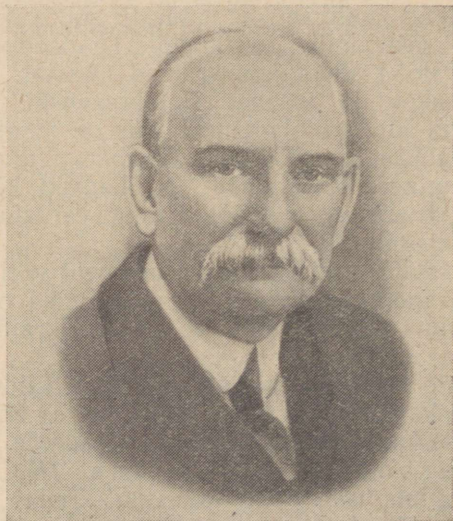
Aastal 1916 võttis Kurnakov osa ekspeditsiooni organiseerimisest Kara-Bogazi lahe juurde, et uurida selle soolavarude kasutamist naatriumsulfaadi tootmiseks. Tsaarivalitsus aga ei tundnud huvi Kurnakovi uurimiste vastu ega andnud talle vajalikku abi.



Aastal 1918 asutas Kurnakov Kara-Bogazi lahe uurimise komitee ning järgmisil aastail 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 kahtlematult leiduma kaalisoolalademeid, millel on mitte ainult teaduslik, vaid ka suur rahvamajanduslik tähtsus. Tsaarivalitsus ei pööranud sellele vajalikku tähelepanu.



N. S. Kurnakov (1860—1941)

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 — füüsikalise-keemilisele analüüsile, mis annab keemikutele ja irseneridele 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 saavutuste eest keemia alal. Tema 80. sünnipäeva tähistas NSV Liidu valitsus talle teenelise teadlase nimetuse andmisega. Aastal 1941 määrati Kurnakovile tööde eest füüsikalises keemias Stalini preemia.

Akadeemik N. S. Kurnakov suri 19. märtsil 1941.

### § 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 veega väga energiliselt, tõrjudes veemolekulidest vesiniku aatomid välja ning moodustades ühte tüüpi aluseid ehk, õigem, leelisi üldvalemiga  $ROH$ , millel 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 soola lademetes.

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

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	$Li_2O$	$Na_2O$	$K_2O$	$Rb_2O$	$Cs_2O$
Oksüdeerimise võime	————— kasvab —————→				
Keemiline aktiivsus (reageerimine veega)	rahulikult	energiliselt	üsna energiliselt	tormiliselt	väga tormiliselt isesüttivusega
Leelised	$LiOH$	$NaOH$	$KOH$	$RbOH$	$CsOH$
Leeliseste omaduste tugevus	————— kasvab —————→				
Annavad põleti leegile värvuse	vaarik-punase	kollase	lilla	punakas-lilla	sinise

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

Leelismetallide ja nende ühendite omadused muutuvad seaduspäraselt aatomkaalu suurenemisega.

Toodud tabelist selgub, et leelismetallide aatomkaalu suurenemisega suureneb nende erikaal ning väheneb järk-järgult sulamis- ja keemistemperatuur. Ühtlasi suureneb ka nende keemiline aktiivsus ja võime oksüdeeruda. Sama seaduspärasus avaldub ka leelismetallide ühendite omadustes; nii suurenevad hüdroksüüdide leelised 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 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. 67), kirjeldada leelismetallide rühma kuuluva keemilise elemendi frantsiumi (Fr) (aatomkaal 223) omadusi. Kas see metall tavalisel temperatuuril on tahkes või vedelas olekus? Kas frantsium ujub vee pinnal? 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 naatriumiühendite geneetilise seose skeemi (joon. 12) põhjal vastavate reaktsioonide võrrandid, nimetada nende kulgemise tingimusi ja tekkinud ainet omadusi.
20. Leheküljel 58 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, millel avalduvad metallide tüüpilised omadused. Käesolevas peatükis käsitleme keemiliste elementide teist loomulikku rühma — halogeenide rühma, millel 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. «soolasünnitajate» nimetust. See nimetus on tingitud nende omadusest ühineda vahetult metallidega, andes 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.

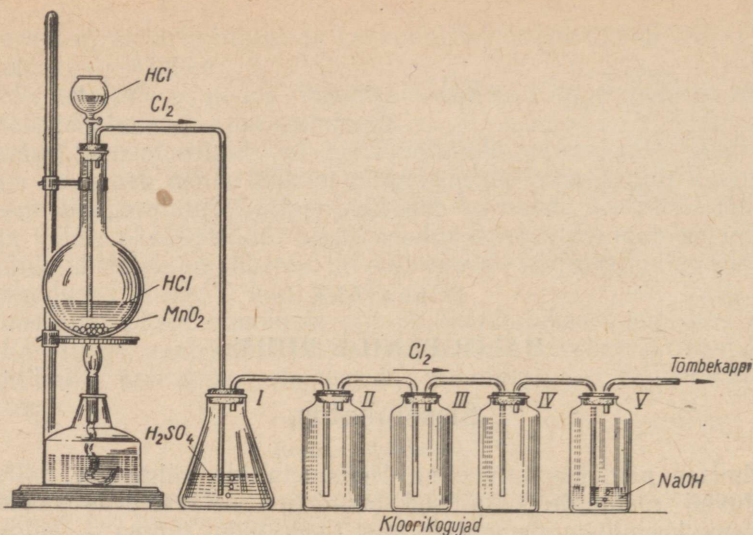
Keemiline sümbol Cl (loe: kloor); aatomkaal 35,457.

Kloori saadi vabas olekus esmakordselt 1774. a. Kaua aega arvati, et kloor on liitaine. Alles 1810. a. tehti kindlaks, et kloor on keemiline element.

**Kloori saamine.** Laboratooriumides saadakse kloori soolhapest mitmesuguste oksüdeerijate toimetel, s. t. selliste ainete toimetel, mis oma hapniku aatomeid kergesti ära annavad. Viimased ühinevad soolhappe molekulides olevate vesiniku aatomitega, vabastades seejuures kloori aatomeid. Oksüdeerijana võib võtta kaaliumpermanganaati ( $\text{KMnO}_4$ ), mangaandioksüüdi ( $\text{MnO}_2$ ) või kaaliumdikromaati ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ).

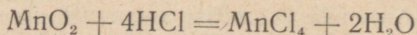
Vaatleme kloori saamise reaktsiooni.

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

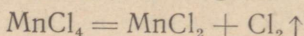


Joonis 17. Kloori saamine laboratooriumis.

mub asendusreaktsioon (mangaan ja vesinik asendavad teineteist). Alguses tekib mangaan(IV)kloriid:



Soojendamisel mangaan(IV)kloriid laguneb:



Reaktsiooni võrrandist nähtub, et võetud mangaandioksiidist tekivad lõpptulemusena mangaan(II)kloriid ja kloor (joon. 17).

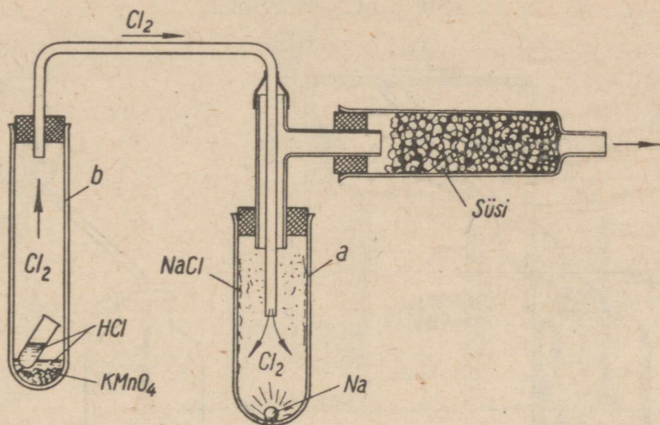
**Füüsikalised omadused.** Kloor on mittemetall. Harilikul temperatuuril on ta kollakasroheline, terava lämmatava lõhnaga gaas. Gaasilise kloori molekul koosneb kahest kloori aatomist:  $\text{Cl}_2$ . Tema nimetus on tuletatud kreeka keelsest sõnast *chloros*, mis tähendab «roheline». Kloor on mürgine gaas. Väikese kloorisisaldusega õhu sissehingamine põhjustab tugevat kõri, nina ja hingamisteede limanahkade ärritust, tekitab valu kopsudes, kõha, nohu ja isegi vereülitamist. Suured kloorikogused põhjustavad sissehingamisel surma. Seepärast peab klooriga katsetades olema ettevaatlik. Kõik katsed klooriga tuleb tema mürgisuse tõttu teostada tõmbekapis. Viimase puudumisel tuleb kloori valmistada ainult väikestes kogustes.

Kloor on umbes 2,5 korda õhust raskem, 1 liiter kloori kaalub temperatuuril  $0^\circ$  3,21 g. Vedelaks muutub kloor  $3,7$  at rõhul. Vedelat kloori hoitakse teraspudelites.

Kloor lahustub üsna hästi vees: üks ruumalaühik vett lahustab temperatuuril  $0^\circ$  4,6 ruumalaühikut kloori ja temperatuuril  $20^\circ$  2,3 ruumalaühikut kloori. Kloori lahust vees nimetatakse **kloorveeks**.

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

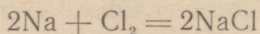
Ühendites vesiniku ja metallidega on kloori aatom ühevalentne, näiteks:  $\overset{I}{\text{H}}-\overset{I}{\text{Cl}}$ ,  $\overset{I}{\text{Na}}-\overset{I}{\text{Cl}}$  jne.



Joonis 18. Naatriumi põlemine klooris.

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

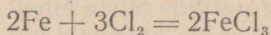
**Katse 1.** Puhastame tükikese metallilist naatriumi hoolikalt filterpaberiga petrooleumist ja paigutame joonisel 18 kujutatud katseklaasi *a* ning juhime sinna katseklaasis *b* tekitatud kloori. Kui seejärel katseklaasi *a* nõrgalt soojendada, süttib naatrium põlema ja põleb heleda leegiga. Katseklaasi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



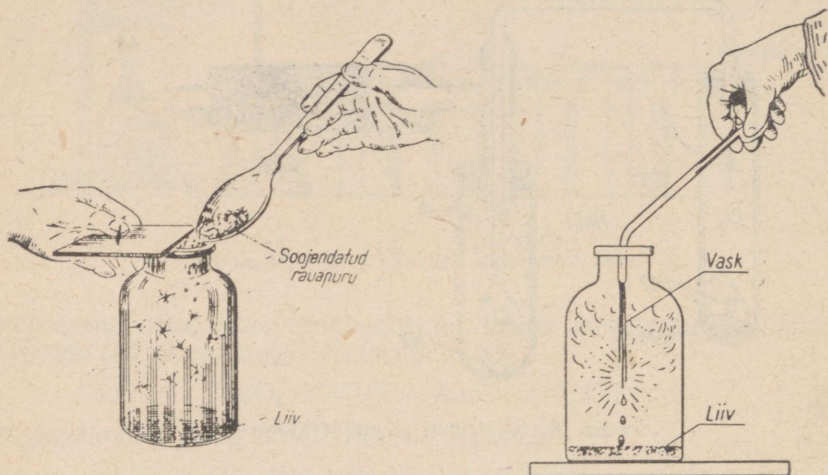
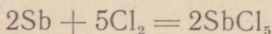
Metallide ja teiste ainete ühinemisreaktsioonil klooriga eraldub alati soojust. Sellised reaktsioonid on keemilisest seisukohast täiesti analoogilised reaktsioonidele, mis toimuvad «põlemisel» s. t. mitmesuguste ainete keemilisel ühinemisel hapnikuga. Järelikult tuleb meil laiendada «põlemise» mõistet. Selle põhjal võime öelda, et põlemiseks tuleb nimetada isesuguste ainete vahel toimuvat iga reaktsiooni, mille puhul eraldub soojust ja valgust.

**Katse 2.** Kloori sisaldavasse purki (mille põhjas on liiv) puis-tame eelnevalt soojendatud rauapuru ja kohe näeme, et rauapuru

põleb pimestavate sädemetena ning tekib raud(III)kloriid, mis on pruuni värvusega (joon. 19):



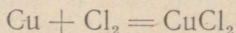
Katse 3. Järgmisse kloori sisaldavasse purki (mille põhjas on liiv) puistame antimoni (Sb) pulbrit. Antimon ühineb energiliselt klooriga, süttib seejuures ja põleb valge leegiga. Tekib antimonpen takloriid ( $\text{SbCl}_5$ ) valge suitsu kujul:



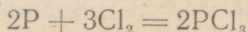
Joonis 19. Rauapulbri põlemine klooris.

Joonis 20. Vase põlemine klooris.

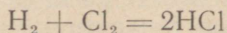
Katse 4. Paneme kloorisse eelnevalt puhastatud ja hõõgkuumuseni soojendatud vasktraadikimbu (joon. 20). Kohe võib märgata rohelse suitsutaolise aine — vask(II)kloriidi tekkimist:



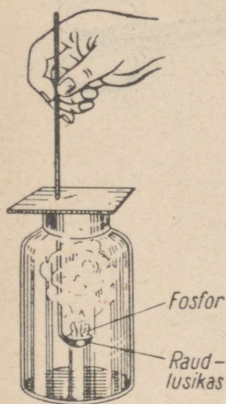
Katse 5. Järgmisse kloori sisaldavasse purki (joon. 21) viime lusikakesega veidi punast fosforit, mis seejuures ise süttib ja põleb nõrga leegiga, moodustades fosfortrikloriidi ( $\text{PCl}_3$ ):



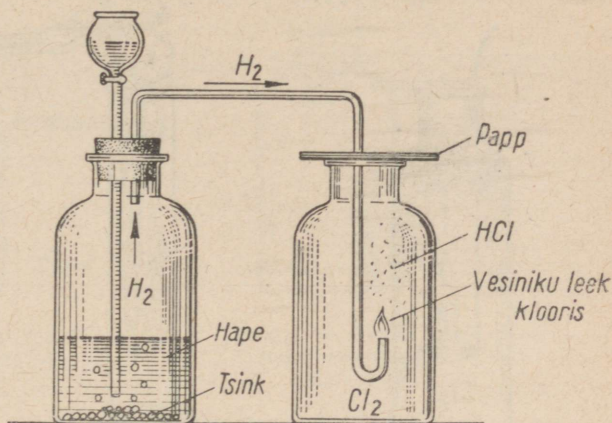
Katse 6. Eriti kergesti ühineb kloor vesinikuga. Selleks võtame vesiniku saamise seadise, proovime vesiniku puhtust, süütame vesiniku gaasijuhtetoru otsas ja viime selle koos vesinikuleegiga kloorisse. Vesinik põleb seal edasi valge leegiga ja kloori värvus kaob (joon. 22). Tekib kloorvesinik ( $\text{HCl}$ ) udupilvekese kujul:



Kui segada võrdsed ruumalad kloori ja vesinikku ning segu süüdata, siis ühinevad mõlemad gaasid silmapilkselt tugeva plahvatusega, mis meenutab pauksaasi 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).



Joonis 21. Fosfori põlemine klooris.



Joonis 22. Vesiniku põlemine klooris.

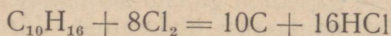
Hajutatud valguses ja tavalisel temperatuuril ühineb kloor vesinikuga järk-järgult. Pimeduses toimub ühinemine väga aeglaselt. Huvitav on märkida, et kloori reaktsioonidele avaldab määratud mõju veeauru või niiskuse juuresolu. Päris kuiv kloor ei reageeri metallidega, näiteks ta ei mõju kloori hoidmiseks kasutatavatele terasudelitele. Vesi toimib siin nähtavasti katalüsaatorina, s. t. reaktsiooni kiirendajana.

Kloor reageerib aktiivselt mitte ainult vaba vesinikuga, vaid võtab vesiniku aatomeid ära ka mitmesugustelt vesinikuühenditelt.

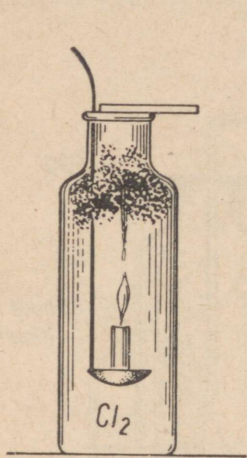
**K a t s e 7.** Süütame steariinküünla (steariin koosneb vesinikust, süsinikust ja hapnikust) ning asetame ta kloori sisaldavasse purki. Selgub, et küünal põleb klooris edasi tuhmi punaka leegiga, kusjuures küünla põlemisel eraldub suures koguses tahma. Tahma eraldumine on tingitud asjaolust, et küünla põlemisel klooris ühineb viimasega ainult steariini koostisse kuuluv vesinik, kuna küünla teine koostisosa — süsinik klooriga ei ühine ning eraldub tahma kujul (joon. 23).

**K a t s e 8.** Kui lasta kloori sisaldavasse purki tärpentiniga niisutatud filterpaberitükike, siis süttib tärpentin varsti iseenesest ja põleb punaka leegiga, andes seejuures tugevasti tahma (joon. 24).

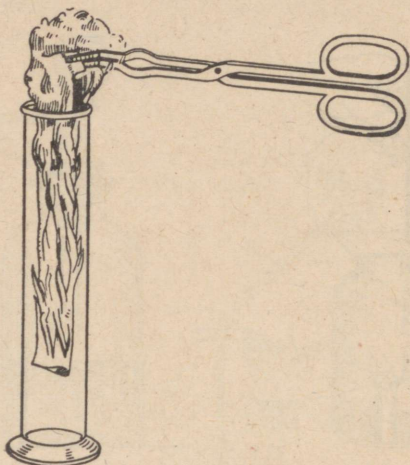
Toimub järgmine reaktsioon:



Katse 9. Isegi sellisest püsivast ühendist, nagu vesi, võib kloor hapniku aatomeid välja tõrjuda, ühinedes seejuures vabanevate vesiniku aatomitega kloorvesinikuks. Kui kloorveega kolb jätta

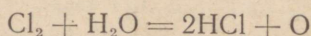


Joonis 23. Küünla põlemine klooris.



Joonis 24. Tärpentini põlemine klooris.

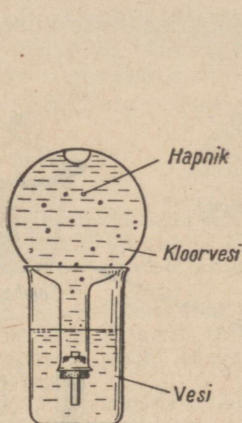
ereda päikesevalguse kätte, siis mõne aja pärast kaob kloorvee kollane värvus ja kolbi koguneb teatav kogus hapnikku, lahuse aga on muutunud soolhappeks, s. t. kloorvesiniku vesilahuseks (joon. 25):



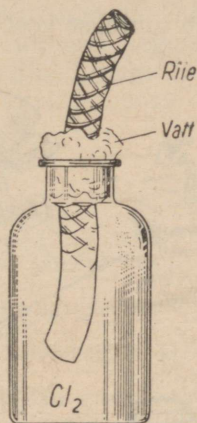
Nimetatud reaktsiooni tõttu on kloorvesi tugeva oksüdeeriva toimega, mis pärast kloorvesi või märg kloor valastab värvaineid. Kui võtta ribake värvitud riidet, niisutada seda veega ja asetada kloori sisaldavasse purki (joon. 26), siis kaotab riie neil kohtadel, kus ta niiske on, kiiresti värvuse; ta valastub. Kuiv riie ei valastu kuivas klooris. Värvuse valastumine niiskes klooris on tingitud sellest, et kloori toimel vee molekulist vabanevad hapnik on tekkimise momendil («*in statu nascendi*») atomaarne, s. t. ta esineb vabade hapniku aatomitena, millel on palju suurem oksüdeeriv toime kui õhus olevatel molekulideks liitunud hapniku aatomitel. Need kloorvees olevad vabad hapniku aatomid ühinevad värvainega ja oksüdeerivad seda, mille tagajärjel värvaine kaotab oma värvuse.

**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 ( $\text{NaCl}$ ), kaaliumkloriid ( $\text{KCl}$ ) jt.

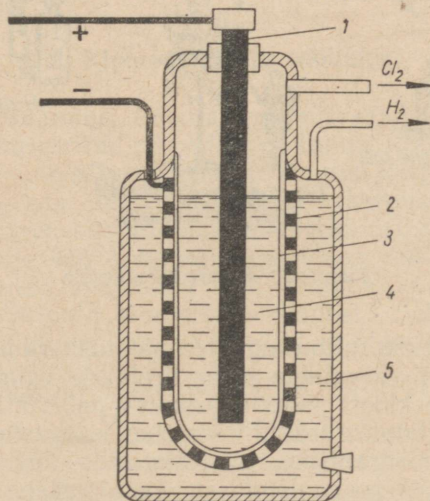


Joonis 25. Kloori toime veesse.



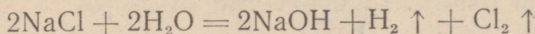
Joonis 26. Riide vär-vuse valastamine kloori poolt.

**Kloori saamine tööstuses ja kasutamine.** Tööstuses saadakse kloori mitte soolhapest, vaid odavamast ainest — keedusoolast.

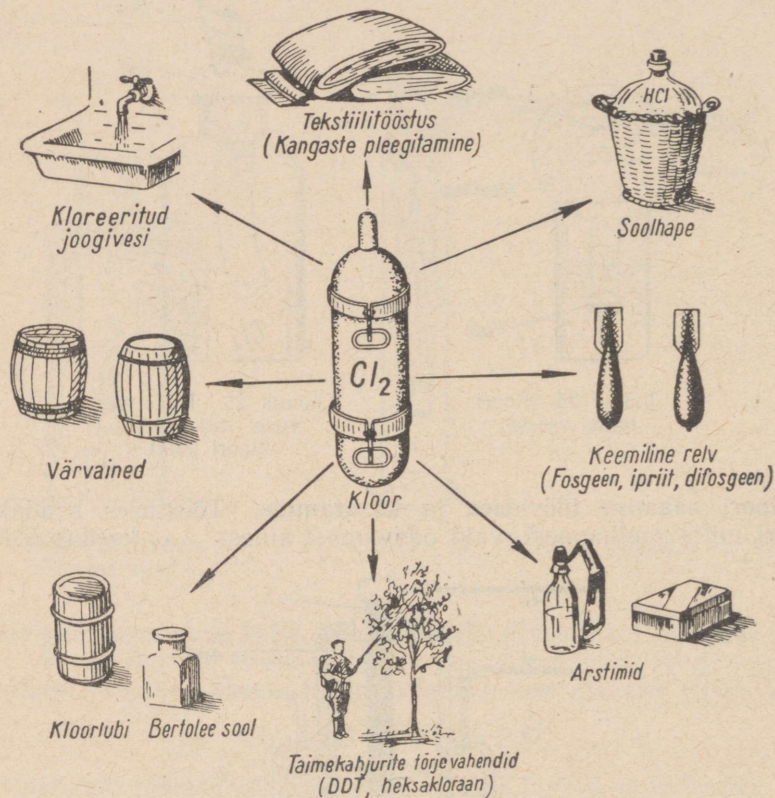


Joonis 27. Kloori tööstuslik saamine.  
1 — anood; 2 — katood; 3 — urbne vahe-sein; 4 — naatriumkloriidi ( $\text{NaCl}$ ) lahus; 5 — naatriumhüdrosüüdi ( $\text{NaOH}$ ) lahus.

Kange keedusoola vesilahuse elektrolüüsimisel anoodil eraldub kloor, kuna katoodil tekib naatriumhüdroksüüdi lahus ja eraldub vesinik (joon. 27):



Peale selle tuntakse veel rida teisi kloorisaamise viise.



Joonis 28. Kloori kasutamine

Kloori kasutatakse mitmesugustes tööstusharudes. Eriti tähtsat osa etendab kloor värvainete ja arstirohtude valmistamisel. Rohkesti tarvitatakse kloori paberivabrikutes paberimassi pleegitamiseks. Kloori kasutatakse tekstiilitööstuses kangaste pleegitamiseks. Kloor tapab mikroorganisme, mistõttu teda kasutatakse joogivee vabastamiseks mikroorganismidest. Teda rakendatakse ka põllumajanduses taimekahjurite tõrjevahendina.

Esimeses maailmasõjas võtsid saksa imperialistid vastase elavjõu kiireks ja massiliseks hävitamiseks tarvitusele uue relva — lämmastava 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. Enamik keemiliste relvade koostisse kuulub kloor.

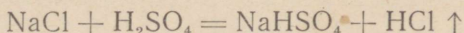
### Kordamisküsimusi.

1. Mispärast kloori ei leidu looduses vabal kujul?
2. Nimetada kloori tähtsamad looduses leiduvad ühendid.
3. Missugust osa etendab mangaandioksiid ( $MnO_2$ ) kloori saamisel soolhapest?
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 korruga, b) vaskeesemed rohelise aine korruga ja c) taimede lehed valastusid. Seletada neid nähtusi.
8. Missugustel juhtudel näeme keemilist reaktsiooni järgmiste ainete kokku puutel: 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 mangaandioksiidiga?
10. Leida naatriumkloriidi protsendiline koostis.
11. Kui suur kogus kloori ühineb 10 g vesinikuga ning mitu grammi kloorvesinikku tekib seejuures?

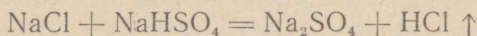
## 2. Kloorvesinik ja soolhape.

**Kloorvesiniku saamine.** Laboratooriumis saadakse kloorvesinikku tavaliselt kontsentreeritud väävelhappe toimel keedusoolasse. Nimeetatud reaktsioon võib sõltuvalt temperatuurist kulgeda kahes järgus.

Näiteks kui valada naatriumkloriidile (keedusoolale) kontsentreeritud väävelhapet, siis harilikul temperatuuril või nõrgal soojendamisel (mitte üle  $450^\circ$ ) toimub reaktsioon selliselt, et naatriumi aatomid ei asenda mõlemaid väävelhappe koostisse kuuluvaid vesiniku aatomeid, vaid ainult ühte nendest. Sel juhul tekib hapu sool — naatriumhüdrosulfaat ( $NaHSO_4$ ) ja kloorvesinik (HCl):

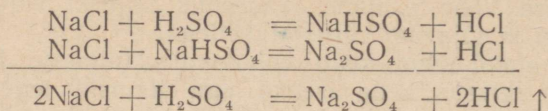


Järgneval tugeval soojendamisel (temperatuuril  $700^\circ$ ) reageerib tekkinud hapu sool — naatriumhüdrosulfaat veel ühe naatriumkloriidi molekuliga, mille tulemusena tekib nüüd juba neutraalne sool — naatriumsulfaat ( $Na_2SO_4$ ) ja kloorvesinik (HCl):



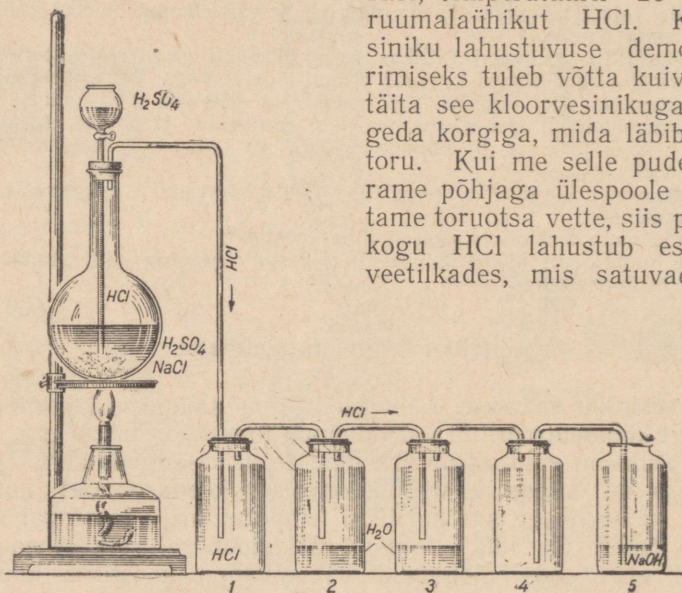
Seega tekib kloorvesinik, kui protsessi teostada küllalt kõrgel

temperatuuril, järgmise summaarse reaktsioonivõrrandi kohaselt, mida leiame eespool toodud kahe reaktsioonivõrrandi liitmisel:



Et kloorvesinik on gaas, siis eraldub ta soojendamisel reaktsiooni keskkonnast (kolvist) ning teda on võimalik koguda näiteks purkidesse (joonis 29).

**Kloorvesiniku omadused.** Kloorvesinik on värvusetu, terava sööbiva ja lämmatava lõhnaga gaas. Ta on poolteist korda õhust raskem. Ohu käes kloorvesinik «suitseb», neelates niiskust ja moodustades väikesi soolhappetilgakesi. Kloorvesinik lahustub hästi vees: 1 ruumalaühik vett lahustab temperatuuril  $0^\circ$  507 ruumalaühikut HCl, temperatuuril  $20^\circ$  — 442 ruumalaühikut HCl. Kloorvesiniku lahustuvuse demonstreerimiseks tuleb võtta kuiv pudel, täita see kloorvesinikuga ja sulgeda korkiga, mida läbib klaasitoru. Kui me selle pudeli pöörame põhjaga ülespoole ja asetame toruotsa vette, siis peaaegu kogu HCl lahustub esimestes veetilgades, mis satuvad pude

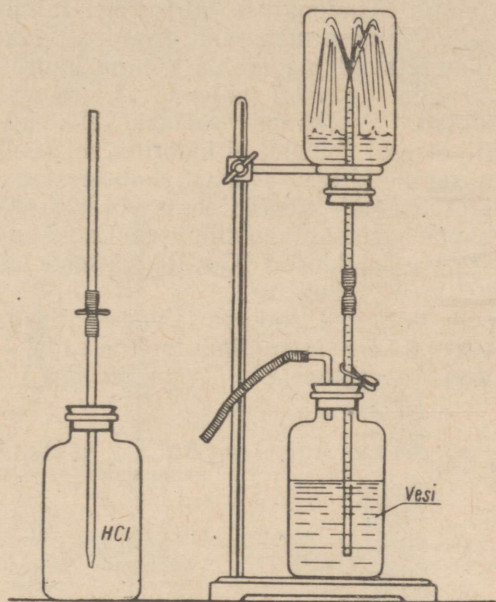


Joonis 29. Kloorvesiniku ja soolhappe saamine.

lisse; pudelis tekib hõrendus ja läbi toru purskub vesi fontaanina pudelisse (joon. 30).

**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 soolhappe sisaldab

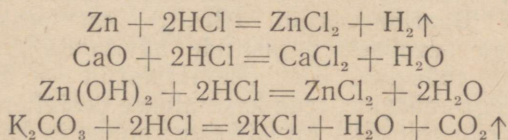
ligi 37% lahustatud HCl ja tema erikaal on 1,19. Selline hape «suitseb» õhus kloorvesiniku eraldumise tõttu ja teda nimetatakse seetõttu suitsevaks soolhappeks.



Joonis 30. Kloorvesiniku lahustumine vees.

Puhas soolhape on värvusetu, terava lõhnaga vedelik (eralduva HCl tõttu). Tehniline soolhape on lisandite poolt värvitud kollaseks (raua soolad).

Soolhape on keemiliselt aktiivne hape. Ta reageerib kergesti paljude metallide, oksüüdide, hüdroksüüdide ja sooladega, moodustades soolasisid, mida nimetatakse kloriidideks:



Enamik metalle lahustub soolhappes hästi, moodustades soo'la ja asendades happe koostisse kuuluvaid vesiniku aatomeid. Erandi moodustab seatina, mis lahustub soolhappes ainult pinnalt, sest seejuures tekkiv seatinakloriid ( $\text{PbCl}_2$ ) katab pinna ja kaitseb teda edasise lahustumise eest. Soolhappes ei lahustu veel vask, elavhõbe, plaatina ja kuld.

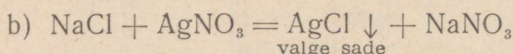
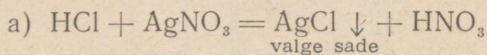
**Soolhappe kasutamine.** Soolhapet kasutatakse laialdaselt tööstuses ja laboratooriumides, peamiselt metallide kloorisoolade valmistamiseks, väikeste kloorikoguste saamiseks, värvainete, arstimite ja liimi valmistamisel, metallide puhastamisel, jootmisel jne.

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

**Soolhappe soolad.** Soolhappe soolasid ehk kloriidide võib saada kas metalli otsesel ühinemisel klooriga või soolhappe vesiniku aatomi asendamisel metalliga. Viimast saab teostada soolhappe toimel kas metallidesse, nende oksüüdidesse või hüdroksüüdidesse.

Enamik soolhappe soolasid lahustub vees. Lahustumatud on hõbekloriid ( $\text{AgCl}$ ) ja vask(I)kloriid ( $\text{CuCl}$ ); raskesti lahustuv on seatinakloriid ( $\text{PbCl}_2$ ) (vt. tabelit 2).

Kui soolhappele või tema soolade lahustele lisada hõbenitraadi lahust, siis tekib valge kohupiima-taoline sade — hõbekloriid, mis ei lahustu vees ega happes:



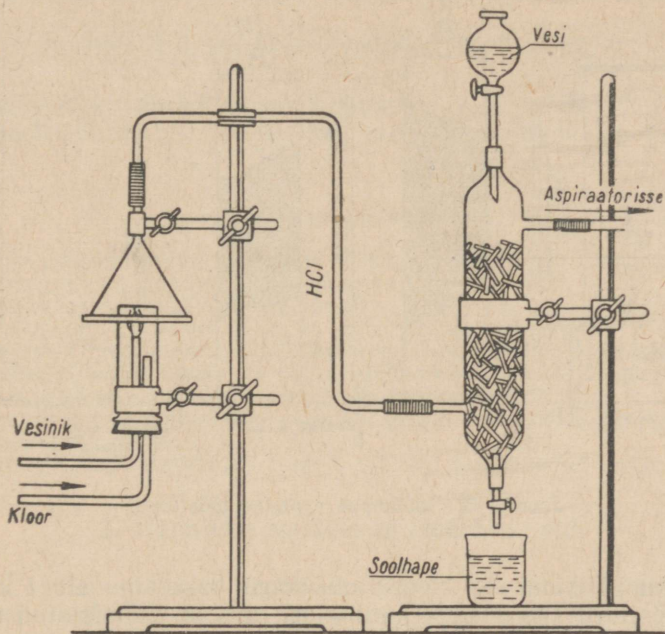
Lämmastikhappes lahustumatu hõbekloriidi sademe tekkimine on soolhappe ja ta soolade iseloomustavaks tunnuseks. Selle tõttu kasutatakse hõbenitraati ( $\text{AgNO}_3$ ) soolhappe ja ta soolade reaktiivina.

**Soolhappe soolade tähtsus.** Soolhappe soolasid kasutatakse laialdaselt. Nimetame järgmisi kasutusalasid. Naatriumkloriid on mitmete keemiliste ainete tootmise tooraineks (vt. joonist 14). Kaaliumkloriid on tähtsamaid väetusaineid. Kaltsiumkloriidi kasutatakse vett neelava ainaena [veevaba  $\text{CaCl}_2$  ja kahe vee molekuliga kaltsiumkloriid ( $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ) neelavad vett ja muutuvad  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ]. Baariumkloriidi ( $\text{BaCl}_2$ ) kasutatakse võitluses taimekahjuritega, peamiselt parasiitide hävitamiseks suhkrupeedipõldudel; ta on mürgine. Elavhõbe(II)kloriid —  $\text{HgCl}_2$  (sublimaat) — on väga mürgine, teda kasutatakse desinfitseeriva ainaena. Elavhõbe(I)kloriid ( $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ ) on väikestes annustes kasutusel arstirohuna (lahtistina). Tsinkkloriidi tarvitatakse raudteeliiprite immutamiseks, kaitseks mädanemise vastu, ja metallide jootmisel «jootvedeliku» nime all. Jootvedelik ei puhasta ainult jootekoha oksüüdikorrast, vaid takistab ka selle tekkimist jootmise ajal.

**Soolhappe sünteetiline saamine.** Kaua aega saadi tööstuses soolhapet ainult naatriumkloriidi reageerimisel vävelhappesega, käesoleval ajal aga saadakse soolhapet peamiselt sünteetiliselt.

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

Kippi aparaadist tuleb 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 lehriga ja lülitatakse sisse veejugapump või aspiraator, mis imeb tekkinud kloor-



Joonis 31. Soolhappe saamine laboratooriumis.

vesiniku läbi neelamistoru, kuhu samaaegselt lehrist 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 (s. t. HCl) olemasolu.

Katse lõpetamiseks katkestatakse esmalt kloori ja seejärel ka vesiniku juurdevool.

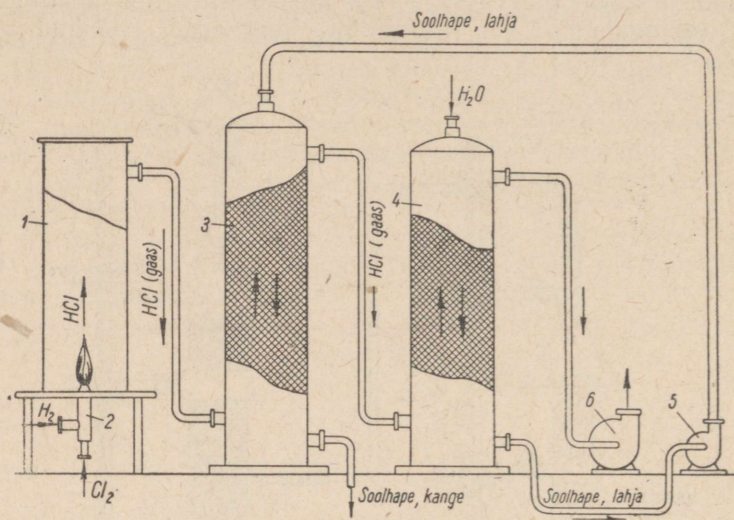
Soolhappe laboratoorse saamise protsessi põhistaadiumideks on: 1) kloorvesiniku tekkimine ja 2) viimase lahustumine vees, s. t. soolhappe tekkimine.

Gaasi täielikuks lahustumiseks, s. t. kontsentreerituma lahuse saamiseks rakendatakse vastuvoolu-põhimõtte, juhtides selleks gaasi

alt ülespoole, vett aga ülevalt allapoole. Niisuguses seadises tekib soolhapat pidevalt.

Sünteetilise soolhappe tööstuslik saamisviis põhimõtteliselt sarnaneb kirjeldatud laboratoorse menetlusega.

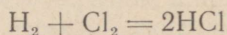
Järgnevalt käsitleme sünteetilise soolhappe saamist tööstuses (joon. 32).



Joonis 32. Soolhappe saamine tööstuses.

Vesiniku põletamiseks klooriatmosfääris kasutatav ahi 1 kujutab endast püsttoru (kõrgusega kuni 6 m), mis on valmistatud rooste-kindlast terasest või kvartsist. Toru alumises osas olev teraspõleti 2 on ehituselt sarnane laboratoorse katse puhul kasutatud põletiga. Põleti välistorusse juhitakse vesinik, sisesisse aga kloor. Gaaside põlemisel ahjus tekib pikk leek.

Vesinik põleb klooriatmosfääris järgmise reaktsioonivõrrandi kohaselt:



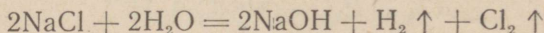
Tekkinud kloorvesinik voolab neelamiskolonne 3, mis seest on kaetud happeskindla plastmassiga. Voolates neelamiskolonne, jahtub kloorvesinik temperatuurini 200—250°, mis soodustab tema neelamist.

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

Et kogu kloorvesinik ei neeldu kolonnis 3, siis kasutatakse kloorvesiniku kadude vähendamiseks veel teist kolonni 4, nn. lõppkolonni, milles olevatele keraamilistele rõngastele piserdatakse vesi. Esimeses kolonnis neelamata 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:



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 soolhapest?
2. Missugune on kloorvesiniku lahustuvus vees?
3. Kas on olemas soolhappe anhütriid?
4. Missugune aine on soolhappe ja tema soolade reaktiiviks?
5. Neljast katseklaasist sisaldab esimene naatriumhüdroksüüdilahust, teine väävelhapet, kolmas soolhapet ja neljas kaaliumkloriidilahust. Tõestage 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?

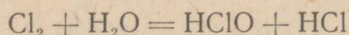
### 3. Hapnikku sisaldavad klooriühendid.

Kloor ei ühine otseselt hapnikuga. Kloori ühendeid hapnikuga saadakse kaudsel teel. Nende praktiline tähtsus on väike. Vaatleme hapniku sisaldavatest klooriühenditest happeid ja soolaid, millel on suur rahvamajanduslik tähtsus. Need on järgmised:

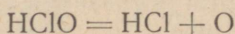
Happe nimetus	Happe valem	Struktuurvalem	Sool
Alakloorishape	<sup>I</sup> HClO	<sup>I</sup> H — <sup>II</sup> O — <sup>I</sup> Cl	KClO — kaaliumhüpoklorit
Kloorhape	<sup>V</sup> HClO <sub>3</sub>	<sup>I</sup> H — <sup>II</sup> O — <sup>V</sup> Cl $\begin{matrix} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$	KClO <sub>3</sub> — kaaliumkloraat
Perkloorhape	<sup>VII</sup> HClO <sub>4</sub>	<sup>I</sup> H — <sup>II</sup> O — <sup>VII</sup> Cl $\begin{matrix} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \\ \diagdown \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$	KClO <sub>4</sub> — kaaliumperkloraat

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

**Alakloorishape** ja tema soolad. Kloori toimel veesse tekiavad alakloorishape ja soolhape:



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

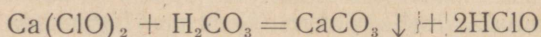


Eralduv atomaarne hapnik toimibki pleegitavalt, nagu nägime eespool.

Alakloorishappe soolasid saadakse kloori toimel külmasdesse leeliselahustesse ja neid nimetatakse **hüpoklorititeks**.

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

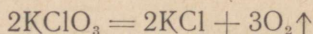
Kaltsiumhüpokloritit kasutatakse ruumide, prügikastide ja käimlate desinfitseerimiseks, mürkärastajana (keemilise relvana kasutatavate mürkainete lagundajana) jne. Nimetatud otstarbeks on võimalik kaltsiumhüpokloritit kasutada selle tõttu, et ta ka nõrkade hapete, näiteks süsihappe ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) toimel laguneb, kusjuures tekib vaba alakloorishape:



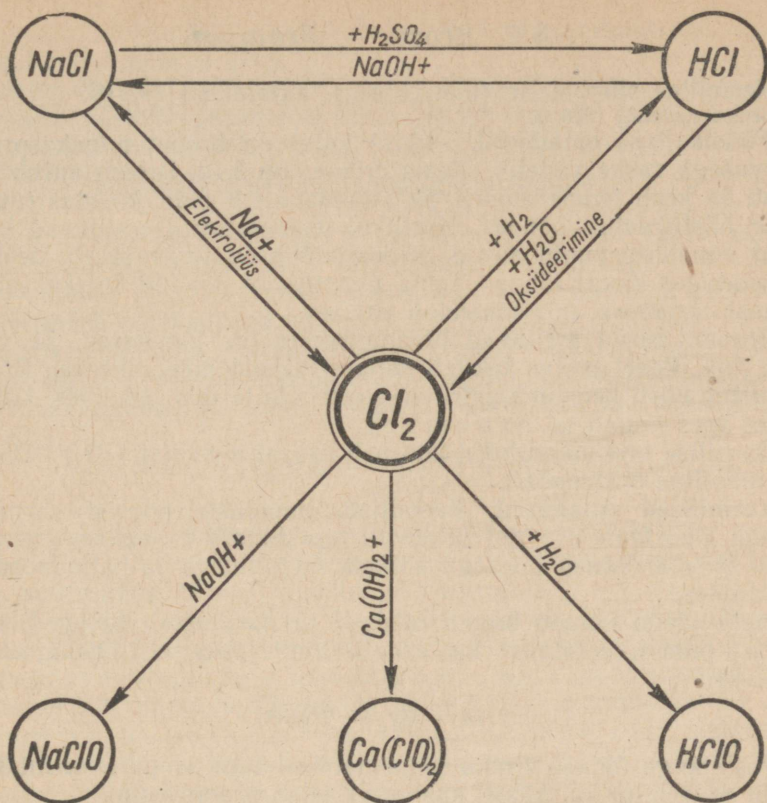
Alakloorishape eraldab edasi lagunedes vabu hapniku aatomeid, mis toimivadki desinfitseerivalt ja keemilist relva lagundavalt.

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

**Kloorhape** ja tema soolad. Kloorhape ( $\text{HClO}_3$ ) sooladest on tähtsaim kaaliumkloraat ( $\text{KClO}_3$ ) ehk bertolee sool. Bertolee sool on tuleohtlik ja mürgine. Ta laguneb soojendamisel, eraldades seejuures hapniku:



Kaaliumkloraat annab kergesti hapniku ära ja tema segu oksüdeerivate ainetega on plahvatav. Bertolee soola peab käsitsema suure ettevaatusega. Katsete tegemiseks tuleb teda võtta väikestes kogustes ja vastava ettevaatusega. Kaaliumkloriidi kasutatakse



Joonis 33. Kloor ja tema ühendid.

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 geneetilise seose skeemi (joon. 33) põhjal vastavate reaktsioonide võrrandid ning nimetada nende kulgemise tingimusi ja tekkivate ainete omadused.

## § 2. Broom — *Bromum*.

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

Broom avastati 1826. a.

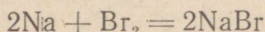
**Füüsikalised omadused.** Puhtal kujul on broom punakaspruuni värvusega raske vedelik. Tema erikaal on 3,12. Broom aurub kergesti ja keeb temperatuuril 59°; hoida tuleb teda jahedas ruumis ning hästisuletud nõudes. Harilikul temperatuuril eralduvad broomist punakaspruunid aurud. Broomi lõhn on terav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

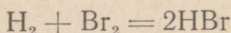
Gaasilise broomi molekul koosneb kahest aatomist (Br<sub>2</sub>). Broom on tüüpiline mittemetall.

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

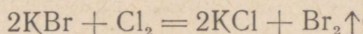
Metallidega ühineb broom otseselt ja moodustab soolasid, mis pärast teda nimetatakse ka «soolasünnitajaks» ehk halogeeniks. Näiteks:



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



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

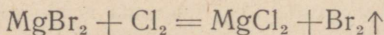


Broom aga ei suuda kloori selle ühenditest välja tõrjuda.

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

**Broom looduses ja tema saamine.** Looduses broomi vabal kujul ei leidu. Ta esineb ainult keemilistes ühendites metallidega — naatriumbromiidi (NaBr), kaaliumbromiidi (KBr), magneesiumbromiidi (MgBr<sub>2</sub>) jt. kujul.

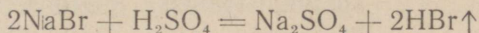
Laboratooriumis ja tööstuses saadakse broomi peamiselt järgmise asendamisreaktsiooni abil:



Tsaari-Venemaal broomi ei toodetud. NSV Liidus saadakse broomi nüüd looduslikest broomiühendest, mida leidub Krimmi jär-

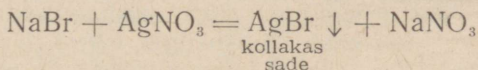
vede vees, Solikamski soolalademetes ja naftapuuraukudest koos naftaga väljavoolavas vees.

**Broomi ühendid.** Kontsentreeritud väävelhappe toimel naatriumbromiidisse ( $\text{NaBr}$ ) saadakse broomvesinik (analoogiliselt kloorvesiniku saamisele):



Broomvesinik on värvuseta, terava lõhnaga gaas. Ta lahustub vees kergesti (1 ruumalaühik vett lahustab temperatuuril  $10^\circ$  580 ruumalaühikut  $\text{HBr}$ ) ja annab tugeva broomvesinikhappe, mis sarnaneb soolhappega.

Broomvesinikhappe soolad nimetatakse bromiidideks. Enamik bromiide, peale hõbebromiidi ( $\text{AgBr}$ ), on vees lahustuvad. Broomvesinikhappe ja tema soolade reaktiiviks on hõbenitrat ( $\text{AgNO}_3$ ):



Suure praktilise tähtsusega on kaaliumbromiid ( $\text{KBr}$ ) ja naatriumbromiid ( $\text{NaBr}$ ). Nende soolade lahuseid kasutatakse arstiteaduses arstimitena (närvet rahustavad vahendid).

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

Broomi hapnikuühenditest tuntakse hästi alabroomishapet ( $\text{HBrO}$ ) ja broomhapet ( $\text{HBrO}_3$ ) ning nende soolad, mis saadakse analoogiliselt vastavatele kloori sooladele. Broomi valents tema hapnikuühendites on muutuv ja võib olla 1, 3 või 5.

### 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 lokutatakse 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?

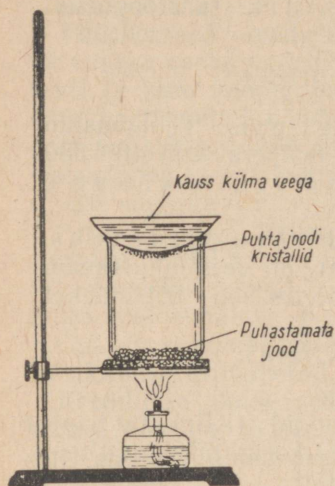
### § 3. Jood — Jodum.

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

Jood avastati 1811. a.

**Füüsikalised omadused.** Puhtal kujul on jood kristalliline metalli-

lääkega hallikasmusta värvusega aine. Tema erikaal on 4,93. Rõhu all jood sulab temperatuuril  $114^{\circ}$  ja keeb temperatuuril  $184^{\circ}$ . Soojendamisel muutub jood harilikult auruks, ilma et ta vahepeal veelduks, samuti muutub ta jahtudes aurust otse tahkeks. Seda nähtust nimetatakse **sublimatsiooniks**. Sublimeerimise teel puhastatakse joodi lisanditest (joon. 34). 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 ( $J_2$ ).

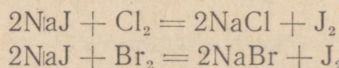


Joonis 34. Seadis joodi puhastamiseks sublimimeerimise teel.

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

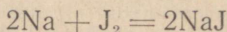
Joodi lahus piirituses ja eetris on pruuni värvusega, bensiolis ja kloroformis lilla värvusega.

**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 (joon. 35), näiteks:

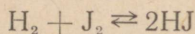


Jood ei suuda aga kloori ja broomi nende ühenditest välja tõrjuda.

Metallidega ühineb jood otseselt ja moodustab soolasid, näiteks:



Vesinikuga ühineb jood ainult soojendamisel temperatuuril üle  $200^{\circ}$  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:



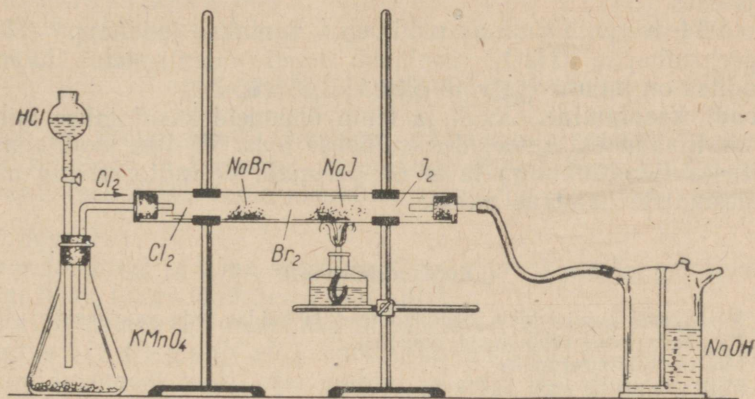
Ühendites vesiniku ja metallidega on joodi aatom ühevalentne, näiteks  $\overset{\text{I}}{\text{H}}-\overset{\text{I}}{\text{J}}; \overset{\text{I}}{\text{Na}}-\overset{\text{I}}{\text{J}}$ .

Joodi reaktiiviks on tärklis. Kui tärkliselahusele lisada mõni tilk joodilahust, siis värvub tärklis siniseks. Sinine värvus kaob soojen-

damisel ja ilmub uuesti jahtumisel. Tärglise abil on võimalik avastada ka kõige pisemaid joodi jälgi lahustes.

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

Joodisoolasid leidub merevees (0,002 g liitris), mõnede mine-



Joonis. 35. Halogeenide vastastikune väljatõrjumine.

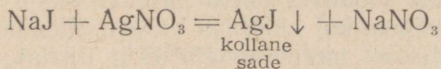
raalvee-allikate vees (nagu boržommis jt.) ning naftapuuraududest koos naftaga väljavoolavas vees (0,03—0,05 g liitris). Tunduvaid koguseid joodiühendeid sisaldub ka tšiili salpeetris naatriumjodaadi ( $\text{NaJO}_3$ ) kujul. Rida merevetikaid koondab oma rakkudes joodi, ammutades seda mereveest. Eriti 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.

Joodi toodetakse tavaliselt eespool nimetatud merevetikate tuhost. Peale selle saadakse NSV Liidus joodi naftapuuraudude 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 ( $\text{HJ}$ ) 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 aktiivsusest seisab joodvesinikhape lähedal soolhappele. Joodvesinikhappe soolasid nimetatakse j o d i i d e k s. 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<sub>3</sub>):



Hõbejodiid on valgustundlik aine ning teda kasutatakse päevapildistuses.

Joodi hapnikuühenditest tuntakse joodhappe (HJO<sub>3</sub>) ja perjoodhappe (HJO<sub>4</sub>) soolaid. 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 (joodtinktuur) 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.

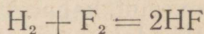
Fluor avastati 1886. a.

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

Gaasilise fluori molekul koosneb kahest aatomist (F<sub>2</sub>).

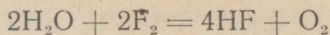
Keemilistelt omadustelt on fluor kõige järsemalt väljenduv mitte-metall. Ta on meile tuntud keemilistest elementidest kõige energilisem. Fluor ühineb kergesti peaaegu kõikide keemiliste elementidega ja paljude liitainetega.

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



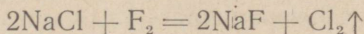
Fluori keemiline aktiivsus vesiniku suhtes on nii suur, et ta võtab vesiniku aatomi ära isegi niisuguselt püsivalt ühendilt nagu veelt,

vabastades seejuures hapniku. Reaktsioon toimub väga tormiliselt (isegi pimedas), kusjuures tekib fluorvesinik ja hapnik:



Fluor reageerib energiliselt kõikide metallidega (isegi eelnevalt soojendatud kulla ja platinaga), 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:



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

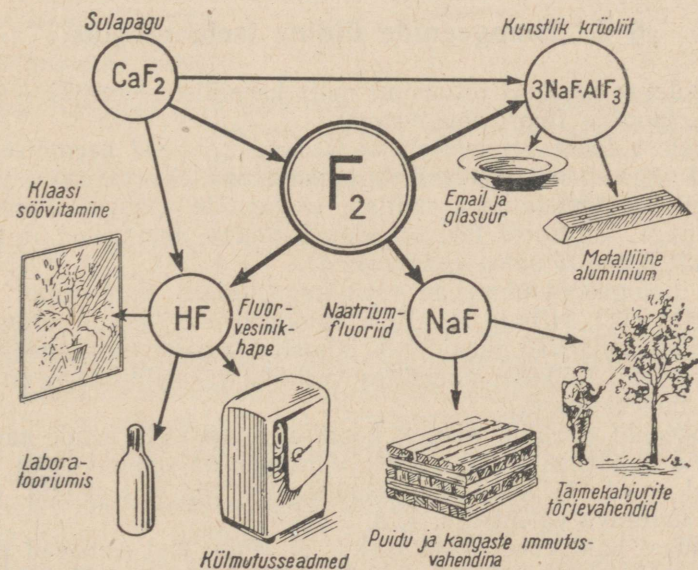
Fluor esineb kõigis tema ühendites ainult ühevalentsena, näiteks:  $\overset{\text{I}}{\text{H}}-\overset{\text{I}}{\text{F}}$ ;  $\overset{\text{I}}{\text{Na}}-\overset{\text{I}}{\text{F}}$ .

**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 ( $\text{CaF}_2$ ), samuti ka krüoliit ( $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$ ).

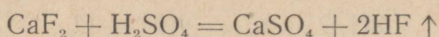
Fluori ühendeid tunti juba ammu, pikema aja jooksul aga ei suudetud teda saada vabas olekus tema suure keemilise aktiivsuse tõttu.

Käesoleval ajal saadakse fluori tema sulanud ühendite elektrolyüsisel.



Joonis 36. Fluori ja tema ühendite kasutamine.

**Fluori ühendid.** Fluorvesinikku saadakse tavaliselt kontsentreeritud väävelhappe toimel sulapaoesse ( $\text{CaF}_2$ ):



Reaktsiooni teostatakse seatinast nõus.

Fluorvesinik on harilikul temperatuuril väga lenduv vedelik, mis keeb juba temperatuuril  $19,9^\circ$ . 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 lahustada, mistõttu teda kasutatakse mitmesuguste jooniste, piltide jm. kandmiseks klaasile. Teda säilitatakse eboniidist, kummist, parafiinist või seatinast nõudes.

Fluorvesinikhappe soolasid nimetatakse fluoriidideks. Naatriumfluoriidi ( $\text{NaF}$ ) kasutatakse tema mürgisuse tõttu taimekahjurite tõrjevahendina.

Fluori ja tema ühendite kasutamist tööstuses näitab joonis 36.

#### Kordamisküsimusi.

1. Nimetada tähtsaim flouri looduslik ühend.
2. Mis on fluori kõige iseloomulik 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:  $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$  ja  $\text{HI}$ . 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 enam-vähem mittepüsivad 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 ( $\text{Na}$ ,  $\text{K}$ ) ja leelismuldmetallidega ( $\text{Mg}$ ,  $\text{Ca}$ ).

Kõikidel halogeenidel on väga terav lämmatav lõhn; nende sissehingamine ärritab hingamisteede limanahka ja põhjustab raske 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 väevli, 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 järgnevast võrdlustabelist.

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 . . . . .	-223° C	-101,5° C	-7,3° C	+113,7° C
Keemistemperatuur . . . . .	-188° C	-34° C	+58,7° C	+184,4° C
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
Reaktsioon vesinikuga . . . . .	Ühineb plahvatusesega ka pimedas soojendamisel	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 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 mittemetalli tunnuseks, aktiivsus hapniku suhtes aga metalli tunnuseks. See-pärast võib öelda, et aatomkaalu tõusuga suureneb halogeenide metallilisus ja väheneb mittemetallilisus. Kõige mittemetallilisem halogeen on fluor ja kõige metallilisem halogeen jood. Metallilisuse suurenemise tunnuseks esineb joodil ka metalliläige.

Me näeme, et aatomkaal muutub hüppeliselt ja vastavalt sellele muutuvad hüppeliselt ka keemiliste elementide omadused. Järelikult keemilise elemendi massi kvantitatiivne juurdekasv põhjustab ka kvalitatiivsete muutuste tekkimist. See on üldine loodusseadus.

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 halogeene nende aatomkaalu järjekorras.
2. Kuidas muutuvad halogeenide füüsikalised ja keemilised omadused aatomkaalu tõusuga?
3. Nimetada kõikidele halogeenidele ühised omadused.
4. Kas leidub halogeene looduses vabas olekus? Miks?
5. Anda halogeenide rühma üldine ülevaade:
  - a) Missugune on kõige aktiivsem ja kõige passiivsem keemiline element?
  - b) Missugune keemiline element on kõige mittemetallilisem ja missugune kõige metallilisem?
  - c) Missugune on halogeenide valents vesiniku ja hapniku suhtes?
6. Mispärast nimetatakse F, Cl, Br ja J halogeenideks? Tuua näiteid.
7. Mispärast F, Cl, Br ja J 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 tähtsamat.

## § 1. Hapnik — *Oxygenium*

### 1. Hapnik.

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

Hapnik avastati aastal 1774.

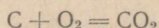
**Hapniku füüsikalised omadused.** Oma füüsikaliste omaduste poolest on hapnik värvusetu, lõhnata ja maitseta gaas. Ta on õhust veidi raskem: normaalseil tingimustel kaalub 1 liiter hapnikku 1,43 g, kuna 1 liiter õhku kaalub 1,29 g. Temperatuuril  $-183^{\circ}$  ja hariliku rõhu tingimustes muutub hapnik hästivoolavaks helesiniseks vedelikuks, mis temperatuuril  $-219^{\circ}$  tardub kahvatusiniseks lumetaoliseks massiks. Hapnik lahustub vees, kuigi väikestes kogustes, 100 ruumalaühikus vees lahustub temperatuuril  $0^{\circ}$  4,9 ja temperatuuril  $20^{\circ}$  3,1 ruumalaühikut 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 kopsu-sentel 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 prot-

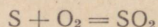
sessi põlemiseks. Seega on hapniku tähtsaimaks omaduseks tema võime hoida alal mitmesuguste ainete põlemist. Hapnikusse asetatud hõõguv peerg süttib ja põleb ereda leegiga.

Põlemine puhtas hapnikus toimub palju energilisemalt kui õhus. Seda on võimalik tõestada katsetega. Selleks täidame mõned klaaspurgid hapnikuga ja toimetame nendes ainete põletamist (joon. 37). Seejuures paneme tähele, et:

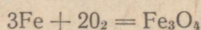
a) hõõguv söetükike, asetatuna hapnikusse, kuumeneb veel rohkem ja põleb leegita. Põlemissaaduseks on süsihappegaas:



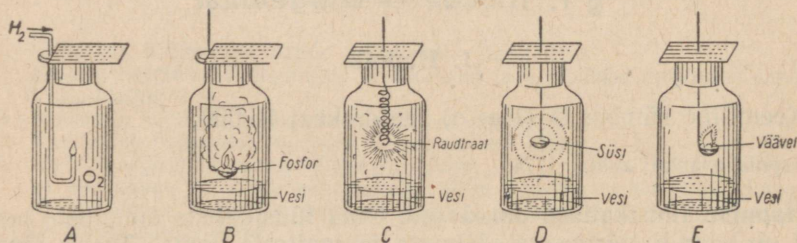
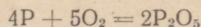
b) väävel põleb hapnikus ereda sinakaslilla leegiga. Sel puhul tekib terava lõhnaga vääveldioksiid:



c) terastraat, mis on süüdatud hõõguva söe abil, põleb heledalt sädemeid pildudes, kusjuures tekib «tagi», üks raua oksüüdi —  $Fe_3O_4$



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



Joonis 37. Ainete põlemine hapnikus.

A — vesiniku põlemine; B — fosfori põlemine; C — raua põlemine; D — söe põlemine; E — väävli põlemine.

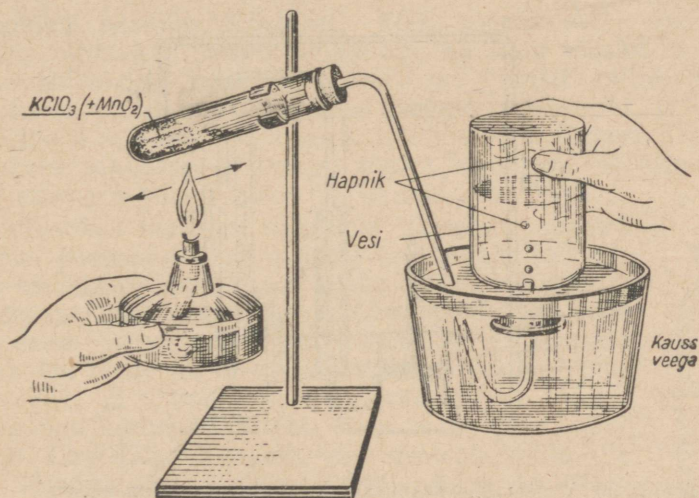
Peale nende põleb hapnikus veel teisi aineid. Selliseid mitmesuguste ainete hapnikus põlemisel tekkivaid saadusi nimetatakse oksüüdideks.

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.

Oksüdeerimisprotsessid 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 oksüdeerumine, millega käib kaasas soojuste eraldumine, mida vajatakse elava organismi kehatemperatuuri alalhoidmiseks. Oksüdeerumissaadustena eralduvad hingamisel  $\text{CO}_2$  ja  $\text{H}_2\text{O}$ .

Mädanemine ja kõdunemine. Hapniku ja mikroobide mõjul toimuva loomade ja taimede jäänuste jäänuste mädanemise ja kõdunemisega käib samuti kaasas oksüdeerumine, s.t. mädanevate ja kõdunevate ainete ühinemine hapnikuga. Pääle oksüdeerumissaaduste eraldub nende protsesside puhul samuti soojust. Õliga ja teiste oksüdeeruvate ainete immutatud kiudained (näiteks puhastuslapid), samuti ka märjad heinad ning turvas suurematesse kuhilatesse panduna ja suured kivisöehunnikud laoplatesidel lähivad kuumaks ja lõpuks isegi võivad süttida põlema.



Joonis 38. Seadis hapniku saamiseks.

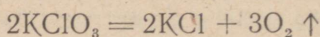
Metallide roostetamine on samuti oksüdeerumise protsess, millel on tehnikas tohutu suur, kuigi negatiivne tähtsus. Roostetamise tõttu kaotab inimkond määratuid koguseid metalle.

**Hapnik looduses.** Kõikidest maakeral leiduvaist keemilistest elementidest on hapnik kõige levinum; maakoos, hüdroosfääris 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 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 toimele. Sellisteks aineteks võivad olla elavhõbe(II)oksüüd

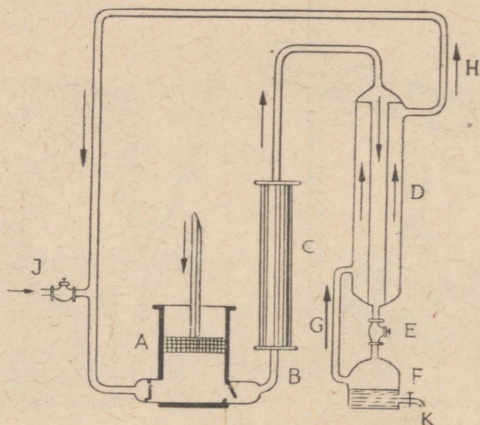
(HgO), kaaliumsalpeeter ( $\text{KNO}_3$ ), kaaliumpermanganaat ( $\text{KMnO}_4$ ), bertolee sool ( $\text{KClO}_3$ ) jt.

Väikestes kogustes saadakse hapnikku tavaliselt bertolee soola kuumutamisel (joon. 38):



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 ( $\text{MnO}_2$ ), raud(III)oksüüd ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) jt.

Märkus. Bertolee soola tuleb käsitseda suure ettevaatusega ning segada ainult  $\text{MnO}_2$ -ga.  $\text{KClO}_3$  segu paljude ainete, näiteks söe, väävli ja isegi paberitükkide või teiste põlevate ainete, võib soojendamisel või hõõrumisel põhjustada ohtlikke plahvatusi.



Joonis 39. 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, mille tagajärjel ta jahtub kuni  $-60^\circ$ -ni. Jahatunud õhk voolab toru G kaudu vastuvoolu-aparaadi 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 puhas bertolee soola, siis eraldub hapnik väga aeglaselt; katseklaasi asetatud hõõguv pird ei hakka isegi leegitsema. Kuid puistates samasse katseklaasi veidi mangaandioksüüdi ( $\text{MnO}_2$ ), muutub hapniku eraldumine energilisemaks;

katseklaasi asetatud hõõguv pird puhkeb nüüd heleda leegiga põlema. Edasi selgub katsel, et  $MnO_2$  alandab 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.*

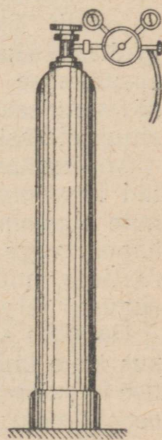
**Hapniku saamine tööstuses.** Kõik ained, mida kasutatakse hapniku saamiseks laboratooriumides, on tema tööstuslikuks tootmiseks kõlbmatud, kuna need ained on hinnalt kallid. Hapniku massiliseks tootmiseks lähtutakse kergesti saadavaist ja odavaist looduslikest ainetest. Sellisteks aineteks on õhk ja vesi. Tehniliseks otstarbeks saadakse võrdlemisi puhast hapnikku vee elektrolüüsil. Teise aina saadakse selle juures veel vesinikku.

Tööstuslikus ulatuses saadakse hapnikku suurtes kogustes peamiselt õhust. Selleks veeldatakse õhk erilistes keerukates aparaatides (joon. 39). Seejärel eraldatakse õhu põhikoostisosad — lämmastik ja hapnik teineteisest nende erinevate keemistemperatuuride põhjal. On teada, et vedel hapnik keeb temperatuuril  $-183^\circ$  ja lämmastik temperatuuril  $-195,8^\circ$ . Vedela õhu keemisel eraldub seega esimesena lämmastik. Järelejäänud hapnik, mis sisaldab mitte üle 3% lämmastikku, mahutatakse teraspudelitesse (joon. 40), kus teda tavaliselt hoitakse 150 at rõhu all.

**Hapniku tähtsus ja kasutamine.** Hapnikul on suur tähtsus rea looduses ja tehnikas toimuvate oksüdeerimisprotsesside, näiteks põlemise, roostetamise, hingamise ja kõdunemise 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 gaasikeevitamiseks ja hapnikuga lõikamiseks eriliste põletite abil (joon. 41). Atsetüleeni-hapnikuleegi temperatuur künib kuni  $3000^\circ$ , vesinikuhapniku segul aga ligi  $2000^\circ$ .

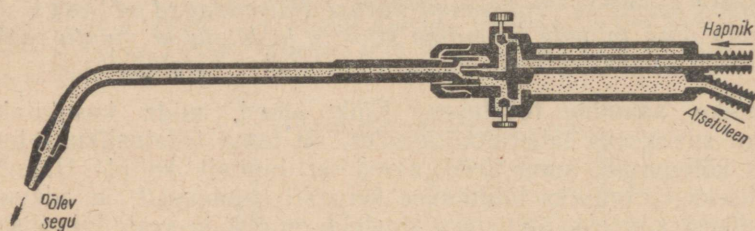
Tehastes kasutatakse laialdaselt gaasikeevitamist katelde, torude,



Joonis 40.  
Teraspudel  
hapniku  
hoidmiseks.

terastalade, vaatide jne. valmistamisel. Ka masinaid, mootoreid, hammasrattaid jne. parandatakse gaasikeevitamise abil.

Veeldatud hapnikku kasutatakse ka oksülikviitide valmistamiseks. Oksülikviitideks nimetatakse vedela hapnikuga immutatud tahma, kõrgi- ja puidujahu ning teisi süsinikku sisaldavaid aineid, mida kasutatakse lõhkeainetena. Nendest valmistatud padrunid süüdatakse süতিকutega, mis pannakse plahvatama süütenööri või elektrivoolu abil. Oksülikviitide põlemine toimub peaaegu silmapilkselt. Oksülikviite kasutatakse lõhkamistöodel hüdrojõujaamade ja raudteede ehitamisel, mäetööstuses jne., kuna nende käsitlemine



Joonis 41. Keevituspõlet.

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. (joon. 42).

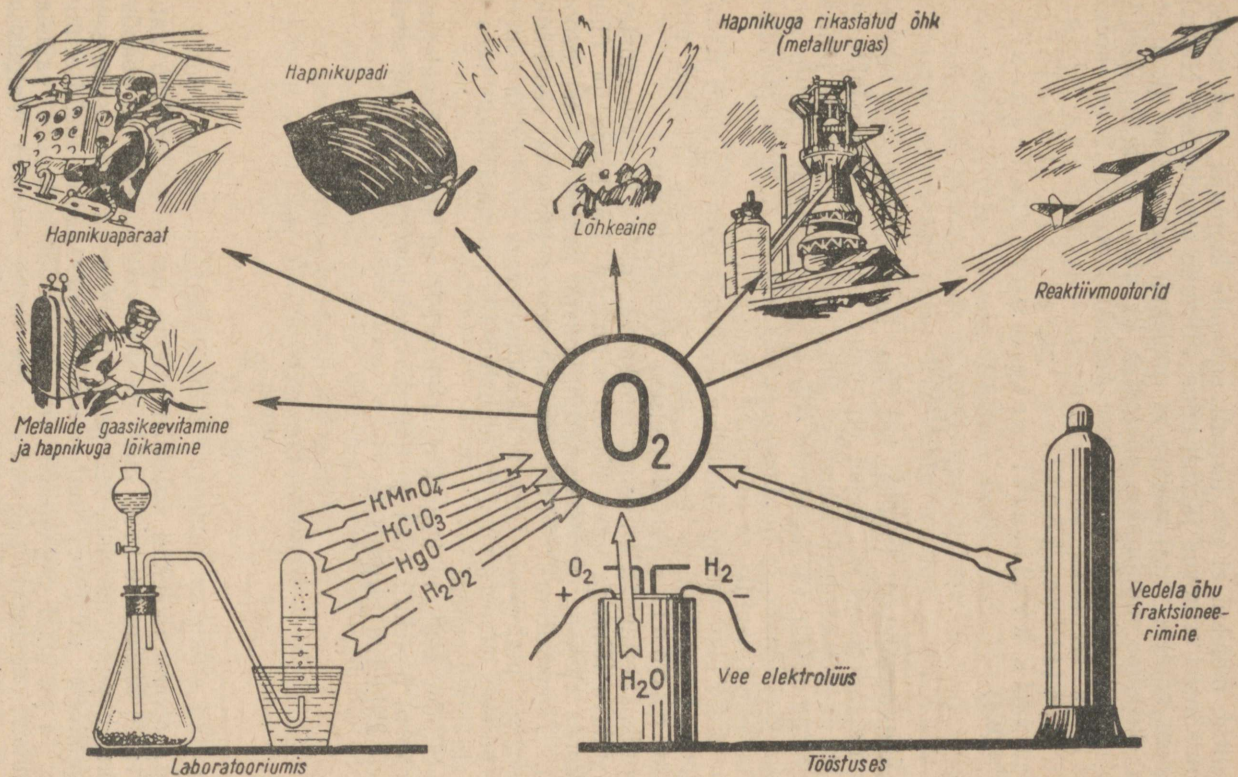
Arstiteaduses praktiseeritakse hapniku sissehingamist raskendatud hingamisel, vingu ja valgustusgaasi mürgituste puhul, uppunute elustamiseks, kopsuhaiguste puhul jne. Ning lõpuks omandab hapnik väga suurt tähtsust hingamisgaasina mitmesuguseis aparatuurides, mida kasutavad lendurid, tuukrid, tuletõrjujad ja mitmesugused teised päästekomandod.

**Hapniku allotroopia.** 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.

*Nähtust, mis seisab selles, et üks ja sama keemiline element võib moodustada mitu lihtainet, nimetatakse allotroopiaks.*

Allotroopia on tuletatud kreekakeelseist sõnadest *allos* — «teine» ja *tropos* — «liik».

Seega moodustab keemiline element hapnik kaks allotroopset teisendit, mis on tingitud tema aatomi omadusest ühineda erineva aatomite arvuga molekulideks.



Joonis 42. Hapniku peamised saamiseviisid ja kasutamisejuhud.

Siin, nagu igal pool looduses, käib kvantitatiivsete muudatustega kaasas samaaegselt ka kvalitatiivsete omaduste 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 aineistik, ja seepärast võib «keemiat nimetada ainete kvantitatiivse koostise muutuste tagajärjel toimuvate kvalitatiivsete muutuste teaduseks» (F. Engels).

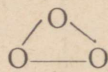
## 2. Osoon.

**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 *o s o o n i k s* (kreekakeelsest sõnast «lõhnav»).

Hapnikust erinevalt on osoon sinaka värvusega ja iseloomustava 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  $-112^{\circ}$  muutub osoon siniseks vedelikuks, mis kergesti plahvatab. Osooni lahustuvus vees on märksa suurem kui hapnikul: temperatuuril  $0^{\circ}$  lahustub 100 ruumalaühikus vees 49 ruumalaühikut osooni.

Arvestades seda, et hapnik oma ühendeis on alati kahevalentne, võib osooni molekuli ( $O_3$ ) ja hapniku molekuli ( $O_2$ ) ehitust struktuurselt kujutada järgmiselt:



osoon



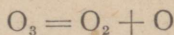
hapnik

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 ebapüsi-

vad ja lagunevad kergesti, kusjuures tekib atomaarne hapnik järgmise reaktsioonivõrrandi kohaselt:



Tekkimise momendil eralduval atomaarsel hapnikul on eriti tugev oksüdeeriv toime, mis ongi oksüdeerimisprotsesside põhjustajaks.

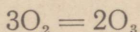
**Katse.** Asetame keeduklaasi 3—4 kaaliumpermanganaadi ( $KMnO_4$ ) kristallikest ja lisame sinna klaastoru või pipeti abil 2—3 tilka kontsentreeritud väävelhapet (joon. 43). Toimuval reaktsioonil eraldub osoon. Võtame veidi reageerivat segu klaaspulgale ja puudutame sellega piiritusega niisutatud vatti. 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 põõritust, 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 vaigse lahenduse toimel osonaatoriks nimetatud seadises.

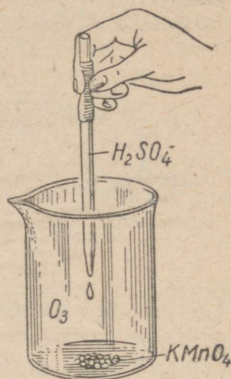
Laboratooriumis võib selleks kasutada joonisel 44 kujutatud lihtsat seadist. Läbi osonaatori avara klaastoru juhitakse pidev hapniku- või õhuvool. Induktorist tulev vahelduvvool läbib klaastoru välispinna ümber mähitud traadi ja väljub toru sisemuses asuva varda kaudu; läbi toru seinte ja õhu toimub elektri vaikne lahendus, mida võib pimedas täheldada torus tekkiva lilla valguse tõttu. Osoon tehakse kindlaks lõhna järgi.

Osoon tekib õhus järgmise reaktsioonivõrrandi põhjal:



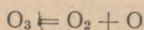
seejuures kolmest ruumalaühikust hapnikust saadakse kaks ruumalaühikut osooni.

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.

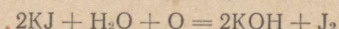


Joonis 43.  
Osooni saamine.

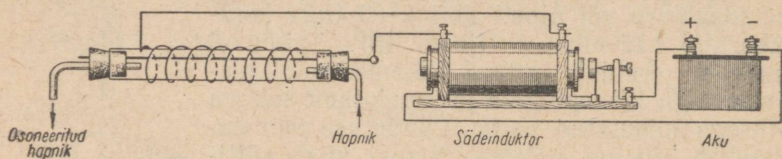
Osooni ja kaaliumjodiidi vahelist reaktsiooni võib kujutada järgmiselt:  
 a) osooni lagunemine:



b) atomaarse hapniku (O) toime kaaliumjodiidisse (KJ):



Õhus tekib osooni vähesel määral äikese ajal. Suuremate vee-  
 koguste kiirel aurustumisel päikesekiirte toimel tekib õhus samuti  
 osooni, näiteks on väljas kuivatatud pesul osooni värskendav lõhn.



Joonis 44. Lihtne osonaator hapniku või õhu osoneerimiseks.

Edasi tekib vähesel määral osooni vaiguste ainete oksüdeerimisel,  
 millega ongi seletatav osooni olemasolu okaspuumetsades ja okas-  
 puumetsade värskendav lõhn.

**Osooni kasutamine.** Osooni praktiline kasutamine põhineb tema  
 oksüdeerival toimel. Teda kasutatakse desinfitseeriva ainenäi-  
 teks joogivees esinevate haiguspisikute hävitamiseks ning kahju-  
 like, haitsvate ainete kõrvaldamiseks eluruumide, teatrite ja teiste  
 avalike ruumide õhust. Osoneeritud õhku tarvitatakse ka kaevah-  
 duste ventileerimiseks. Võrdlemisi harva ja vähesel määral kasuta-  
 takse osooni vaha, suhkruga, elevantiluu jne. valastamiseks.

### 3. Eksotermilised ja endotermilised reaktsioonid.

Keemiliste reaktsioonide kulgemisel oleme korduvalt tähele pan-  
 nud, et ühtede reaktsioonide puhul vabaneb soojust, teiste puhul  
 aga neeldub soojust.

Nii vabaneb soojust keemilistel reaktsioonidel, millede toimisel  
 aine ühineb näiteks kas hapnikuga (sõe põlemine hapnikus) või  
 klooriga (naatriumi põlemine klooris) või väävliga (väävli ühine-  
 mine rauaga väävelrauaks).

Seevastu kulgevad näiteks vee, äädikhappe soolade, lubjakivi ja  
 rõhuva enamiku teiste liitainete lagunemisreaktsioonid soojuste  
 neelamisega.

Tegelikkusest on teada, et kõikide keemiliste protsesside puhul  
 leiab aset kas soojuste vabanemine või neeldumine.

*Keemilisi reaktsioone, millede kulgemisel vabaneb soojust, nimetatakse eksotermilisteks<sup>1</sup> reaktsioonideks; soojuste neeldumise-  
 ga toimuvaid reaktsioone nimetatakse aga endotermilisteks<sup>1</sup> reaktsioonideks.*

<sup>1</sup> *Exo* tähendab kreeka keeles «välja», kuna *endon* tähendab «sisse».

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, elektriiks jne. Nii näiteks eraldub ainete põlemisel peale soojuse veel valgus, kuna galvaanilelementides 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 soojusehulka tavaliselt soojusühikutes — kalorites

### Kordamisküsimusi.

1. Nimetada hapniku füüsikalisi ja keemilisi omadusi.
2. Kuidas ja millest saadakse hapnikku a) laboratooriumides, b) tehnikas?
3. Mispärast toimub põlemine hapnikus energilisemalt kui õhus?
4. Mis on a) katalüüs, b) katalüsaator?
5. Milleks kasutatakse hapnikku tehnikas?
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. Väävel.

Keemiline sümbol S (loe: es); aatomkaal 32,066.

Väävel oli tuntud juba vanal ajal.

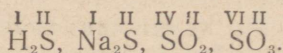
**Väävli füüsikalised omadused.** Igapäevases elus kohtame tavaliselt kahte väävli sorti: esimest kollase pulbrina väävliõie nime all, ja teist kangideks valatuna tük-k- ehk kangväävli nime all, mis kergesti puruneb üksikuiks tükkideks.

Väävel kuulub nende keemiliste elementide hulka, mis puhtal kujul võivad esineda mitmes allotroopses teises.

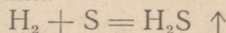
Puhas looduslik väävel on kollane tahke kristalliline aine erikaaluga 2,07 ja sulamistemperatuuriga 112,8°. Väävel juhib halvasti elektrit ja soojust. Väävel ei lahustu vees, lahustub aga võrdlemisi hästi väävelsüsinikus. Temperatuuril 444,5° hakkab väävel keema ja destilleerub (joon. 45). Seejuures tekkivad oranžkollased aurud muutuvad jahtumisel pulbriliseks väävliks (väävliõis).

**Väävli keemilised omadused.** Keemiliste omaduste poolest on väävel tüüpiline mittemetall. Väävel ühineb energiliselt peaaegu kõikide keemiliste elementidega.

Oma ühendites väävel on kahe-, nelja- või kuuevalentne, näiteks

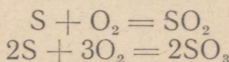


Väävli ühinemine vesinikuga. Vesinikuga ühineb väävel vahetult kõrgemal temperatuuril (310°), andes gaasilist väävelvesinikku:



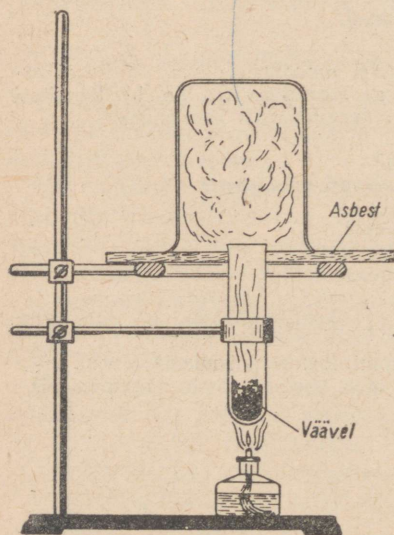
Näiteks, kui paigutada kolbi veidi väävli ja soojendada teda keemiseni ning pärast seda juhtida sinna klaastoru kaudu vesinikku, siis viimane ühineb väävli auru-dega ja kolvist eraldub mädamuna lõhnaga gaas — väävelvesinik ( $\text{H}_2\text{S}$ ) (joon. 46).

Väävli ühinemine hapnikuga. Hapnikuga ühineb väävel põlemisel, andes väävli oksüüdid, peamiselt vääveldioksiüüdi ja vähesel määral vääveltrioksiüüdi:



**Väävli ühinemine metallidega.**

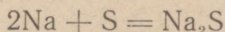
Kõik metallid peale kulla võivad ühineda otseselt väävliga. Väävli



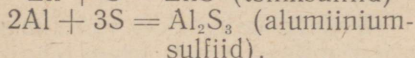
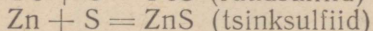
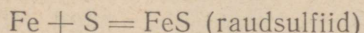
Joonis 45. Seadis väävli destilleerimiseks.

ühinemisel metallidega saadakse väävelmetalle ehk sulfiide.

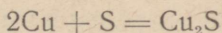
Leelismetallid naatrium ja kaalium ühinevad väävliga hõõrumisel ja nõrgal soojendamisel plahvatuslega, andes seejuures sulfiide, näiteks:



Sellised metallid, nagu näiteks pulbrikujuline raud, tsink ja alumiinium reageerivad väävliga juba nõrgal soojendamisel järsu pahvatusega, andes vastavaid sulfiide. Näiteks:



Vase reagerimist väävliga selgitab järgmine katse. Kui avaras katseklaasis (joon. 47) soojendada väävlit kuni keemiseni ning asetada keeva väävli aurudesse vasktraadist «luuake» (mis on valmistatud isolatsioonist vabastatud elektrijuhtmest), siis vasktraat süttib põlema, muutudes seejuures väävli toimel vask(I)sulfiidiks ( $\text{Cu}_2\text{S}$ ):



Mõned metallid, näiteks elavhõbe, reageerivad väävliga enam-vähem kergesti ka tavalisel temperatuuril. Näiteks, kui hõõruda uhmris väävlipulbrit elavhõbedaga, siis tekib must pulber — elavhõbesulfiid ( $\text{HgS}$ ).

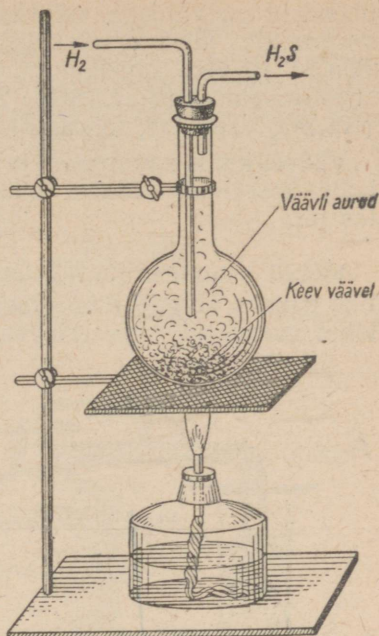
Platina ühineb väävliga soojendamisel ainult peenikese pulbrina, kuna lehe- või traadikujul ta ei muutu ka sulanud väävli.

Peale selle ühineb väävel kõrgel temperatuuril ka paljude mittemetallidega — fosfori, süsiniku, kloori ja teistega.

**Väävel looduses.** Väävel on looduses võrdlemisi levinud element ja teda leidub maakeral nii puhtal kujul kui ka ühendites. Puhast väävlit leidub paljudes kohtades lademetena, kuid tootmiseks kõlblikke väävli lademeid 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



Joonis 46. Väävelvesiniku saamine väävli ja vesiniku ühinemisel.

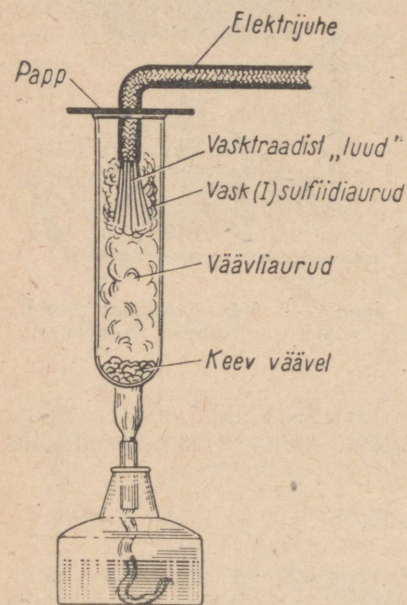
ühendeid metallidega, näiteks: püriit ( $\text{FeS}_2$ ), vaserähk ( $\text{CuFeS}_2$ ), seatinaläik ( $\text{PbS}$ ), tsinkläik ( $\text{ZnS}$ ), kinnaver ( $\text{HgS}$ ), vaskläik ( $\text{Cu}_2\text{S}$ ) jt. Veel sagedamini esineb väävel järgmiste mineraalide koostisosana: kips ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ), raskepagu ( $\text{BaSO}_4$ ), mirabüliit ( $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ), mörusool ( $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ) jt.

Väävel kuulub taimsetes ja loomsetes organismides leiduvate valkude koostisse; vähesel määral leidub väävlit ka kivisöes, naftas jm.

**Väävli saamine.** Väävli leiukohtades esinevate väävlimaagi kihide paksus kõigub mõne meetri ja kümnete meetrite vahel. Need kihid asetsevad väga erinevais 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.

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 autoklaav (joon. 48) 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

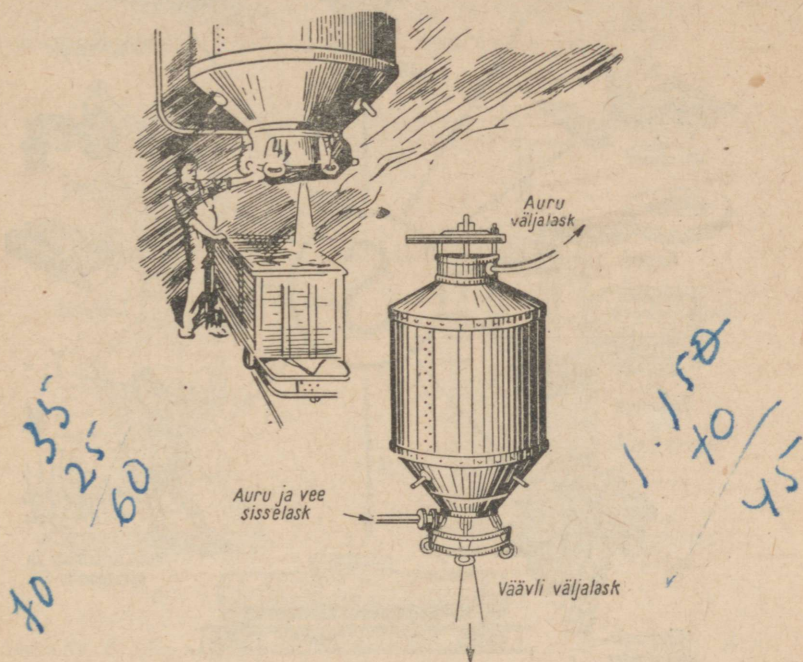


Joonis 47. Vase põlemine väävli aurudes.

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.

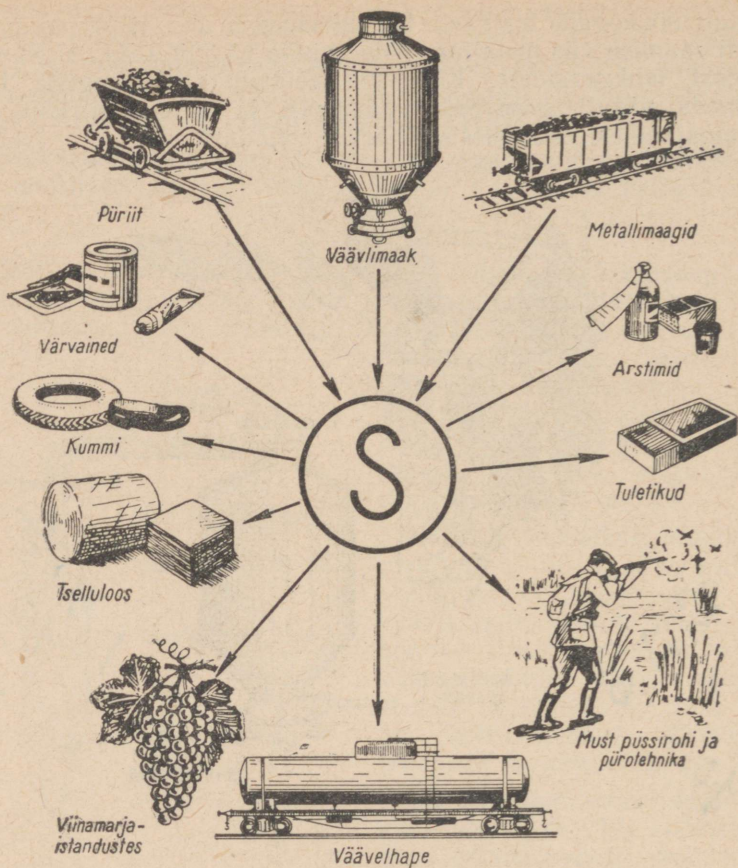
Tsaari-Venemaal veeti väävlit välismaalt sisse. Nõukogude võimu ajal avastati NSV Liidus suuri väävliilademeid. Peale selle

avastati nõukogude teadlaste töö tulemusena uus, tähelepanuvääriv väävli saamise viis metallurgiliste ahjude väävliit ( $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ) sisaldavatest lahkgasidest. Kõik see võimaldas Nõukogude Liidul vabaneda väävli sisseveost välismaalt ja rahuldada kõiki meie rahvamajanduse mitmekesiste harude vajadusi.



Joonis 48. Autoklaav väävli väljasulamiseks liivasest väävliimaagist.

**Väävli kasutamine.** Väävliit ja tema ühendeid kasutatakse rahvamajanduse kõikides harudes väga suurtes kogustes ning kõige mitmesugusemateks otstarveteks (joon. 49). Väävel on muutunud keemiatööstuse aluseks. Väävliit vajatakse tselluloosi (paber, tselluloid, tehissiid, suitsuta püssirohi), väävelhappe, tuletikkude, kummi, musta püssirohu, värvainete, ravimite jne. valmistamiseks. Väävliiõit kasutatakse taimekaitsevahendina (näiteks viinamarjaistandustes).



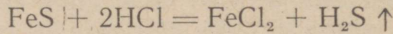
Joonis 49. Väävli kasutamine.

### Kordamisküsimusi.

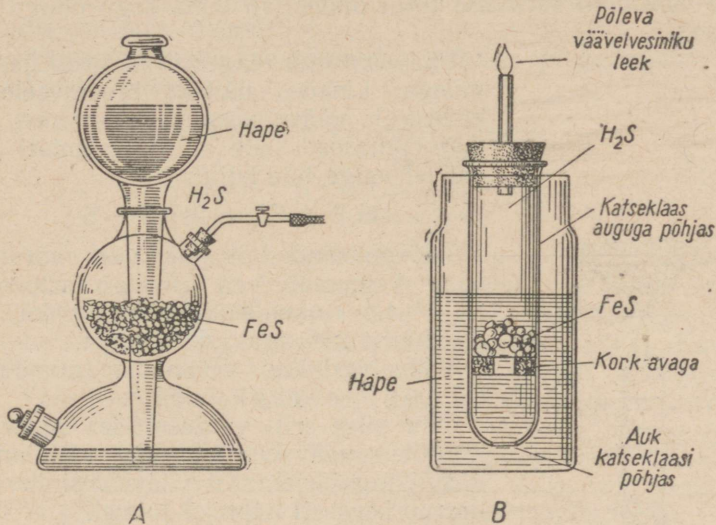
1. Nimetada väävli füüsikalisi omadusi.
2. Missuguseid väävli sorte tunnete?
3. Nimetada väävli keemilisi omadusi.
4. Mitme valentne on väävli aatom ühendites a) metallidega, b) vesinikuga, c) hapnikuga?
5. Seletada ja iseloomustada väävli reageerimist metallide ja mittemetallidega.
6. Loetleda tähtsamad vaba väävli leiukohad NSV Liidus.
7. Kuidas saadakse väävliit väävliimaagist?
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. Väavelvesinik.

**Väavelvesiniku saamine.** Laboratooriumides saadakse väavelvesinikku lahjendatud hapete toimel sulfiididesse, näiteks:



Kuna reaktsiooni toimumiseks ei ole tarvis soojendamist, siis on teda kõige hõlpsam teostada Kipp'i aparaadis (joon. 50).



Joonis 50. Seadis väavelvesiniku saamiseks. A — Kipp'i aparaat; B — katseklaasist seadis väavelvesiniku saamiseks (näidatakse väavelvesiniku põlemist).

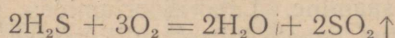
**Füüsikalised omadused.** Väavelvesinik on värvusetu, mädamuna lõhnaga, õhust veidi raskem gaas. Normaalseis tingimustes kaalub 1 liiter väavelvesinikku 1,54 g. Veeldub temperatuuril  $-60^\circ$  ja tahkub temperatuuril  $-86^\circ$ .

Väavelvesinik on väga mürgine ja juba 1 osa väavelvesinikku 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. Väavelvesiniku sissehingamisele suuremas kontsentratsioonis võib järgneda minestus ja isegi surm hingamiseldundite halvatus tagajärjel.

Mürgituse puhul talutada kannatanu värske õhu kätte, raskeil juhtudel anda sisse hingata puhast hapnikku.

Mürgituste vältimiseks tuleb kõik katsed väavelvesinikuga toimetada ainult tõmbekapis!

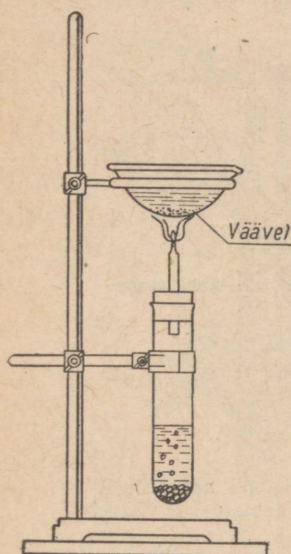
**Keemilised omadused.** Väavelvesinik põleb sinaka leegiga; väavelvesiniku täielikul põlemisel tekivad väaveldioksiidid ja veeaur:



Kui asetada väavelvesiniku leeki mõni külm ese, näiteks portselankauss, s. t. kui jahutada leeki, siis pole gaasi põlemine enam täielik ja kausil eraldub vaba väavel kollase pulbrina (joon. 51):

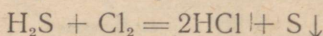


Väavelvesiniku süttivuse tõttu plahvatab tema segu õhuga nagu paukgaas.



Joonis 51. Väavelvesiniku põlemine õhus.

Väavelvesinik reageerib kergesti halogeenidega. Lisades näiteks broomveele või kloorveele väavelvesiniku vesilahust, eraldub viimasest selle oksüdeerumisel vaba väavel valge häo kujul:



Väavelvesinik lahustub vees võrdlemisi hästi: 1 ruumala vett lahustab temperatuuril  $0^\circ$  4,6 ruumala väavelvesinikku, temperatuuril  $20^\circ$  aga 2,6 ruumala.

Väavelvesiniku vesilahust nimetatakse väavelvesinikveeks.

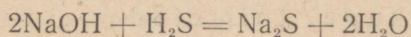
Õhu ning eriti valguse käes seistes soogastub väavelvesinikvesi väljalangeva väavli tagajärjel, sest väavelvesinik oksüdeerub kergesti hapniku toimel.

Et väavelvesiniku vesilahusel on kõiki happeid iseloomustavaid omadusi (näiteks värvub sinine lakmus tema toimel punaseks), nimetatakse väavelvesiniku vesilahust väavelvesinikhappeks. Ta on väga nõrk, s. t. võrdlemisi passiivne hape.

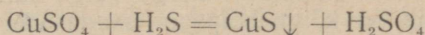
**Väavelvesinikhappe soolad.** Väavelvesinikhape annab metallidega, aluseliste oksüüdidega, aluste ja sooladega reageerimisel soolasid, mida nimetatakse sulfiidideks.

Kahealuselise happena annab väavelvesinikhape kaks rida soolasid — neutraalsed ja hapud. Neutraalseid soolasid nimetatakse lihtsalt sulfiidideks, hapusid soolasid aga hüdro-sulfiidideks. Näiteks naatriumsulfiid —  $\text{Na}_2\text{S}$  ehk  $\overset{\text{Na}}{\text{Na}} > \text{S}$ , naatriumhüdro-sulfiid —  $\text{NaHS}$  ehk  $\overset{\text{Na}}{\text{H}} > \text{S}$ .

Näiteid sulfiidide saamise kohta. Väavelvesiniku toimel naatriumhüdroksüüdi (alus) vesilahusesse saadakse naatriumsulfiid:



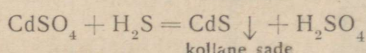
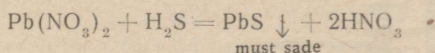
Väavelvesiniku toimet vasksulfaadi (sool) vesilahusesse saadakse vask(II) sulfiid:



Enamik sulfiide ei lahustu vees, paljud ei lahustu isegi hapetes. Lahustuvad vees leelismetallide (ja mõningad teised) sulfiidid (vaata tabelit 2). Sel põhjusel on sulfiidid looduses väga levinud.

Paljudel sulfiididel on neid iseloomustav värvus, nii näiteks on vasksulfiid (CuS) — must, kadmiumsulfiid (CdS) — kollane (kollane värvaine), tsinksulfiid (ZnS) — valge, mangaansulfiid (MnS) — roosakas. Seega on võimalik sulfiidide värvuse põhjal määrata sulfiidis esinevat metalli.

Väavelvesinikhape reaktiiviks on seatina ja kadmiumi soolade vesilahused. Näiteks:



Sulfiide kasutatakse laialdaselt tööstuses, näiteks kasutatakse nahatööstuses Na<sub>2</sub>S ja K<sub>2</sub>S karvade mahavõtmise vahendina.

**Väavelvesiniku leidumine.** Väavelvesinikku leidub looduses vulkaanilistes gaasides ja mineraalallikate vetes, näiteks Kaukaasias (Pjatigorskis ja Sotši-Matsestas), Staraja Russas ja teistes kohtades. Väavelvesiniku-allikate vett kasutatakse haiguste (eriti naha-haiguste) ravimisel.

Väavelvesinik tekib ka loomade korjustes ja taimedes olevate valkude mädanemisel. See ongi põhjuseks, miks solgiaugud, roiskeved ja prügimäed levitavad sageli väavelvesiniku haisu.

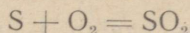
Musta mere alumised veekihid on kohati mürgistatud väavelvesinikuga.

### Kordamisküsimusi.

1. Nimetada väavelvesiniku füüsikalisi ja keemilisi omadusi.
2. Missugused omadused on väavelvesiniku vesilahusel?
3. Mida nimetatakse a) sulfiidiks, b) hüdroosulfiidiks?
4. Nimetada väavelvesiniku leiukohti looduses.
5. Kuidas saadakse laboratooriumis väavelvesinikku?
6. Mitu grammi väavelvesinikku tekib 32 g väävli reageerimisel vesinikuga?
7. Mitu grammi väavelvesinikku tekib 11 g raudsulfiidi reageerimisel väävelhappega?
8. Mitu grammi seatinasulfiidi tekib väavelvesiniku juhtimisel läbi lahuse, milles on 0,5 g-moli seatinanitraati?

### 3. Vääveldioksüüd ja väävlishape.

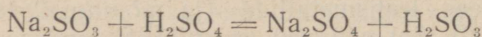
**Vääveldioksüüdi saamine.** Vääveldioksüüd ehk väävlishappe anhüdriid (SO<sub>2</sub>) tekib väävli otsesel põlemisel õhus või hapnikus:



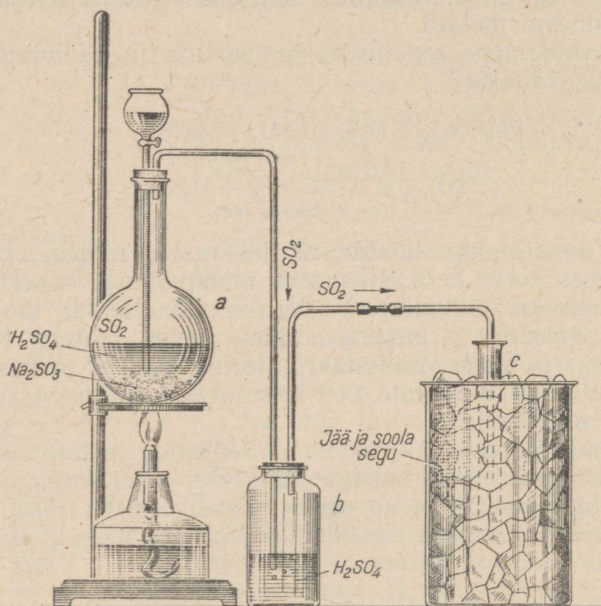
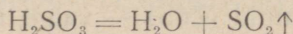
Väävli põlemisel ei saada aga vääveldioksüüdi puhtal kujul,

kuna ühes väveldioksüüdiga tekib vähesel määral ka väaveltriok-  
süüdi ( $\text{SO}_3$ ); viimane on nähtav kerge valge suitsuna.

Laboratooriumis on kõige hõlpsam saada väveldioksüüdi kon-  
sentreeritud väavelhappe toimel naatriumsulfitisse (joon. 52):



Tekkinud väavlishape ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) laguneb kohe veeks ja väveldi-  
oksüüdiks:



Joonis 52. Väveldioksüüdi veeldamine: a)  $\text{SO}_2$  saamine;  
b)  $\text{SO}_2$  kuivatamine; c)  $\text{SO}_2$  veeldamine.

**Väveldioksüüdi omadused.** Väveldioksüüd on värvusetu, terava lõhnaga gaas, mis kõigile on tuntud põleva väavli lõhnana. Vävel-  
dioksüüd mõjub ärritavalt silmadele ja hingamisorganite limanah-  
kadele. Väveldioksüüd kahjustab tervist isegi väga väikestes  
kogustes pideval sissehingamisel, sest ta on mürgine.

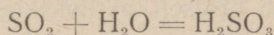
Eriti hävitavalt mõjub väveldioksüüd taimestikule. Vabrikute  
ümbruses, millede tootmisprotsessi tulemusel eraldub õhku vävel-  
dioksüüd, hävineb igasugune taimestik. Tänapäeval püütakse meie  
vabrikutes väveldioksüüd kinni ja kasutatakse ära väavelhappe  
ning väavli saamiseks.

Normaalseis tingimustes kaalub 1 liiter  $\text{SO}_2$  2,93 g. Järelikult  
on väveldioksüüd õhust üle kahe korra raskem.

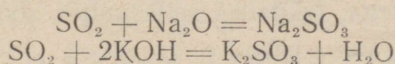
Atmosfäärsel rõhul veeldub ta võrdlemisi kergesti värvusetuks vedelikuks, mis keeb temperatuuril  $-10^{\circ}$ . Väaveldioksüüdi on võimalik alal hoida teraspudelites harilikul temperatuuril 2,5 at rõhu all.

Väaveldioksüüd lahustub hästi vees. Üks ruumalaühik vett lahustab temperatuuril  $20^{\circ}$  39,4 ruumalaühikut  $\text{SO}_2$ .

Väaveldioksüüdil on kõik happe anhidriidide keemilised omadused. Ta reageerib veega ja moodustab sellega ebapüsiva väavlishappe:



Väaveldioksüüd reageerib aluseliste oksüüdidega ja alustega, andes väavlishappe soolaid, mida nimetatakse sulfititeks.

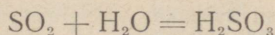


Järelikult on  $\text{SO}_2$  väavlishappe ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) anhidriidiks.

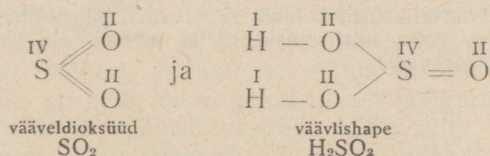
**Väaveldioksüüdi kasutamine.** Väaveldioksüüdi kasutatakse peamiselt väavelhappe tootmisel ning vahetult paberi- ja tekstiilitööstuses. Väaveldioksüüdi kasutatakse ka desinfitseeriva vahendina, sest ta mõjub surmavalt haigusi ja hallitust tekitavatele pisikutele ja seentele. Põleva väavliga «väaveldatakse» keldri- ja aida ruume, veinivaate, käärimisastjaid jne. Väaveldioksüüdiga väaveldatakse samuti kärnatõppe haigestunud loomi.

Väaveldioksüüd valastab paljusid värve (orgaanilisi) ja kasutatakse seetõttu villa, paberi, siidi ja õle pleegitamiseks (joon. 53). Ta ei hävita värvaineid, vaid ühineb nendega värvuse tuuks ühendeiks, mis on taastatavad. Seetõttu muutuvad väaveldioksüüdiga pleegitatud õlgkübarad pikkamööda jälle kollaseks.

**Väavlishape ja tema soolad.** Juhtides väaveldioksüüdi vette, saadakse ebapüsiva väavlishappe vesilahus:

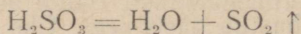


Väaveldioksüüdis ja väavlishappes on väavel neljavalentne, nagu nähtub järgmistest struktuurivalemitest:



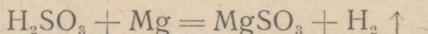
Joonis 53. Lillede valastamine väaveldioksüüdiga.

Väävlishape on nõrk hape, mis püsib ainult nõrkades vesilahustes. Katsel valmistada väävlishappe vesilahuse keetmise teel kontsentreeritud hapet laguneb ta vääveldioksiidiks ja veeks:

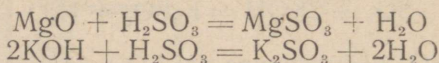


Väävlishape on soolhappest palju nõrgem ja keemiliselt vähem aktiivne. Seetõttu väävlishape reageerib metallidega ka palju aeglasemalt kui soolhape.

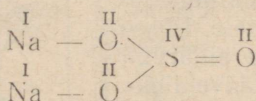
Väävlishape reageerib otseselt aktiivsemate metallidega, näiteks magneesiumiga:



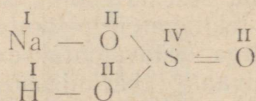
Väävlishape, nagu ka kõik teised happed, reageerib aluseliste oksiidide ja alustega, tekitades selle juures soolaid. Näiteks:



Väävlishape on kahealuseline hape ja annab kaks rida püsivaid soolaid: neutraalseid ja hapusid. Väävlishappe neutraalseid soolaid nimetatakse sulfititeks ja hapusid — hüdro-sulfititeks.



naatriumsulfit  
 $\text{Na}_2\text{SO}_3$



naatriumhüdro-sulfit  
 $\text{NaHSO}_3$

Väävlishappe sooladel on väga suur tähtsus tehnikas; näiteks kasutatakse naatriumsulfitit ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ) tekstiilitööstuses, fotoasjanduses, arstiteaduses, toiduainete ja puuvilja konservimisel jne. Naatriumhüdro-sulfitit ( $\text{NaHSO}_3$ ) kasutatakse kangaste värvimisel. Kaltsiumhüdro-sulfitit [ $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ ] tarvitatakse suurtes kogustes tselluloositööstuses puidu ümbertöötamisel sulfit-tselluloosiks.

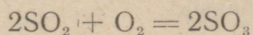
#### Kordamisküsimusi.

1. Missugusel kolmel viisil saadakse vääveldioksiidi?
2. Nimetada vääveldioksiidi omadusi.
3. Nimetada väävlishappe omadusi. Kas on võimalik saada kontsentreeritud väävlishapet? Kui mitte, siis mispärast?
4. Milleks kasutatakse peamiselt vääveldioksiidi, väävlishapet ja tema soolaid?
5. Mitu grammi vääveldioksiidi tekib 12 g väävli põletamisel?
6. Kui palju tuleb võtta naatriumsulfitit, et soolhappega temasse toimimisel saada 16 g vääveldioksiidi?

#### 4. Vääveltrioksiid ehk väävelhappe anhüüriid.

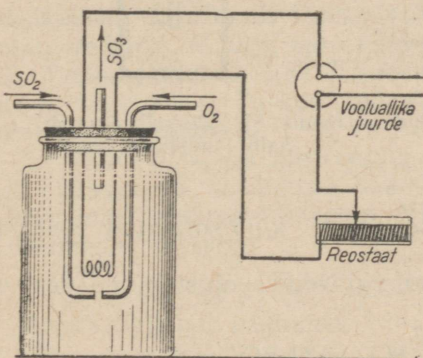
**Vääveltrioksiüdi saamine.** Vääveltrioksiid ( $\text{SO}_3$ ) tekib vähesel määral valge suitsu kujul ühes vääveldioksiidiga väävli põlemisel hapnikus.

Vääveltrioksiüdi saadakse suuremates kogustes vääveldioksiüdi otsesel ühinemisel hapnikuga:



Harilikes tingimustes ja isegi soojendamisel oksüdeerub aga  $\text{SO}_2$  äärmiselt aeglaselt, mispärast vääveltrioksiüdi saamiseks kasutatakse katalüsaatoreid, s. t. reaktsiooni kiirendajaid.

Katalüsaatorite juuresolekul ja kõrgemas temperatuuris kiireneb vääveldioksiüdi ja hapniku vahel toimuv oksüdeerimisreaktsioon tunduvalt.



Joonis 54.  $\text{SO}_3$  saamine  $\text{SO}_2$  ja  $\text{O}_2$  segust raudoksiidist katalüsaatori juuresolekul.



Joonis 55.  $\text{SO}_3$  saamine  $\text{SO}_2$  ja  $\text{O}_2$  segust.

Katalüsaatorina kasutatakse raud(III)oksiüdi ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ), peenestatud platinat (Pt), vanaadiumhappe anhüüriidi ( $\text{V}_2\text{O}_5$ ).

Väiksemate vääveltrioksiüdi koguste saamiseks kasutatakse laboratooriumides joonisel 54 kujutatud seadist. Kuiva purki juhatakse läbi seda sulgeva korgi kahe painutatud klaastoru kaudu vääveldioksiüdi ( $\text{SO}_2$ ) ja hapnikku ( $\text{O}_2$ ). Korki läbib veel kaks jämedast vasktraadist valmistatud elektroodi. Purgis olevad elektroodiotsad ühendatakse raudtraadist valmistatud spiraaliga või elektripliidi spiraalitikuga. Läbi spiraali juhatakse valgustusvõrgust võetud elektrivool, spiraali hõõgumist reguleeritakse reostaadi abil. Katalüsaatoriks on selle katse puhul traadi hõõgumisel tekkiv raudoksiid. Purgis tekib vääveltrioksiüdi valge suits. Loksutades saadud suitsutaolist vääveltrioksiüdi veega, saadakse väävelhape.

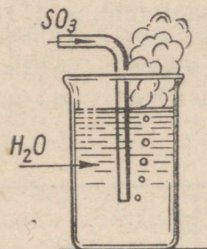
Lakmuse ja baariumkloriidi abil on võimalik tõestada, et purgis tekkis väävelhape.

Kui paigutada vääveldioksüüdi ja hapniku seguga täidetud purki tugevasti hõõguv terastraat, saadakse selles samuti vääveltrioksüüd (joon. 55).

**Vääveltrioksüüdi omadused.** Puhas vääveltrioksüüd ( $\text{SO}_3$ ) on temperatuuril  $45^\circ$  keev vedelik, mis tardub temperatuuril  $17^\circ$  värvusetuks kristalliliseks massiks.



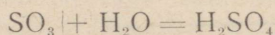
Joonis 56. Vääveltrioksüüdi alalhoidmine.



Joonis 57. Vääveltrioksüüdi halb lahustuvus vees.

Vääveltrioksüüdi hoitakse alal kinnisulatatud klaaskolvis (joon. 56).

Vääveltrioksüüd ühineb energiliselt soojust eraldades veega, tekitades väävelhappe:



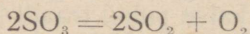
Valades aga vett kristallilisele vääveltrioksüüdile, võib tormiliselt toimuva reaktsiooni tõttu vabaneva suure soojushulga mõjul vesi muutuda järsult auruks ja põhjustada kardetavat plahvatust.

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 (joon. 57).

Vääveltrioksüüd lahustub aga hästi kontsentreeritud väävelhappes, astudes osaliselt temaga keemilisse ühendusse. Seda lahust nimetatakse **suitsevaks väävelhappeks**.

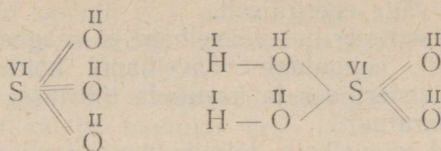
Sel põhjusel lahustatakse väävelhappetööstuses  $\text{SO}_3$  kontsentreeritud väävelhappes, ja mitte vees.

Vääveltrioksüüd laguneb kõrgel temperatuuril vääveldioksüüdiks ja hapnikuks:



Järelikult on vääveltrioksüüd ( $\text{SO}_3$ ) oksüdeerija.

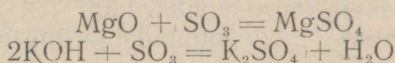
Vääveltrioksiidid ja väävelhappes on väävel kuuevalentne, nagu nähtub allpool toodud struktuurvalemitest:



Vääveltrioksiid  
SO<sub>3</sub>

Väävelhape  
H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

Väävelhappe anhidriidil on tüüpilistele happe anhidriididele kuuluvad keemilised omadused. Ta reageerib aluseliste oksüüdidega ja alustega, moodustades väävelhappe soolaid. Näiteks:

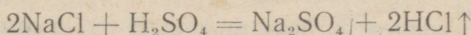


### 5. Väävelhape.

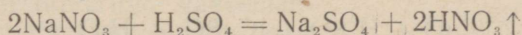
**Füüsikalised omadused.** Puhas väävelhape on värvuseta raske õlitaoline vedelik<sup>1</sup>. Müügil olev väävelhape sisaldab ligikaudu 96% H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Tema erikaal on 1,84. Erinevalt teistest hapetest on ta vähe lenduv ja väga püsiv. Ta keeb temperatuuril 336,5°.

**Keemilised omadused.** 1. Väävelhappe väike lenduvus. Et väävelhape on mittellenduv hape, siis on võimalik tema toimel vastavatesse sooladesse saada mõningaid teisi, väävelhappesest kergemini lenduvaid happeid. Näiteks

a) soolhappe saamine:

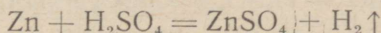


b) lämmastikhappe saamine:



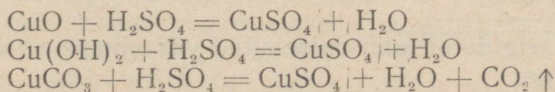
2. Väävelhappe happelised omadused. Väävelhape on keemiliselt väga aktiivne hape, seetõttu reageerib ta paljude ainetega.

Peaaegu kõik metallid lahustuvad lahjendatud väävelhappes, mille juures eraldub vesinik ja tekivad soolad (sulfaadid), näiteks:



Metallidest ei lahustu lahjendatud väävelhappes ainult järgmised: vask, elavhõbe, hõbe, plaatina ja kuld.

Edasi reageerib väävelhape aluseliste oksüüdidega, alustega ja sooladega, andes seejuures väävelhappe soolaid (sulfaate), näiteks:



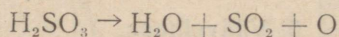
<sup>1</sup> Rahvasuus nimetatakse väävelhapet lõngaõliks ehk vitriolõliks.

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 tööstuses väävelhappega töötamisel raudaparatuuri.

Kontsentreeritud väävelhape toimib soojendamisel kui oksüdeerija ning reageerib metallidega teisiti kui lahjendatud hape. Kõik metallid peale kulla ja plaatina lahustuvad sooja kontsentreeritud väävelhappes.

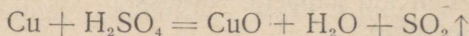
Metalli lahustumisreaktsioon on võrdlemisi keerukas. Oksüdeerimisprotsessi kestel kontsentreeritud väävelhape ise laguneb ja redutseerub kuni väävlisshappe anhüdriidini ( $\text{SO}_2$ ). Seda väävelhappe lagunemisprotsessi võib kujutada järgmise reaktsiooni võrrandi abil:



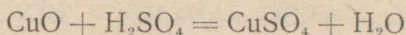
Tekkimismomendil eralduv hapnik on atomaarne ja oksüdeerib metalli, muutes viimast oksüüdiks, mis happe uute molekulidega reageerides annab soola.

Näiteks reageerib vask kontsentreeritud väävelhappega alljärgnevalt.

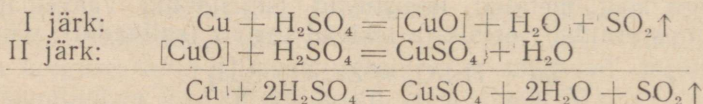
Esimeses järgus vask oksüdeerub väävelhappe toimel vask(II)-oksüüdiks, kusjuures eralduv vääveldioksüüd:



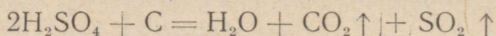
Teises järgus reageerib tekkinud vask(II)oksüüd väävelhappe ülehulgaga ja tekib sool — vasksulfaat:



Liites mõlemad reaktsiooni võrrandid saame reaktsiooni summaarse võrrandi:



Analoogiliselt reageerib kontsentreeritud väävelhape paljude teiste metallidega ning mõningate mittemetallidega, näiteks söega:



Ülaltoodust selgub, et kontsentreeritud väävelhape on oksüdeerivate omadustega.

4. Väävelhappe sööbivad omadused. Paljud orgaanilised ained, nagu tselluloos, mis moodustab puidu peakoostisosa,

suhkur jt. söestuvad kontsentreeritud väävelhappes. Orgaaniliste ainete koostisse kuuluvad peamiselt elemendid süsinik (C), vesinik (H) ja hapnik (O); näiteks avaldub suhkru koostis järgmise valemiga —  $C_{12}H_{22}O_{11}$ . Väävelhape justkui võtab orgaanilistelt ainetelt vee koostise elemendid — vesiniku ja hapniku ära, jättes järele süsiniku, mis eraldub söena.

Ulalnimetatud väävelhappe toimet selgitab järgmine katse.

Asetame keeduklaasi väikese koguse peenestatud suhkrut, valame sellele veidi 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 (joon. 58). 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 teostub ka puidu söestumine pirru asetamisel kontsentreeritud väävelhappesse. Samuti põhjustab nahale sattunud väävelhape kardetavaid põletisi.

Seepärast äärmine ettevaatus väävelhappega tegelemisel!

5. Väävelhappe vett siduva ainenä. Väävelhappe iseärasuseks on tema omadus energiliselt ühineda veega, kusjuures eraldub palju soojust. Väävelhappe reageerimist veega näitab ilmekalt joonisel 59 kujutatud katse.

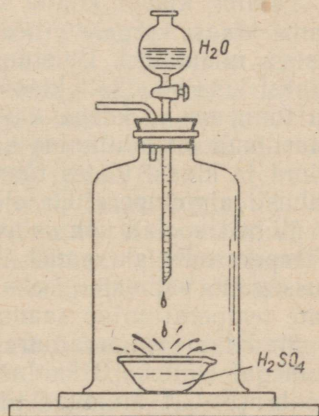
Töötades kontsentreeritud väävelhappega tuleb tingimata kinni pidada järgmistest ettevaatusabinõudest: väävelhappe lahjendamisel veega tuleb väävelhapet valada vette peene joana, lahust kogu aeg segades (joon. 60). Väävelhappe väljapurskumise vältimiseks ei tohi mingil tingimusel valada vett happesse!

Vee valamisel väävelhappesse võib vesi soojeneda kuni keemiseni ning tekkinud veeaur võib põhjustada väävelhappe väljapritsimist anumast (joon. 61) ja seega kardetavaid põletushaavu.

Juhul, kui väävelhappe tilgad on sattunud nahale, tuleb soovitatud kohta tugevasti uhta esiteks puhta veega, siis söögisooda vesilahuse, lubjavee või ka



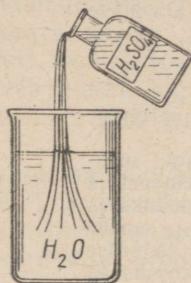
Joonis 58.  
Suhkru söestumine väävelhappes.



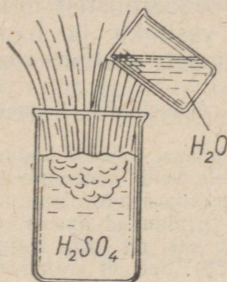
Joonis 59.  
Väävelhappe reageerimine veega.

seebiveega, selle järel sinna raputada söögisoodat, hambapulbrit või midagi muud, mis neutraliseerib hapet.

Vävelhape neelab ahnelt endasse veeauru ja teda kasutatakse seetõttu tihti vävelhappega mittereageerivate gaaside kuivatamiseks.



Joonis 60.  
Vävelhappe valamine vette.



Joonis 61.  
Vee valamine vävelhappesse.

**Soojuslikud nähtused lahustumisel.** Ainete lahustumisel vees võib täheldada tervet 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 värskest valmistatud lahus on madalama temperatuuriga kui võetud lahusti.

Soojuse neeldumise demonstreerimiseks lahustumisel teostame järgmise katse.

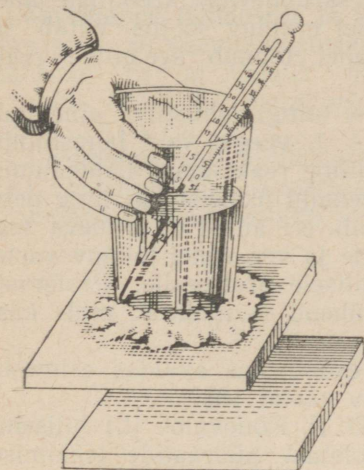
Valame klaasi külma vett ja määrame vee temperatuuri. Asetame klaasi kergele vineerist või papist alusele, enne klaasi põhja veega niisutades. Puistame klaasi ammoniumnitraati ja segame klaasi sisu hoolikalt klaaspulgaga. Varsti näeme termomeetri järgi ja tunneme ka käega katsudes, et lahus on tugevasti jahtunud. Harilikult on jahtumine niivõrd tugev, et klaas külmub aluse külge kinni ja klaasi tõstes tõuseb ka alus (joon. 62). (Sel juhul peab lahusti algtemperatuur olema  $0^{\circ}$  lähedal.)

Mõned soolad põhjustavad lahustumisel üsna tugevat jahtumist. Temperatuuri alanemist lahustumisel kasutatakse sageli nn. jahutussegude valmistamiseks, mida tegelikus elus tarvitatakse madalate temperatuuride saamiseks.

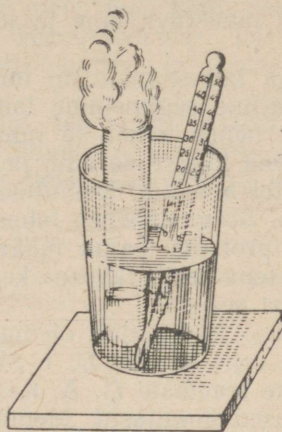
Madalaid temperatuure võib saada soolade segamisel jää või lumega. Näiteks 3 kaaluosa jääd või lund ja 1 kaaluosa keedu-soola (NaCl) annavad temperatuuri kuni  $-21^{\circ}\text{C}$ ; jää või lumi ja kristalliline kaltsiumkloriid ( $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ) annavad temperatuuri kuni  $-55^{\circ}\text{C}$ .

Jahtumine, s. t. soojuse neeldumine lahustumisel on puhtfüüsikaline nähtus.

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 62. Temperatuuri alanemine lämmastikhappe soola lahustumisel.



Joonis 63. Temperatuuri tõus naatriumhüdroksüüdi lahustumisel. Eeter keeb katseklaasis.

tarvis kulutada energiat, seetõttu on loomulik, et lahustumisega kaasneb ka soojust neeldumine ja lahuse temperatuuri alanemine.

2. Soojenemine lahustumisel. Mõnede ainete lahustumisel täheldatakse vastupidi, soojenemist, s. t. soojust eraldumist. Näiteks, kui võtame klaasi külma veega ja asetame sellesse kristallilist naatriumhüdroksüüdi, siis segamisel viimane lahustub; seejuures termomeeter näitab vedeliku tugevat soojenemist, mida võime tunda ka käega, kui katsume klaasi (joon. 63).

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 keemiliste nähtustega.

**Hüdraadid ja kristallhüdraadid.** Teadlastel õnnestus mitmesuguseid uurimismeetodeid kasutades tõestada, et lahustumisel paljude ainete molekulid ühinevad lahusti molekulidega, moodustades eriliiki keemilisi ühendeid.

Kui lahustiks on vesi, siis lahustunud aine ühendeid veega nimetatakse **hüdraatideks** ja nende tekkimise protsessi ennast — hüdratiseerumiseks.

Tekkinud hüdraate saab lahustest eraldada. Nii näiteks tuntakse väävelhappe puhul järgmisi hüdraate:  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  jt.; naatriumhüdrosüüd annab hüdraate  $\text{NaOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaOH} \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  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, s. t. 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  $\text{CuSO}_4$ , vaid sisaldavad ka vett, nimelt ühe molekuli  $\text{CuSO}_4$  kohta 5 molekuli  $\text{H}_2\text{O}$ , seega vasevitrioli valem kujuneb järgmiseks:  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Naatriumsulfaadi kristallhüdraadi (glaubrisoola) valem on  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  jne.

Kristallvee seose püsivus on eri ainete kristallides erinev. Paljud neist kaotavad kristallvee juba toatemperatuuril. Nii näiteks kristalliline sooda (pesusooda —  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ) kaotab õhu käes seistes võrdlemisi kergesti vee, muutub tuhmiks ja laguneb pikema mööda pulbriks.

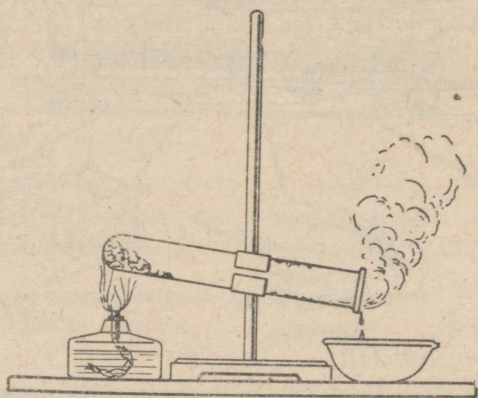
Teised kristallhüdraadid kaotavad kristallvee tugevamal soojendamisel. Näiteks sinised vasevitrioli kristallid muutuvad soojendamisel valgeks, kusjuures eraldub vesi. Kui veevabale vasksulfaadile ( $\text{CuSO}_4$ ) valada vett, siis toimub energiline reaktsioon, kusjuures eraldub palju soojust ja tekib jälle sinine vasevitriol (joon. 64).

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.

**Väävelhappe tähtsusest ja kasutamisest.** Väävelhape on põhilise tähtsusega nii keemiatööstusele kui ka meie maa kogu rahvamajandusele. Ta on vajalik nii igas keemiatööstuses harus kui ka nafta-, tekstiili-, metallurgia-, elektrotehnika- ja teistes tööstustes.

Väävelhappe abil valmistatakse kahte tähtsamat kunstväetist: fosforväetist — superfosfaati ja lämmastikväetist — ammoooniumsulfaati. Seega osutub väävelhappe üheks tähtsamaks teguriks



Joonis 64. Kristallvee eraldumine vasevitrioli kristallide soojendamisel.

meie põldude viljakuse tõstmise alal, mis on kolossaalse tähtsusega meie sotsialistlikule põllumajandusele.

Väävelhapet kasutatakse peaaegu kõikide lõhkeainete valmistamisel.

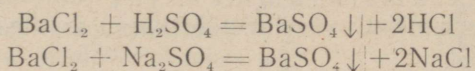
Väävelhapet kasutatakse veel teiste hapete tootmiseks, sest ta on väga tugev ja mittelenduv hape, olles seejuures ka väga odav.

Peale selle kasutatakse väävelhapet mitmesuguste soolade, mineraalvärvide, tekstiilitööstuses kasutatavate värvainete, tehiskiudainete valmistamiseks; edasi kasutatakse teda metallurgias, naftatööstuses — petrooleumi, bensiini ja määrdeainete puhastamiseks, rasvade töötlemisel, suhkru- ja nahatööstuses, akumulaatorite täidisesena jne. (joon. 65).

Ei ole ühtegi keemiatööstuse haru, kus ei kasutata väävelhapet.



mingi baariumisoola lisamisel saadud hapetes lahustumatu valge sade on kindlaks tunnuseks väävelhappe või tema soolade olemasolule lahuses. Näiteks:



Seega on lahustuvad baariumsoolad reaktiiviks väävelhappele ja tema sooladele.

Kristallvett sisaldavaid vase, raua ja tsingi väävelhappe soolasid nimetatakse ka **vitriolideks**, näiteks vasevitriol  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

Väävelhappe ning metallide alumiiniumi ja kaaliumi või kroomi ja kaaliumi 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 isesuguse väävelhappe soola kristalliseerumisel vesilahusest.

Tuntakse järgmisi maarjaid:

- 1) kaalium-alumiiniummaarjas —  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
- 2) kaalium-raudmaarjas —  $\text{KFe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
- 3) naatrium-kroommaarjas —  $\text{NaCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

**Väävelhappe soolade kasutamine.** Suure praktilise tähtsusega on järgmised väävelhappe soolad.

**Naatriumsulfaat** ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ). Kasutatakse toorainena sooda- ja klaasitööstuses, naatriumtiosulfaadi ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ), ultramaariini (sine) ja teiste ainete valmistamisel. Tema kristallhüdraati  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (glaubrisool) tarvitatakse riidevärvimisel ja arstiteaduses lahtistina.

**Kaaliumsulfaati** ( $\text{K}_2\text{SO}_4$ ) kasutatakse kaaliväetisena.

**Baariumsulfaati** ( $\text{BaSO}_4$ ) kasutatakse valgete värvide (litopooni jt.) valmistamisel.

**Magneesiumsulfaati** ( $\text{MgSO}_4$ ) leidub merevees. Tema kristallhüdraati  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  (mõrusool) kasutatakse lahtistina.

**Rauavitriol** ( $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ) moodustab rohelist kristalle. Tehnikas kasutatakse teda laialdaselt tindi ja värvide valmistamisel, fotoasjanduses jne. Edasi kasutatakse teda taimekahjurite (näklaste) tõrjevahendina.

**Vasevitriol** ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) on siniseid kristalle moodustav aine. Mürgise toime tõttu kasutatakse vasevitrioli lahust, millele on lisandatud kustutamata lupja (bordo vedeliku nime all) taimede seenhaiguste vältimiseks. Kuiva vasevitrioli kasutatakse seemnevilja puhumisel nõgipea tõrjeks. Edasi kasutatakse vasevitrioli värvimisel maalrivärvidega ja sitsitrükkimisel.

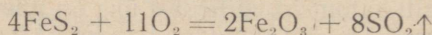
Tsingivitriol ( $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ ) moodustab värvusetuid kristalle. Tsinksulfaadi lahust kasutatakse puidu immutamiseks ja tekstiilitööstuses.

Kaalium-alumiiniummäärjat [ $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ ] kasutatakse nahaparkimisel, värvimistööstuses, arstiteaduses, paberitööstuses jne.

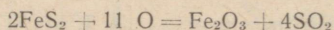
**Väävelhappe tööstusliku tootmise viisid.** Väävelhapet toodetakse tööstuses tänapäeval peamiselt kontaktmenetluse abil.

1. Kontaktmenetlus põhineb vääveldioksüüdi oksüdeerimisel õhuhapnikuga katalüsaatori juuresolekul ning seejuures tekkinud vääveltrioksüüdi ühinemisel veega.

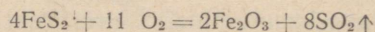
Väävelhappe saamine kontaktmenetlusel on skemaatilisel kujutatud joonisel 66. Skeemist nähtub, et vääveldioksüüd saadakse püriidi ( $FeS_2$ ) särdamisel erilistes ahjudes, nn. püriidiahjudes:



Reaktsiooni võrrandi  $FeS_2 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$  koefitsientide leidmiseks on soovitatav alustada keerukama valemiga  $Fe_2O_3$ . Võrdsustades esmalt raua aatomite arvu —  $2FeS_2$ , siis vääveli aatomite arvu —  $4SO_2$  ja lõpuks hapniku aatomite arvu —  $11O$ , saame reaktsiooni võrrandi:



Kuna aga hapniku molekul koosneb kahest aatomist, tuleb kõikide ülejäänud valemite koefitsiente korrutada kahega. Nüüd saame võrrandi tema lõppkujul:



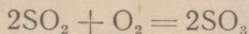
Eksotermiliselt kulgeval reaktsioonil vabanevast soojusest jätkub särdamisprotsessi alalhoidmiseks, seega vajatakse kütust ainult püriidiahju käikulaskmisel. Särdamisjääki, mis sageli sisaldab vaske ning mõnikord ka kulda ja hõbedat, kasutatakse metallurgias toorainena.

Püriidiahjust tulev vääveldioksüüdi ja õhu segu puhastatakse hoolikalt tolmust ja teistest ebasoovitavatest lisanditest ning jahutatakse. Selleks otstarbeks juhitakse gaaside segu läbi tolmuambri (uuemal ajal sagedamini läbi elektrifiltri), jahutustorni, lahjendatud väävelhappega töötava pesemistorni, filtri ning kontsentreeritud väävelhappega töötava kuivatustorni (veeauru kinnipüüdmiseks). Oksüdeerimisprotsessi optimaalse temperatuuri ( $400-500^\circ$ ) saamiseks läbib puhastatud ja kuivatatud gaasidesegu enne kontaktaparaati astumist veel eelsoojendajat. Eelsoojendus teostub kontaktaparaadist tuleva vääveltrioksüüdi sisaldava gaasi abil vastuvoolu põhimõttel.

Kontaktaparaat kujutab endast tavaliselt suurt silindrit, mille sisemuses on mitu restikujulist riiulit. Riiulitele on paigutatud katalüsaatorit kandev mass. Katalüsaatorina kasutati varem eranditult plaatinat, mida viimasel ajal enamikul juhtudel asendatakse vanaadiumhappe anhüriidiga ( $V_2O_5$ ). Vanaadiumkatalüsaator on

plaatinast odavam ning vähem tundlik reageerivate gaaside segu leiduvate kahjulike lisandite toimele.

Katalüsaatori juuresolekul vääveldioksüüd oksüdeerub vääveltrioksüüdiks:



Reaktsioonil vabaneb tunduval määral soojust, mille arvel püüakse kontaktaparaadis temperatuur 450°.

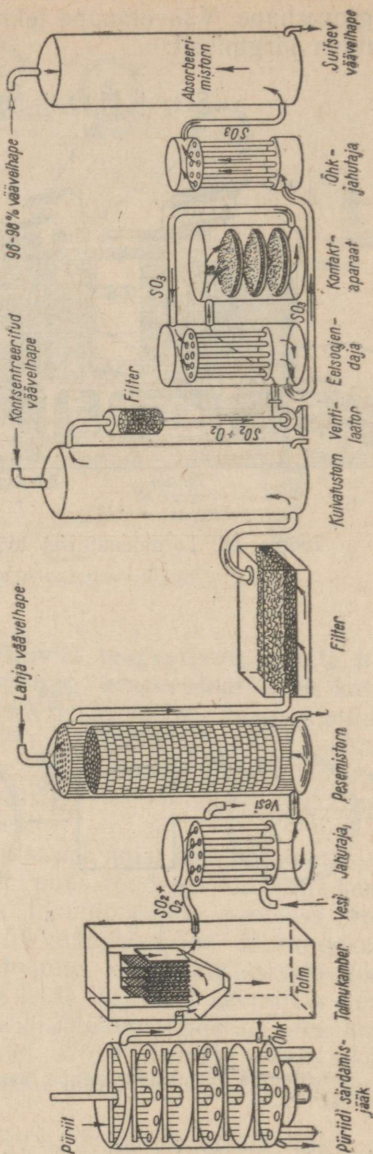
Kontaktaparaadist väljuvad gaasid, mis sisaldavad vääveltrioksüüdi, juhitakse pärast jahutamist absorbeerimistorni. Et vääveltrioksüüd ei lahustu hästi vees, küll aga kanges väävelhappes, siis kasutataksegi viimast vääveltrioksüüdi kinnipüüdmiseks. Seejuures saadakse nn. suitsev väävelhape ehk oleum (oleum tähendab ladina keeles õli).

Oleumi kasutatakse paljudes tööstustes (värvainete valmistamisel, õlide puhastamisel jne.).

Oleumi lahendamisel veega või sageli ka lahjema väävelhappes saadakse soovitava kontsentratsiooniga ja väga puhast väävelhapet.

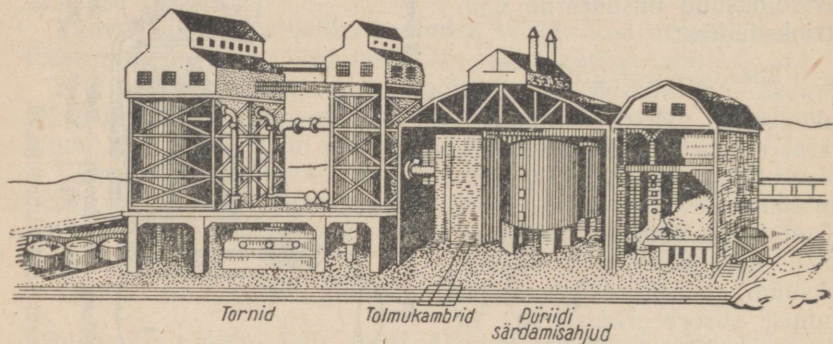
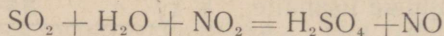
2. Tornmenetlus. Väävelhapet saadakse ka nn. tornmenetluse abil (vt. jooniseid 67 ja 68). Selle menetluse puhul juhitakse vääveldioksüüdi ja õhu segu Gloveri tornidesse, mis on täidetud happekindlate keraamiliste rõngastega. Mööda viimaseid voolab alla nn. nitroos. Nitroos kujutab endast väävelhapet, milles on lahustunud lämmastiku oksüüdid NO ja NO<sub>2</sub>. Nitroosile voolab vastu (alt üles) kuum gaaside segu (vääveldioksüüd ja õhk).

Gloveri tornides eralduvad lämmastiku oksüüdid nitroosist ning oksüdeerivad vääveldioksüüdi (SO<sub>2</sub>) väävelhappe anhüdriidiks (SO<sub>3</sub>). Väävelhappe anhüdriidi ühinemisel veega tekib väävelhape,

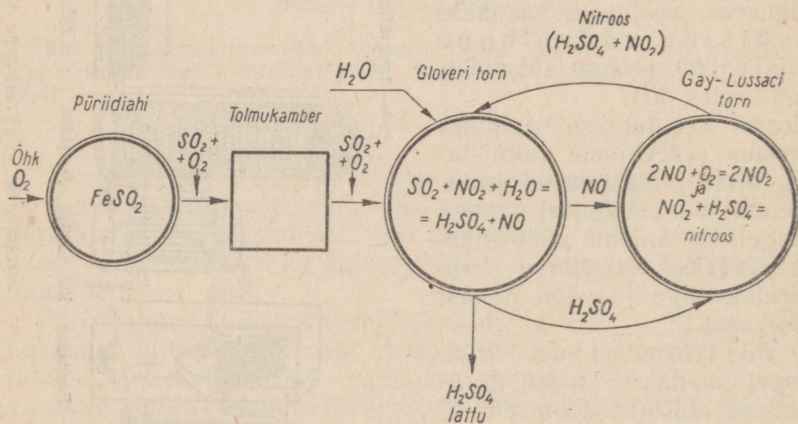


Joonis 66. Väävelhappe saamise skeem kontaktmenetlusele.

nn. gloverhape. Väävelhappe tekkimise protsessi võib skemaatiliselt kujutada järgmiselt:



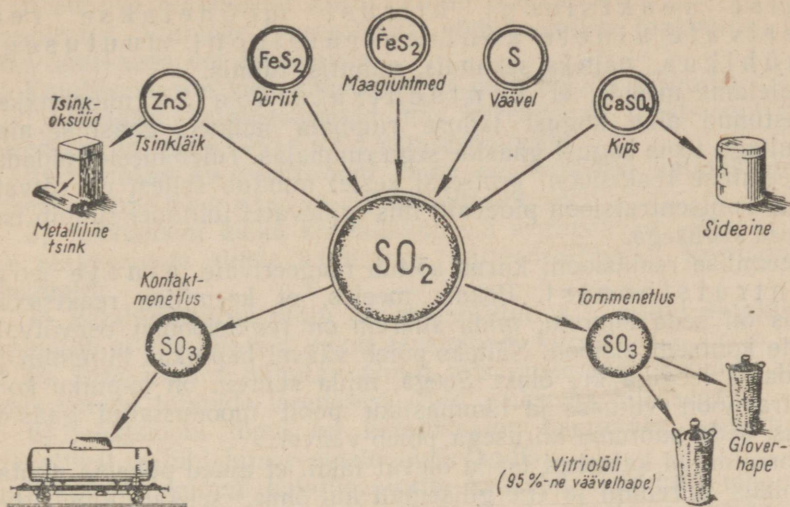
Joonis. 67. Tornmenetlusel töötava väävelhappetehase mudel.



Joonis 68. Väävelhappe saamise skeem tornmenetlusel.

Gloveri tornidest väljuvate gaaside segu (sisaldab hapnikku, lämmastikku ja lämmastikoksüüdi) juhitakse Gay-Lussac'i (loe: gee-lüssak) tornidesse, kus lämmastikoksüüd oksüdeerub lämmastikioksiidiks. Gaaside segule vastu voolav gloverhape lahustab lämmastiku oksüüdid ning muutub nitroosiks, mis pumbatakse Gloveri tornidesse tagasi. Tornmenetluse põhjal töötab näiteks uus Maardu väävelhappe tehas.

Väävelhappe saamist kujutab joonisel 69 toodud skeem.



Joonis 69. Väävelhappe saamise viisid.

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 põhilikult uute toodete füüsikalise-keemilise 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 kee-

milise reaktsiooni kiirust mõõdetakse reageerivate ainete kontsentratsiooni muutusega ajaühikus, näiteks sekundis, minutis, tunnis.

Tuletame meelde, et kontsentratsiooniks nimetatakse lahustunud aine kogust lahuse ruumala ühikus; gaasilise aine puhul aga tema kogust gaaside segu ruumalas. Tuleb mees pidada, et keemilise reaktsiooni protsessi kestel muutub sellest osavõtivate ainete kontsentratsioon pidevalt, mis erinevatel juhtudel sünnib iseguse kiirusega.

Keemilise reaktsiooni kiirus sõltub reageerivate ainete kontsentratsioonist. Peame mees, et keemilise reaktsiooni kiirus on seda suurem, mida suurem on reaktsioonist osavõtivate ainete kontsentratsioon. Näiteks põleb väävel hapnikus kiiremini ja heledama leegiga kui õhus. Seega, 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; seega, mida suurem on reageerivate ainete kontsentratsioon, seda rohkem on ka põrkeid ajaühikus ning seda kiiremini kulgeb reaktsioon.

Keemilise reaktsiooni kiirus sõltub ka reaktsiooni loomusest. Nii kulgeb reaktsioon, mis leiab aset happe neutraliseerimisel leeliselega, 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 peenestusest. Nii süttivad näiteks kuivad puusöetükid 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 bertollee sool ( $KClO_3$ ) hapniku saamisel.

Keemilise reaktsiooni kiirus sõltub katalüsaatorite juuresolekust. Viimaste juuresolekust võib keemilise reaktsiooni kiirus kas suurenda või aeglustada.

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.** Tutvustame väävelhappe kasutamise ja igapäevases elus. Rea näidete varal veendume, et väävelhappel on erakordselt suur tööstuslik tähtsus. Peaaegu kõikides keemiatööstusharudes kasutatakse väävelhappet pooltootena teiste termilike ainete tootmisel. Väävelhape on keemiatööstuse aluseks. Väävelhappel on esikoht keemia põhitööstuses. Keemia põhitööstuse ülesandeks on valmistada teiste ainete tootmiseks vajalikke aineid (pooltooteid), mitte otseseid tarbeaineid (laiatarbekaupu), nagu kummit, klaasi, seepi, arstimeid jne. Peale väävelhappe toodab keemia põhitööstus veel teisi happeid, leelisi ja mineraalväetisi.

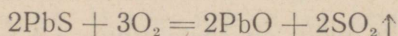
NSV Liidu sotsialistliku ehituse, põllumajanduse industrialiseerimise ja tööstuse võimsa arengu perioodil on keemia põhitööstusel eriti suur osatähtsus.

Nõukogude valitsus ja kommunistlik partei on oma otsustes pidevalt pööranud erilist tähelepanu keemia põhitööstuse arengule ja ennekõike mineraalväetiste tootmisele. Selle kindlustamiseks rekonstrueeriti vanad keemiatehased ja hoogustati uute ehitamist.

Viimasel viisaastakul lasti käiku väävelhappetehas Nõukogude Eestis (Maardus), mille väävelhappe toodang võimaldab valmis-

tada küllaldasel määral mineraalväetisi Balti liiduvabariikide vajaduste rahuldamiseks.

Keemia põhitööstus on tihedalt seotud tööstuse teiste harudega. Ta kasutab teiste tööstuste mitmesuguseid jäätmeid ja kõrvaltooteid. See, mida varem arvati jäätmeks, on nüüd väärtuslikuks lähteaineks teiste ainete tootmisel. Nii näiteks kasutatakse vase, tsingi, seatina saamiseks tavaliselt nende metallide ühendeid väävliga, s. t. tsinkläiki (ZnS), seatinaläiki (PbS), vaserähka (CuFeS<sub>2</sub>) jt. Need ühendid särratakse eelnevalt, kusjuures saadakse metallide oksüüdid ja vääveldioksüüd (SO<sub>2</sub>). Näiteks:



Kaua aega juhiti metallurgilistes tehastes tekkinud vääveldioksüüd õhku. Segunedes õhuga mürgistas ta selle ja hävitas see-tõttu 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 terve rida väävelhappevabrikuid, mis kasutavad toorainena metallurgiliste tehaste lahkgaase.

Siin näeme erinevate tööstusharude omavahelist ratsionaalset sidumist, mis võimaldab ehitada metallurgilistest tehastest ja keemiavabrikuid koosnevaid kombinatsioon-gigante.

Ise suguste tööstusharude ettevõtete sidumine on tohutu majandusliku tähtsusega ja leiab laialdast rakendamist Nõukogude Liidu sotsialistlikus ülesehituses.

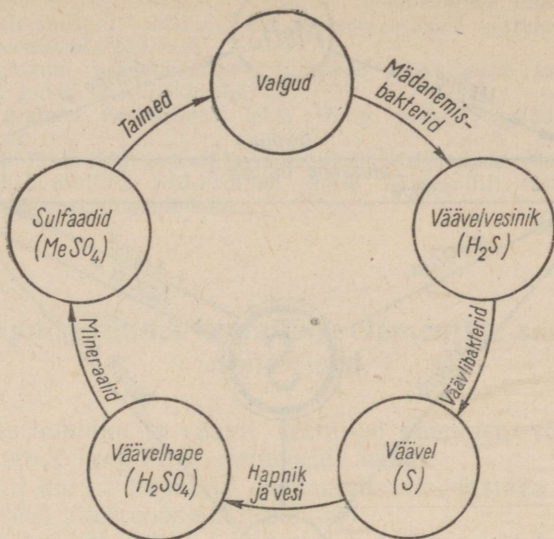
Kombinaatide ehitamisel sotsialistliku korra juures on piiramatud võimalused, mis on täiesti kättesaamatud kapitalistlikele riikidele, kus eri tööstusharude omavaheline sidumine põrkab kokku kapitalistide ja töösturite erahuvidega.

## 6. Väävli ringkäik looduses.

Surnud taime- ja loomaorganismides olevate valkude lagunemisel eraldub nendes olev väävel väävelvesiniku kujul. Ohuhapniku, aga veel intensiivsemalt eriliste nn. väävlibakterite toimel oksüdeerub väävelvesinik kergesti, kusjuures eraldub väävel.

Väävlibakterite kehasse 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.

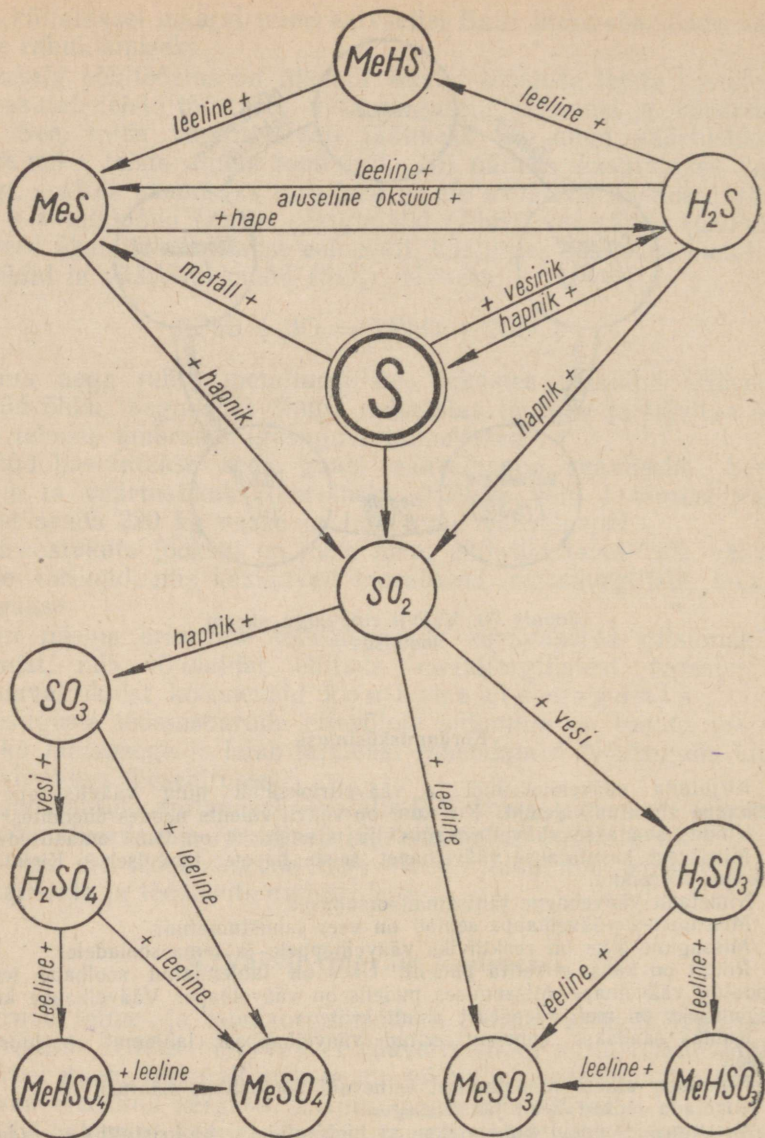
Seega satub organismist eraldunud ja ringkäiku läbinud väävel jälle organismi, vabaneb jälle ja ühineb uuesti, teostades nii oma igavest ringkäiku (joon. 70).



Joonis 70. Väävli ringkäigu skeem looduses.

### Kordamisküsimusi.

1. Kirjutada vääveldioksüüdi ja vääveltrioksüüdi ning väävliseppe 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?
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 kontsenteeritud väävelhapest lahjemat vee juurde-lisamisel?
9. Nimetada ainete lahustumisei esinevaid soojuslikke näntusi.
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 kontaktmenet-lusel. Nimetada selleks kasutatavaid katalüsaatoreid.



Joonis 71. Väävel ja tema ühendid.

↑

20. Seletada vääveli ringkäiku looduses.

21. Mida nimetatakse keemia põhitööstuseks?

22. Iseloomustada keemia põhitööstuse olukorda tsaari-Venemaal ja tema arengu perspektiive NSV Liidus.

23. Missuguse tähtsusega on kombinat keemiatööstuses?

24. Missugustes tingimustes on teostatav tööstusharude ettevõtete laialdane sidumine? Iseloomustada sotsialistliku süsteemi eelseid 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?

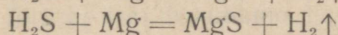
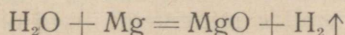
27. Joonisel 71 toodud geneetilise skeemi põhjal koostada võrrandid a) naatriumi, b) kaltsiumsulfiidi, hüdrosulfiidi, sulfiti, hüdrosulfiti, sulfaadi ja hüdrosulfaadi saamise reaktsioonide kohta.

### § 3. Hapnikurühma keemiliste elementide sarnasus ja erinevused.

Vaadeldes hapniku ja väävli keemilisi omadusi, võime märgata sarnasust nende keemiliste elementide vahel.

Nii väävli 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:



Hapnikuühendite koostis sarnaneb väävliühendite koostisega: tsinkoksüüdile ( $ZnO$ ) vastab tsinksulfiid ( $ZnS$ ), naatriumhüdroksüüdile ( $NaOH$ ) vastab naatriumhüdrosulfiid ( $NaHS$ ), 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 värvusetu, 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. Seeleni ja telluuri sarnasus väävliga ilmneb eriti tugevalt nende ühendites.

Seega moodustavad hapnik, väävel, seelen ja telluur nagu halogeenidki sarnaste keemiliste elementide rühma.

Järgnevas tabelis 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 hapnikult kuni telluurini, samuti väheneb ka hapete keemiline aktiivsus; näiteks on väävelhape üks tugevamaid happeid, kuna telluurhape kuulub nõrgemate hulka.

Sellest võime järeldada, et aatomkaalu tõusuga alanevad nimetatud keemiliste elementide mittemetallilised omadused ja tugevnivad 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 soolasiid.

Halogeenide rühma ja hapnikurühma vahel täheldatud sarnasuse kõrval leidub ka olulisi erinevusi: hapnikurühma kuuluvad keemilised elemendid on vesinikuühendites kahevalentsed, kuna halogeenid on ühevalentsed.

Hapnikurühma vesinikuühendid on nõrgad happed, kuid halogeenvesinikhapped, vastupidi, on tugevad happed. Samuti täheldatakse erinevusi hapnikurühma ja halogeenide rühma keemiliste elementide hapnikuühendite ja soolade vahel.

Hapnikurühma elementide keemiline aktiivsus on tunduvalt väiksem kui halogeenide rühma keemilistel elementidel.

#### Kordamisküsimusi.

1. Milles erineb ja sarnaneb hapnik väävliga?
2. Iseloomustada hapnikurühma sarnasuse ja erinevuse suhtes.
3. Võrrelda hapnikurühma halogeenide rühmaga.

Keemilise elemendi nimetus	Hapnik	Väävel	Seleen	Telluur
Keemiline sümbol	O	S	Se	Te
Aatomkaal	16	32,066	78,96	127,61
Agreagaatolek harilikul temperatuuril	gaas	tahke aine	tahke aine	tahke aine
Erikaal	1,12 (vedel)	2,07	4,80	6,24
Keemistemperatuur	-183°	444,5°	688°	1390°
Sulamistemperatuur	-218,6°	112,8°	220°	452°
Valents vesiniku suhtes	2	2	2	2
Vesinikuühendite tüübid	H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> S	H <sub>2</sub> Se	H <sub>2</sub> Te
Ühinemisvõime vesinikuga	ühineb plahvatades, soojendamisel laguneb temperatuuril 1000°	ühineb ja laguneb temperatuuril 310°	laguneb kergemini kui H <sub>2</sub> S	laguneb veel kergemini kui H <sub>2</sub> Se
Vesinikuühendite happelised omadused	neutraalne oksüüd	nõrgad happed		
Valents hapniku suhtes	—	4 ja 6	4 ja 6	4 ja 6
Tähtsamad oksüüdid	—	SO <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	SeO <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub>	TeO <sub>2</sub> TeO <sub>3</sub>
Happed	—	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub> H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> TeO <sub>3</sub> H <sub>2</sub> TeO <sub>4</sub>

## LABORATOORSED TÖÖD.

### Juhiseid laboratoorsete tööde teostamise kohta.

#### Üldised juhised.

Laboratoorsete tööde teostamisel pidage silmas järgmisi juhiseid:

1. Enne tööle asumist lugege õpikust neid osi, 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, kergesti süttivate, sööbivate, mürgiste ja teiste kahjulike ainete kohta kehtivaid nõudeid.

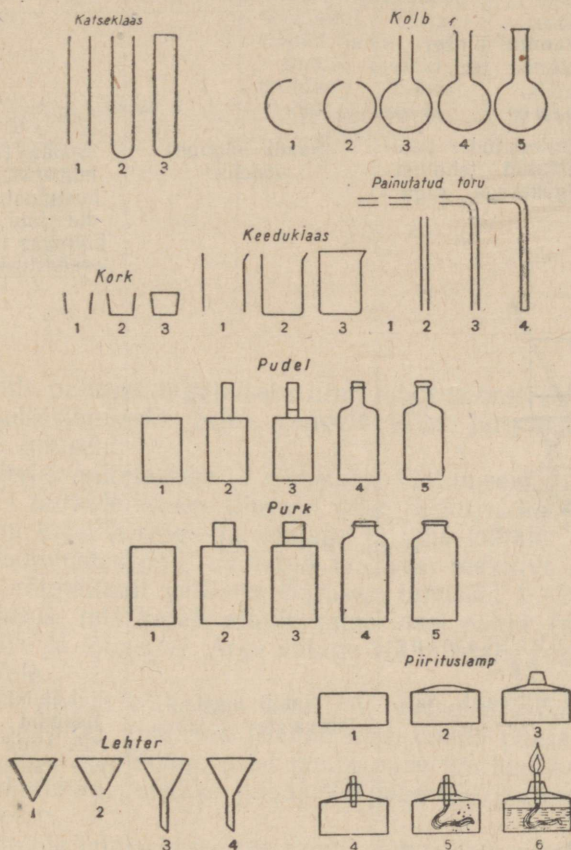
5. Jälgige tähelepanelikult keemilise reaktsiooni käiku ning märkige üles kõik seejuures esinevad nähtused, nagu reageerivate ainete omaduste muutumine, valgus- ja soojusnähtused, sademe tekkimine, gaaside eraldumine, reageerimise kiirus jne.

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.

Märkus. Üleskirjutus tuleb teha allpool toodud vormi kohaselt. Joonistamisel juhinduge joonisel 72 toodud juhiseist «Keemialase seadmestiku joonistamise järjestikkusest».

8. Töö lõpetamisel korrastage oma töökoht: peske nõud, asetage kohtadele nõud, reaktiivid ja materjalid, koristage praht laualt ja pörandalt, pühkige laud niiske lapiga üle. Enne keemia kabinetist lahkumist peske käed puhtaks.



Joonis 72. Keemia-alase seadmetiku 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.

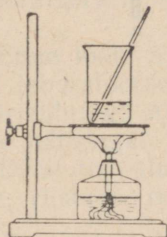
Sooda puhastamine ümberkristalliseerimise teel.

1. Lahustamine.

Kuumas destilleeritud vees lahustati peenestatud tehnilist soodat klaaspulgakesega segamise teel.

Saadi hägune vedelik.

Sooda ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) lahustus, kuna lahustumatud lisandid jäid vedelikku hõljuvas olekus või sadestusid põhja.

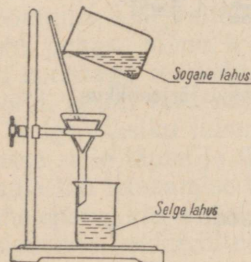


2. Lahuse puhastamine filtreerimisega.

Kuum lahus filtreeriti läbi paberist filtri.

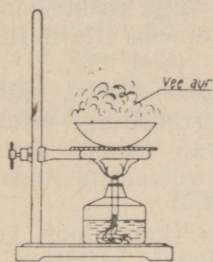
Saadi sooda läbipaistev lahus.

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 vee-koguse väljaaurutamist tekkisid esimesed pesusooda kristallid. Küllastunud lahuse jahutamise määral eraldusid läbipaistvad pesusooda kristallid.

Puhast pesusoodat ( $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ) saime järgmiste operatsioonide teostamise tagajärjel:

- 1) püretatud sooda lahustamine vees;
- 2) sogase vedeliku filtreerimine;
- 3) sooda puhta lahuse väljaaurutamine.

Reaktiivide puhtuse tagamiseks ning laboratoorse töö eduka teostamise kindlustamiseks tuleb rangelt täita järgmisi reaktiivide kasutamise juhiseid:

1. Reaktiivide püretamise ja rikenemise 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 säiliksivad 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 tööjuhises 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 (joon. 76).



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:

a) kontrollige, kas nõu (katseklaas, kolb), millesse kavatsete valada reaktiivi, on terve;

b) ärge haarake reaktiiviga pudelit kunagi kaelast, sest see on sageli vedelikust märjast;

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 silma tugevasti uhta 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 äädikhappelahusega.

6. Ärge kummarduge vedelike soojendamisel nõu (keeduklaasi,

kausi) kohale, sellega vältite pritsmete sattumist näkku ja riietele. Vedelike soojendamisel katseklaasis suunake selle suue endast ja naabritest eemale.

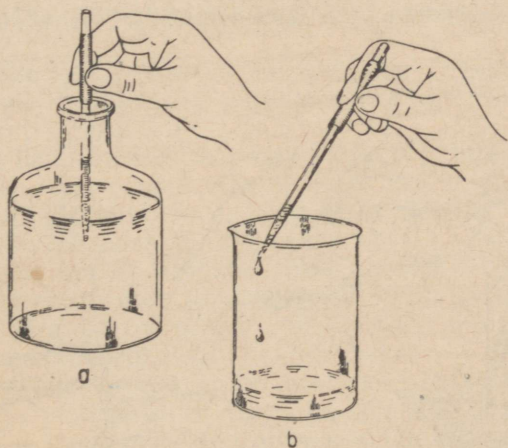
7. Toimetage kõik katsed kergestisüttivate ainetega eemal lahtisest tulest ning võimalust mööda tõmbekapis. Süttinud ainete kustutamiseks hoidke käepärast kuiva liiva.

8. Kergete põletuste puhul niisutage tabatud kohta kaaliumpermanganaadilahusega. Tugevate põletuste puhul pöörduge viivita matult õppejõu poole.

9. Töö lõpetamise puhul keemia kabinetist lahkudes kontrollige, kas kõik gaasipõleti- ja veetorustikukraanid on suletud ning elektrisoojendusriistad välja lülitatud.

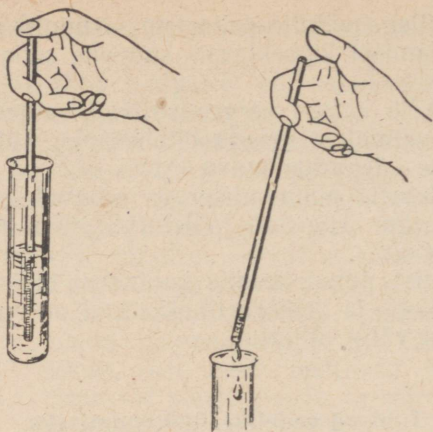
### Juhised vedelike ülekandmiseks.

1. Vedeliku ülekandmine pipetiga. Vedeliku võtmiseks asetage sõrmedega kokku surutud kummiotsikuga pipett võetavasse vedelikku. Sõrmede haarde lõdvenemisel valgub vedelik pipetti (joon. 77,a). Nüüd viige pipett ühes vedelikuga nõu kohale ja tugevdage otsikut hoidvate sõrmede haaret. Vedelik tungib välja (joon. 77,b).



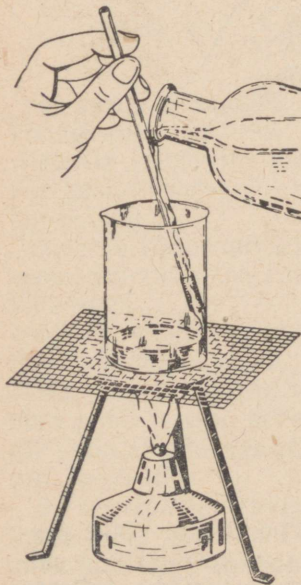
Joonis 77.

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 (joon. 78).

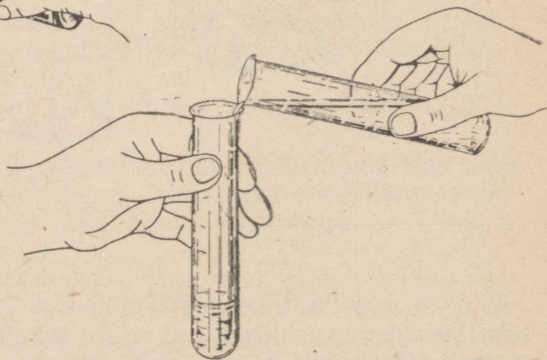


Joonis 78.

3. Vedeliku ülekandmine valamisega. Vedeliku valamiseks pudelist keeduklaasi või kaussi kasutage alati klaaspulgakest (joon. 79). On lubatud vedelikku valada katseklaasi vahetult ilma klaaspulgakeseta (joon. 80). Pärast vedeliku lisamist tohib katseklaasis olla vedelikku ainult  $\frac{1}{4}$ — $\frac{1}{3}$  selle mahust.



Joonis 79.



Joonis 80.

## Kaalumise juhised.

Õigete kaalumistulemuste saamiseks tuleb täita järgmisi juhiseid:

1. Iga kaalumise eel kontrollige koormamata kaalude tasakaalu-seisu ning vihtide korrasolekut.

2. Ärge asetage kaalukaasile kuumi, musti ja niiskeid esemeid.

3. Ärge asetage kaalutavat eset vahetult kaalukaasile, vaid ase-tage ta tingimata mingisugusesse nõusse.

Tahkete ainete kaalumiseks võib kasutada ka läikpaberit.

4. Asetage kaalutav ese vasakpoolsele kaalukaasile, vihid aga parempoolsele.

5. Asetage vihid kaalukaasile või võtke sealt maha ainult pint-setiga, mitte kunagi aga sõrmedega, et vältida vihtide mustumist (ja seega kaalu muutumist).

6. Asetage iga kaalukaasilt mahavõetud viht kasti temale ette-nähtud pessa, ja mitte mingil juhul lauale.

7. Kaalutise suuruse leidmiseks teostage vihtide arvutus esmalt kasti tühjade pesade põhjal ja seejärel, tulemuse õigsuse kontrolli-miseks, vihtide kaalukaasilt mahavõtmisel ja kasti tagasi paiguta-misel.

8. Ärge jätke kaalukaasile vihte ega mingisuguseid teisi esemeid.

9. On rangelt keelatud iseseisvalt parandada kaalude juures esinevaid mistahes korratusi; teatage kaalu rikkisolekust otsekohe õppejõule.

10. Kaalumise kord. Asetage kaalutav ese ettevaatlikult (põru-tuseta) vasakule kaalukaasile, parempoolsele aga vihid ning pange tähele kaaluosuti võnkeid.

Oletame, et kaalukaasile on paigutatud 50 g viht. Et kaaluosuti hälbis paremale, siis võetud viht on liiga kerge. Asetame sellele lisaks suuruselt järgmise, s. o. 20 g vihi. Selgub, et kaaluosuti hälbib vasakule, tähendab juurdelisatud viht on raske. Võtame 20 g vihi kaalukaasilt ära ja asetame sinna suuruselt järgmise, s. o. 10 g vihi. Viimane osutub liiga kergeks. Nüüd asetame kaalukaasile suuruselt järgmise, s. o. 5 g vihi. Selliselt toimime kuni tasa-kaaluseisu saavutamiseni.

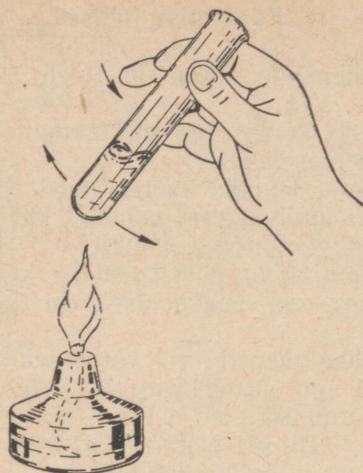
Tasakaaluseisundis oleva kaalu osuti asetseb keset skaalat või hälbib võrdsete jaotuste arvu võrra paremale ja vasakule.

11. Kaalumise lõpetanud, kontrollige kõikide kaaluvihtide olemas-olu ning katke kaalukaasid kerge ja puhta paberiga.

## Lahustamise juhised.

1. Et katseklaasis olev tahke aine kiiresti lahustuks, raputage katseklaasi nõrgalt keskmise sõrme löökidega. Vajaduse korral soo-jendage katseklaasi piirituslambi leegi kohal (joon. 81).

2. Vältige vedeliku väljapritsimist. Ärge hoidke katseklaasi suuet enda või naabrite suunas.



Joonis 81.

### Juhised piirituslambi käsitlemise kohta.

Soojendamisega seotud tööde eduka läbiviimise ja õnnetuste (tulekahju, põletuste) vältimise eesmärgil täitke rangelt järgmisi juhiseid (joon. 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 piirituslambi ainult tuletiku või põleva peeruga, mitte kunagi aga teiselt põlevalt lambilt, mis võib esile kutsuda piirituse plahvatuse.

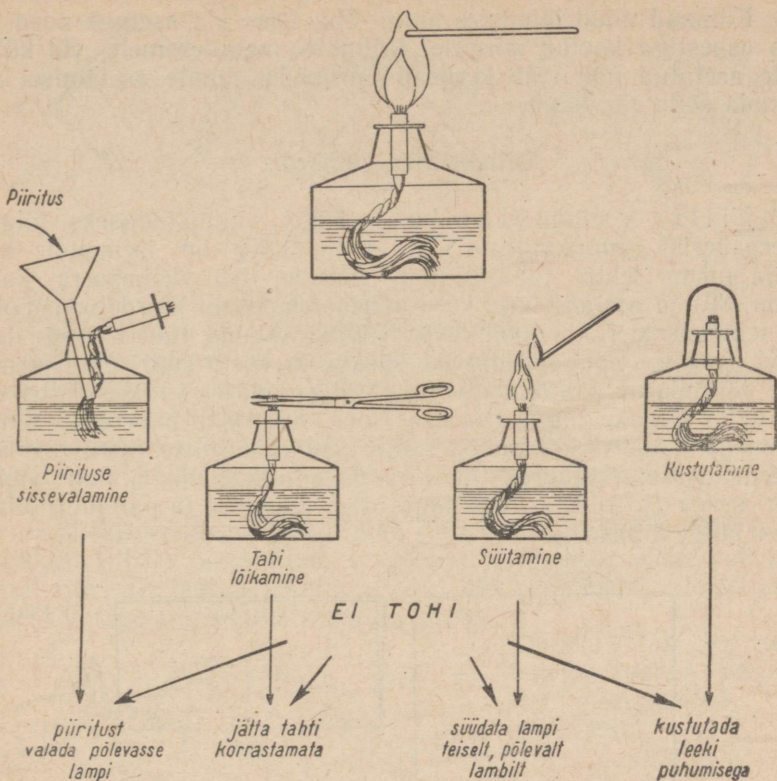
4. Ärge laske piiritusel lambis lõpuni välja põleda, sest kui piiritust on jäänud lampi vähem kui  $\frac{1}{4}$  selle mahust, on võimalik leegi tungimine lambi sisemusse ja selles tekkinud piiritusaurude süttimine (plahvatus).

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 tahti niiskumist (piirituse aurustumisel koguneb tahile alati vesi, mille tagajärjel taht ei sütti).

8. Käsitsege ettevaatlikult piirituslambi ning vältige selle ümberminekut või purunemist. Lauale või põrandale valgunud põleva piirituse leeki 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 (joon. 79).

3. Soojendage ainult see osa katseklaasist, mis on kokkupuutes ainega. Ülekuumenemise vältimiseks pöörake katseklaasi tema telje ümber, teda samaaegselt raputades ning paremale ja vasakule nihutades (joon. 81). Hoidke katseklaas kaldasendis.

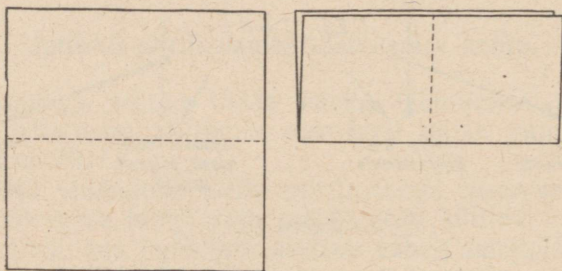
4. Soojendage tahkeid aineid ainult täiesti kuivades nõudes (katseklaasides).

5. Soojendamisel ärge puudutage katseklaasi põhjaga lambitahti, sest viimane on niiske ja külm, mille tõttu katseklaas võib kergesti puruneda.

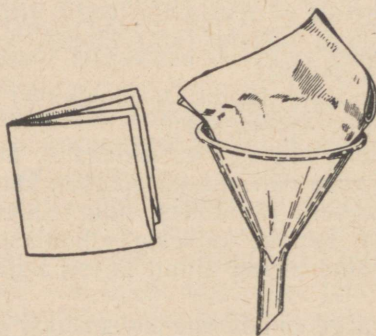
6. Kuumad nõud jahutage ainult õhu käes või asetage need selles asbestiga kaetud võrgule. Külmale metallesemele või külma vette asetatud nõu võib kergesti puruneda, lauale asetamisel aga rikkuda selle värvkatet.

### Filtreerimise juhised.

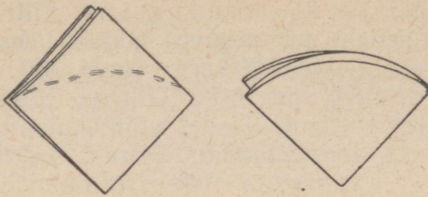
1. Filtri valmistamine. Filtri valmistamiseks lõigake filterpaberist ruudukujuline leht, mille külg on ligikaudu kaks korda pikem lehtri läbimõõdust; murdke leht kahekorra kokku (joon. 83) ja seejärel veel kord kahekorra, nii et murdejooned oleksid teineteisele risti (joon. 84). Nii viisi saadud ruut asetage leht-risse, sisemise tipuga allapoole, suruge ta vastu lehtriseina ja muljuge väljaulatuv osa lehtri serva järgi (joon. 84). Pärast filtri väljavõtmist lõigake liigne osa ära (joon. 85). Ühe paberikihi eemaldamisega kolmest ülejäänust saate koonusekujulise filtri, mis asetage lehtrisse; seejuures filtriserv peab olema 5—6 mm allpool lehtri serva (joon. 86). Niisutage filter veega, et ta paremini lehtri-seina külge liibuks.



Joonis 83.



Joonis 84.



Joonis 85.



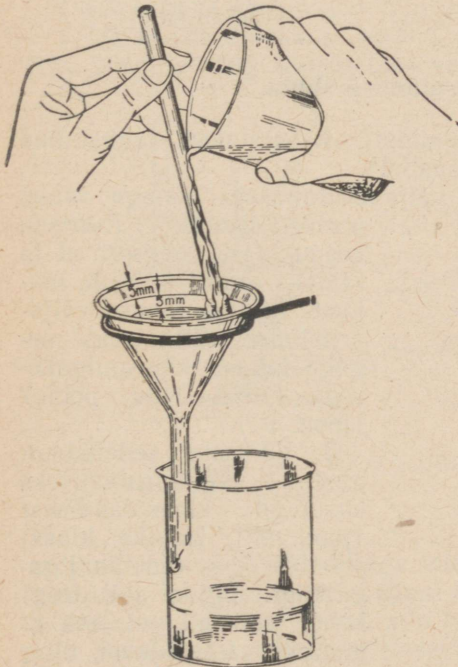
Joonis 86.

2. Filtreerimine. Asetage lehter ühes filtriga statiivi rõngasse nii, et lehtritoru ots puudutaks keeduklaasi seina. Filtreerige ainult eelnevalt määratud filtriga.

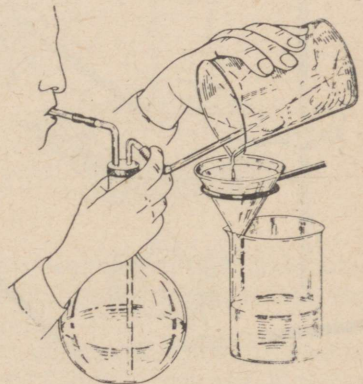
Filtreerimise kiirendamiseks laske vedelik ühes sademega teatud aeg seista, et tahke aine peamine kogus saaks vahepeal nõu põhja settida.

Valage filtreeritav vedelik, sadet üles keerutamata, mööda klaaspulgakest filtrile ja jälgige, et vedeliku tase filtril oleks vähemalt 5 mm filtri servast madalam (joon. 87). Vedeliku filtreerumise määral valage filtrile uus vedeliku kogus.

Peske nõus olev sade filtrile tugeva veejoo abil pesupudelist (joon. 88).



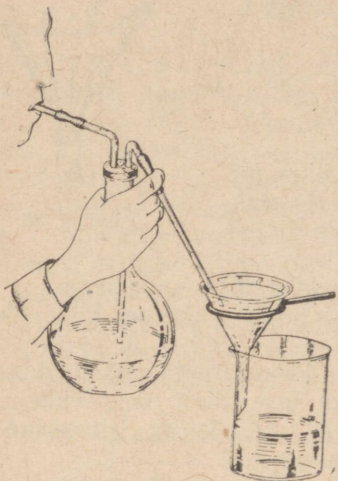
Joonis 87.



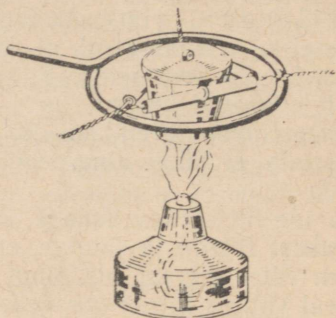
Joonis 88.

3. Sademe pesemine ja kuumutamine. Filtril oleva sademe pesemiseks valage sellele uus pesuvee kogus pärast eelmise äranõrgumist ja korrake seda 3—4 korda (joon. 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 (joon. 90) kuni püsiva kaalu saavutamiseni (kui vajalik).



Joonis 89.

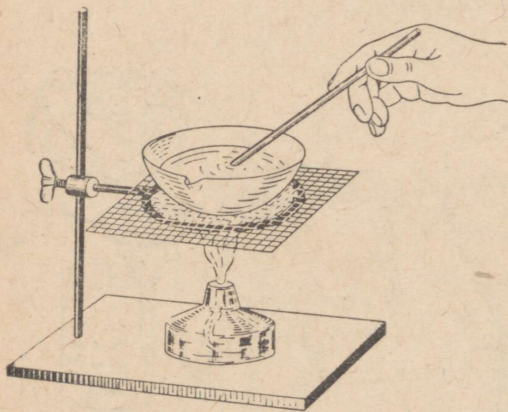


Joonis 90.

### Juhised väljaurutamise kohta.

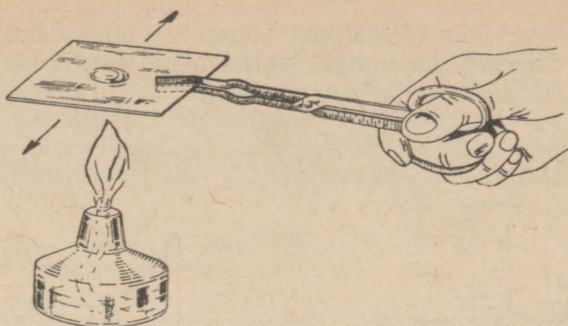
Väljaurutamist (kuivaksaurutamist) kasutatakse lahustunud aine eraldamiseks vedelikust (lahustist).

1. Suuremate vedelikukoguste väljaurutamiseks valage lahuse portselankaussi (harvem keeduklaasi) selliselt, et ta täidaks ainult  $\frac{2}{3}$  selle mahust. Kuuma lahuse väljapritsimise vältimiseks segage lahust klaaspulgakega (eriti lõpu poole) (joon. 91).



Joonis 91.

2. Väikeste vedelikukoguste väljaurutamiseks kasutage klaasplaadikest (joon. 92). Hoidke klaasplaadike ühes vedelikutiigaga tiiglitangide abil leegi kohal selliselt, et leek ei puutuks vastu klaasi, ning liigutage plaadikest pidevalt.



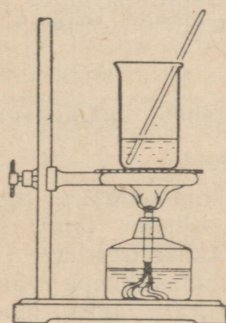
Joonis 92.

### Laboratoorne töö nr. 1. Vasevitrioli puhastamine ümberkristalliseerimise teel.

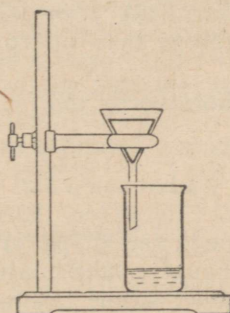
Ette valmistada: statiiv rõnga ja võrguga, piirituslamp, lehter, kaks keeduklaasi, portselankauss, uhmer, kolb, mõõtsilinder, klaaspulk, filterpaber, tehniline (puhastamata) vasevitriol ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ).

Töö teostamine.

1. Valage keeduklaasi (kuni  $\frac{1}{4}$  selle mahust) vett, asetage ta statiivi võrgule ning soojendage peaaegu keemiseni (joon. 93). Vee



Joonis 93.  
Vee soojendamine.

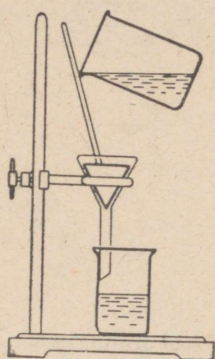


Joonis 94.  
Filtreerimisseadis.

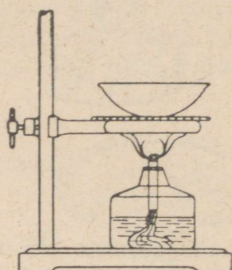
soojendamise ajal valmistage ette filter, asetage ta lehrisse ning niisutage kergelt veega. Lehter ühes filtriga asetage statiivi rõngasse ning paigutage tema alla keeduklaas (joon. 94).

2. Peenestage tehniline vasevitriol uhmrus. 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 lehrtris olev vedelik ei tohi tõusta filtri ääreni (joon. 95).



Joonis 95.  
Filtreerimine.



Joonis 96.  
Filtraaidi aurutamine.

4. Valage filtraat (filtreeritud vedelik) portselankaussi, asetage viimane statiivi rõngale ja aurutage (joon. 96), kuni vedeliku pinnal tekib väikestest kristallikestest kirm. 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 üldlual); lahjendatud soolhape, lämmastikhape, väävelhape ja äädikhape; sinine lakmuselahus, metüüloranžilahus, fenoolftaleiinilahus.

Joonestage vihikusse järgmise vormiga tabel:

### Hapete omadused

Jrk. nr.	Happe nimetus	Happe valem	Indikaatori värvus		
			lakmus	metüül-oranž	fenoolftaleiin

## 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. Tähelestage 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. Vaadeldge 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 lakmuselahust, teise rühma katseklaasidesse metüüloranžilahunust ja kolmanda rühma katseklaasidesse tilgutage igaühesse kaks tilka fenoolftaleiinilahust.

Mida täheldate? Nimetage katse põhjal hapete omadusi ning kandke need eelnevalt joonestatud tabeli lahtritesse.

## Töö nr. 2. Happe reageerimine metallidega.

Ette valmistada: katseklaasid, piirituslamp, lehter, filterpaber, pipett või klaastoru, klaaspulgake, portselankauss, klaasplaat; lahjendatud soolhape, väävelhape ja äädikhape; metalliline tsink, magneesiumilaastud, rauapuru ning alumiiniumi-, vase-, sea- ja tinatükikesed.

## 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 ja

lähendage piirituslambi leegile: toimub plahvatus. Plahvatus on vesiniku eraldumise tunnuseks. Mõne aja pärast, reaktsiooni lõppemisel, filtreerige veidi iga lahust ja aurutage kuivaks portselankaussis. Saadud tahked ained tekkisid metallide toimel hapetesse.

Kirjutage reaktsioonide võrrandid. Missugune keemiline element kuulub kõikide hapete koostisse?

2. Asetage eraldi katseklaasidesse alumiiniumi-, vase-, seatina- ja tinatükike. 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, konsentreeritud väävelhape, lahjendatud soolhape, vask(II)oksüüd ( $\text{CuO}$ ), seatina(II)oksüüd ( $\text{PbO}$ ).

Töö teostamine.

1. Valage katseklaasi (kuni  $\frac{1}{4}$  selle mahust) kontsentreeritud väävelhapet ja soojendage. Lisandage soojendatud väävelhappelle 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 portselankaussis 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 [ $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ] (viimast valmistab õppejõud).

Töö teostamine.

1. Asetage katseklaasi veidi vask(II)hüdroksüüdi ja valage sinna väävelhapet. Soojendage kergelt, pidevalt loksutades kuni

vask(II)hüdrosüüdi lahustumiseni. Valage portselankaussi veidi 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 ( $\text{BaCl}_2$ ) lahus, naatriumkarbonaadi ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) lahus, lahjendatud väävelhape ja soolhape, keedusool ( $\text{NaCl}$ ), kontsentreeritud väävelhape.

Töö teostamine.

✓ 1. Valage katseklaasi, milles on baariumkloriidilahus (kuni  $\frac{1}{4}$  selle mahust), niisama palju lahjendatud väävelhapet.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand. Missugused ained ja missugusel kujul tekivad sel puhul?

✓ 2. Valage katseklaasi naatriumkarbonaadilahust (kuni  $\frac{1}{4}$  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; naatriumhüdrosüüd ( $\text{NaOH}$ ), kaaliumhüdrosüüd ( $\text{KOH}$ ), kaltsiumhüdrosüüd [ $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ] (kõik tahke aienena); naatriumhüdrosüüdi, kaaliumhüdrosüüdi, kaltsiumhüdrosüüdi, baariumhüdrosüüdi ja ammooniumhüdrosüüdi 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	metüül-oranž	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  $\frac{1}{4}$  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 lakmuselahust kolmanda rühma katseklaasidesse.

Täheldage värvuse muutumist. Nimetage katse põhjal aluste omadusi ning kandke need eelnevalt joonestatud tabeli lahtrisse.

5. Lisage katseklaasidesse, mis sisaldavad fenoolftaleiini, metüül-oranži 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 käsitlemise 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 ( $\frac{1}{4}$  selle mahust) kaltsiumhüdroksüüdi lahust ja juhtige sinna enda poolt väljahingatud õhku [sisaldab süsihappe anhüdrüüdi ehk süsihappegaasi ( $CO_2$ )].

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand. Missugused ained tekivad?

2. Juhtige baariumhüdroksüüdilahusesse süsihappegaasi. Kirjutage üles tulemused.

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 korraka 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. Juhul 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 maiske seda.

Kuidas nimetatakse saadud ainet? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

#### Töö nr. 4. Aluse saamine metalli reageerimisel veega.

Ette valmistada: katseklaasid, statiiv klambriga, peerud, 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 peerg 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 ( $\frac{1}{4}$  selle mahust) vett ja lisage veidi magneesiumipulbrit. Soojendage katseklaasi piirituslambil 3—5 minutit, jälgige gaasi eraldumist; seejärel lisage katseklaasi 1—2 tilka fenoolftaleiinilahust (või lakmuselahust).

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, kaltsiumoksid ( $\text{CaO}$ ), lakmuselahus, magneesiumoksid ( $\text{MgO}$ ), baariumoksid ( $\text{BaO}$ ).

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  $\frac{1}{4}$  keeduklaasi vett, segage selles kustutatud lubi ja filtreerige vedelik puhtasse keeduklaasi. Uurige saadud lahust punase lakmusega.

Mida täheldate? Iseloomustage kaltsiumhüdroksüüdi lahustuvust vees.

3. Uurige saadud lubjavett süsihappegaasiga. Kirjutage üles tulemused.

4. Loksutage veega katseklaasis veidi magneesiumoksidüüdi. Lisage saadud vedelikule punast lakmuselahust.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

5. Võtke veidi baariumoksidüüdi ja loksutage katseklaasis veega. Lisage mõni tilk punast lakmuselahust.

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 ( $\text{FeCl}_3$ ), vasevitrioli ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ), magneesiumkloriidi ( $\text{MgCl}_2$ ), alumiiniumkloriidi ( $\text{AlCl}_3$ ), tsinksulfaadi ( $\text{ZnSO}_4$ ) ja seatinanitraadi [ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ] lahjendatud lahused (või mõned teised eespoolnimetatud metallide soolade lahjendatud lahused).

Töö teostamine.

1. Valage katseklaasi (kuni  $\frac{1}{4}$  selle mahust) raud(III)kloriidi lahust ja lisage sinna niisama palju lahjendatud naatriumhüdroksüüdilahust.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Filtreerige saadud segu. Asetage filtrile jäänud sade portselankaussi ja, hoides kaussi tiigitangidega, kuivatage saadud aine, teda ettevaatlikult soojendades (mitte kuumutades). Iseloomustage saadud ainet.

3. Asetage veidi saadud ainet katseklaasi ja lisandage pideval loksutamisel lahjendatud soolhapet kuni sademe täieliku lahustumiseni.

Kirjutage üles katse tulemused. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

4. Valage katseklaasi (kuni  $\frac{1}{4}$  selle mahust) vasevitrioli lahjendatud lahust ja lisage sinna veidi 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.

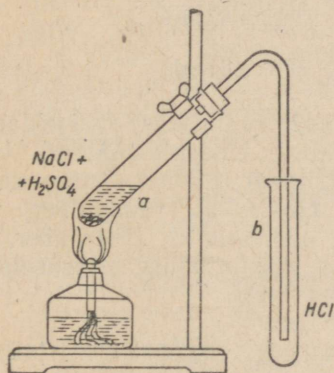
#### Laboratoorne töö nr. 4. Kloorvesiniku ja soolhappe saamine ning omadused.

(Töö teostada ainult tõmbekapis.)

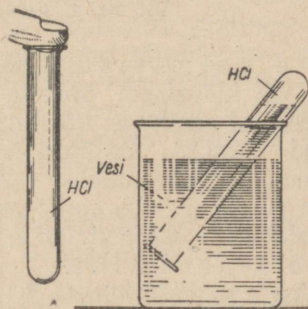
Ette valmistada: katseklaasid, piirituslamp, pipett või klaastoru, keeduklaas, statiiv klambriga, gaasijuhtetoru, vatt, keedusool ( $NaCl$ ), kontsentreeritud väävelhape, sinine lakmuselahus, tsingi tükike, hõbenitraadi ( $AgNO_3$ ) lahjendatud lahus, lahjendatud soolhape ja lämmastikhape.

Töö teostamine.

1. Puistake katseklaasi  $\frac{1}{5}$  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 gaasijuhtetu (joon. 97). Kinnitage katseklaas statiivi. Asetage gaasijuhtetu teine ots peaaegu põhjani kuiva katseklaasi ning sulgege selle suue vatiga. Soojendage veidi 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 gaasijuhtetu tuleb teisest katseklaasist välja. Sulgege katseklaas kohe korgi või vatiga.

2. Võtke kork kloorvesinikku sisaldavalt katseklaasilt, sulgege selle suue pöidlaga ja asetage katseklaas suudmega allapoole vette; vee all võtke pöial katseklaasilt ära (joon. 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 lakmuselahust. Miks muutub lahuse värvus?

3. Jaotage saadud soolhappe kahte ossa. Ühele osale soolhappes 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 soolhappe 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.

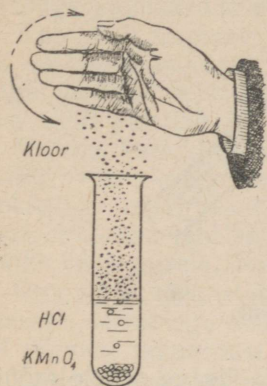
Ette valmistada: seadis kloori saamiseks, katseklaasid, pipett või klaastoru, purgid, tükk pappi, klaasplaadikesed, kontsentreeritud soolhappe, kaaliumpermanganaat ( $\text{KMnO}_4$ ), mangaandioksüüd ( $\text{MnO}_2$ ), kaaliumdikromaat ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ), rauapulber, tükk raudplekki, vaskkiududest elektrijuhe, piirituslamp, filterpaber, tärpentin ( $\text{C}_{10}\text{H}_{16}$ ), riba sinist puuvillriiet, fuksiinilahus, lakmuselahus, indigolahus ja lahjendatud hõbenitraadilahus.

Töö teostamine.

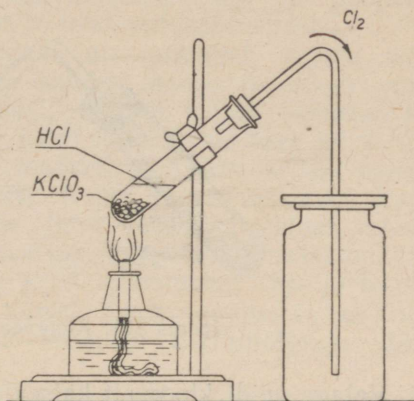
1. Asetage katseklaasi 2—3 kaaliumpermanganaadi-kristallikest ja tilgutage nendele pipeti või klaastoru abil mõned tilgad kontsentreeritud soolhappet. Jälgige eralduva gaasi omadusi (värvus, lõhn). (Gaasi nuusutades ei tohi katseklaasi nina alla viia ega sügavalt

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.

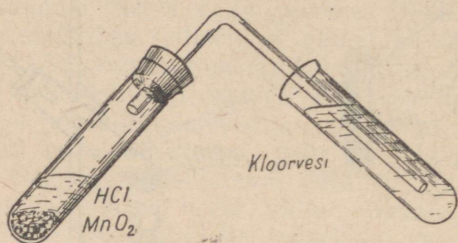
6. Niisutage filterpaberitükike tärpentiniga ja asetage kloori sisaldavasse purki. Pange tähele tärpentini süttimist ja suitsutavalise aine tekkimist. Kirjutage reaktsiooni võrrand. Seletage täheldatud nähtust.

7. Niisutage veega riba sinist puuvillriiet ja asetage kloori sisaldavasse purki. Mida täheldate? Seletage nähtust. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

8. Koostage joonisel 101 kujutatud seadis. Asetage ühte katseklaasi veidi mangaandioksüüdi ja valage sinna niisama palju kontsentreeritud soolhapet. Teise katseklaasi valage  $\frac{3}{4}$  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 siništ lakmuselahust, 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. Tähelestage 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 ( $\text{NaBr}$ ), kaaliumbromiid ( $\text{KBr}$ ), mangaandioksüüd ( $\text{MnO}_2$ ), kontsentreeritud väävelhape, kloorvesi, broomvesi, bensiin, petrooleum, bensool, lahjendatud hõbenitraadi ( $\text{AgNO}_3$ ) 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 suue. 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 ( $\text{AgNO}_3$ ), kaaliumkloriidi (KCl) ja naatriumbromiidi (NaBr) lahjendatud lahused, mangaandioksiid ( $\text{MnO}_2$ ), kontsentreeritud väävelhape, kloorvesi, broomvesi.

Töö teostamine.

1. Asetage joodikristallike kuiva katseklaasi ja soojendage. Tähelestage 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 põidlagaga 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 tärglislahuse 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 kummasegi 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 kaaliumkloriidi lahust, teise — naatriumbromiidilahust ja kolmandasse — kaaliumjodiidilahust. Seejärel lisage kõikidesse katseklaasisse 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 hästi valgustatud 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 katseklaasis on soolhape ja ühes teistest

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 tärkliislahus. 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, peerud, kaaliumkloraat ehk bertolee sool ( $\text{KClO}_3$ ), mangaandioksiid ( $\text{MnO}_2$ ).

Töö teostamine.

1. Puistake kuiva katseklaasi ligikaudu  $\frac{1}{2}$  cm<sup>3</sup> 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  $\frac{1}{2}$  cm<sup>3</sup> bertolee soola. Kinnitage katseklaas statiivile. Sulatage bertolee sool võimalikult madalal temperatuuril. Eemaldanud piirituslambi, puistake katseklaasi veidi (eelnevalt valmis pandud) pulbrilist mangaandioksiidi ja viige kiiresti katseklaasi hõõguv peerg.

Pöörake tähelepanu reaktsiooni kiiruse erinevusele eelmise ja käesoleva katse juures. Kuidas mõjus reaktsiooni käigule mangaandioksiidi lisamine? Kas hapnik ei eraldu mangaandioksiidi juuresolekul madalamal temperatuuril?

4. Puistake kuiva katseklaasi mangaandioksiidi ja soojendage seda. Pange tähele, kas selle juures eraldub hapnikku või mitte. Tehke järeldus mangaandioksiidi mõjust bertolee soola lagunemis-

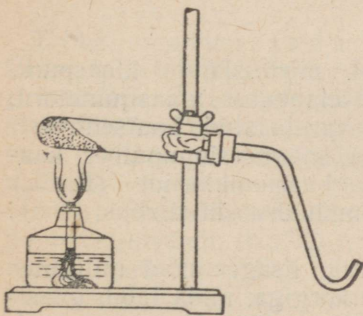
käigule. Kuidas nimetatakse keemilise reaktsiooni kiirust muutvaid aineid, nagu mangaandioksiidi? Kuidas nimetatakse selliseid nähtusi?

## Töö nr. 2. Hapniku saamine kaaliumpermanganaadist ja hapniku omadused.

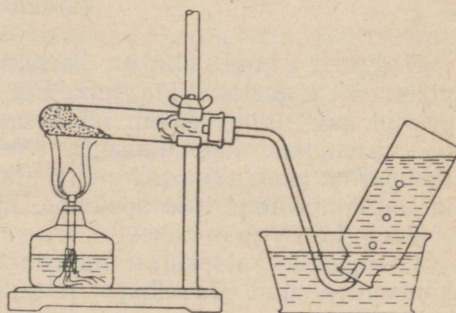
Ette valmistada: katseklaasid, statiiv klambriga, piirituslamp, seadis hapniku saamiseks, peerud, pudelid hapniku kogumiseks, klaaspladikesed, vann veega, kaaliumpermanganaat ( $\text{KMnO}_4$ ), pulbriline väävel, puusüsi, lubjavesi, tükk traati.

### Töö teostamine.

1. Puistake kuiva katseklaasi kaaliumpermanganaati (ligi  $\frac{1}{4}$  katseklaasi). Sulgege katseklaas korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru, ja kinnitage katseklaas statiivile peaaegu horisontaalselt (joon. 102). Täitke pudel veega, katke suue klaaspladikesega, pöörake pudel kummuli, asetage ta veega täidetud vanni ning eemaldage klaaspladike 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 (joon. 103). Kui pudel on hapnikuga täitunud, katke suue vee all klaaspladikesega, võtke pudel veest välja ning asetage ta lauale suudmega ülespoole, jättes suudme pladikesega kaetuna. Selliselt täitke hapnikuga ka teine ja kolmas pudel. Seejärel võtke soojendamist katkestamata gaasijuhtetoru veest välja ning alles siis eemaldage piirituslamp.

3. Veenduge hõõguva peeru abil hapniku olemasolus pudelites.

4. Kuumutage klaaspulga ots ja puudutage sellega pulbrilist

väävliit. 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 lubjaveet. Seletage toimuvat. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

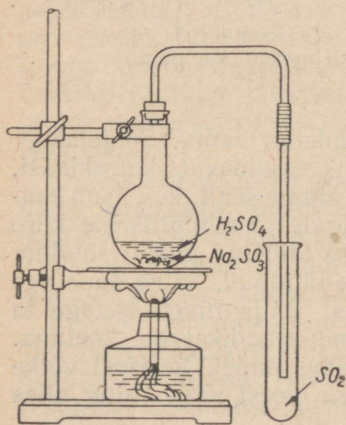
6. Võtke pudel hapnikuga ja teine pudel õhuga. Algul veenduge puhta hapniku olemasolus ühes pudelis ja õhu olemasolus teises hõõguva peeru abil. Seejärel valage hapnik õhupudelisse. Veenduge selles, et hapnik on õhust raskem.

### Laboratoorne töö nr. 8. Vääveldioksüüdi saamine ja omadustega tutvumine.

Ette valmistada: katseklaasid, piirituslamp, klaaspurk, pipett või klaastoru, klaasplaadike, portselankauss, gaasijuhtetoru, peerud, pulbriline väävel, lakmuspaber, vaselaastud, kontsentreeritud väävelhape, naatriumsulfit ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ), magneesiumipulber, kaaliumpermanganaadi ( $\text{KMnO}_4$ ) lahus, baariumkloriidi ( $\text{BaCl}_2$ ) lahus, kontsentreeritud soolhape, naatriumhüdroksüüdilahus.

Töö teostamine.

1. Puistake katseklaasi naatriumsulfitit, lisage mõni milliliiter kontsentreeritud väävelhapet ja sulgege korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru (joon. 104). Nuusutage eralduva gaasi lõhna. Kirjutage reaktsiooni võrrand.



Joonis 104.  
Vääveldioksüüdi saamine.

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 suudmaga allapoole veega täidetud portselankaussi. Vee all võtke põial katseklaasilt ära. Jälgige vee tungimist katseklaasi. Kui vee tungimine katseklaasi on lõppenud, katke tema suue uuesti pöidlaga, tõstke katseklaas ühes

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 peerg. Seletage, mispärast peerg 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, peerud, 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 ( $\text{BaCl}_2$ ), naatriumkloriidi ( $\text{NaCl}$ ), magneesiumkloriidi ( $\text{MgCl}_2$ ), naatriumnitraadi ( $\text{NaNO}_3$ ), magneesiumnitraadi [ $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ], naatriumsulfaadi ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ), seatinanitraadi [ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ] ja kaltsiumnitraadi [ $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ] lahjendatud lahused.

Töö teostamine.

1. Asetage tilk väävelhapat 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 väävelhapat. Tähelestage lahuse temperatuuri muutumist. Seletage, millest see on tingitud.

3. Viige klaaspulga abil tilk kontsentreeritud väävelhapat paberile, peerule, 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 reaktsiooni võrrandid.

6. Asetage ühte katseklaasi mõned tsingilaastud, teise aga vase-laastud. 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 tekis 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.

Ekspérimentaalsed 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  $> \text{SO}_4$ .

4. Tõestage katsete abil, et vasevitriol koosneb vasest, happejäägist  $> \text{SO}_4$  ja veest.

5. On antud kaaliumkloriidist ja baariumsulfaadist koosnev soolade segu. Eraldage sellest segust baariumsulfaat.

6. Kolmes etiketita katseklaasis on järgmised ained: soolhape, naatriumhüdrosüüdilahus 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 ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ).

#### Töö teostamine.

1. Peenestage uhmis 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 ja portselantiigli kaal ühes ainega.

2. Asetage vasevitrioli sisaldav portselantiigel (või väike portselankauss) statiivi rõngal olevasse kolmnurka ning soojendage, kuni kogu vasevitrioli kristallvesi on lahkunud.

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 ( $\text{CuSO}_4$ ) ning kirjutage vihikusse kaalu näit.

4. Arvutage saadud kaalunäitude abil vasevitrioli ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) kristallvee sisaldus protsentides.

Arvutuskäiku aitab selgitada järgmine skeem:

tiigli kaal ühes ainega . . . . .	<i>a</i> g
tiigli kaal . . . . .	<i>b</i> g
aine kaalutis . . . . .	<i>m</i> g

Tiigli kaal ühes ainega:	
enne soojendamist . . . . .	<i>a</i> g
pärast soojendamist . . . . .	<i>c</i> g
kaalutise kristallvee sisaldus	<i>n</i> g

$m$  g ainet sisaldab  $n$  g vett  
 $100$  g ainet sisaldab  $x$  g vett

siit

$$x = \frac{n \cdot 100}{m} = k\% \text{ (H}_2\text{O)}$$

5. Tehtud määramise täpsuse üle otsustamiseks võrrelda vasevitrioli leitud kristallvee sisalduse protsentides tema teoreetilise, s. t. vasevitrioli valemile  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  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.

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

## 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	
I OH	l	l	l	vl	vl	e	e	e	e	e	e	—	—	e	e	
I Cl	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	e	l	l	vl	
II S	l	l	l	vl	l	—	—	e	—	e	e	e	e	e	e	
II SO <sub>3</sub>	l	l	e	e	e	—	—	e	—	e	e	e	e	e	e	
II SO <sub>4</sub>	l	l	e	vl	l	l	l	l	l	l	l	vl	l	l	e	
III PO <sub>4</sub>	l	l	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	
II CO <sub>3</sub>	l	l	e	e	e	—	—	e	e	e	e	e	e	e	e	
II SiO <sub>3</sub>	l	l	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	—	e	e	
I NO <sub>3</sub>	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	

Rooma numbrid tähistavad valentsi. Tabelis täht «l» tähendab lahustuvat ühendit, «vl» raskesti lahustuvat ja «e» — lahustumatut.

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 <sub>3</sub> 5	0,01
Cl	32,95	35,86	77,79	0,0 <sub>3</sub> 13	37,24	51,09	73,19	55,81	203,9	1,49
Br	65,86	88,76	168,7	0,0 <sub>4</sub> 13	103,6	96,52	143,3	103,1	478,2	0,598
J	137,5	177,9	161,5	0,0 <sub>6</sub> 35	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 <sub>3</sub>	30,34	83,9	71,43	213,4	8,74	66,27	121,8	74,31	117,8	51,66
SO <sub>4</sub>	11,12	16,83	35,64	0,55	0,0 <sub>3</sub> 23	0,011	0,20	35,43	53,12	0,0041
CrO <sub>4</sub>	63,1	61,21	111,6	0,0025	0,0 <sub>3</sub> 35	0,12	0,4	73,0	—	0,0 <sub>4</sub> 2
CO <sub>3</sub>	108,0	19,39	1,3	0,003	0,0023	0,0011	0,0013	0,1	0,004	0,0 <sub>3</sub> 1

## 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 . . . . .	7
§ 4. Keemiline element . . . . .	10
§ 5. Liht- ja liitained . . . . .	11
§ 6. Koostise püsivuse seadus ja keemilised valemid . . . . .	12
§ 7. Aatomkaal . . . . .	13
§ 8. Molekulkaal ja selle arvutamine . . . . .	14
§ 9. Keemilise ühendi valemi tuletamine . . . . .	15
§ 10. Valents . . . . .	16
§ 11. Valemite koostamine valentsi järgi . . . . .	18
§ 12. Struktuurvalemite koostamine . . . . .	18
§ 13. Gramm-aatom ja gramm-molekul . . . . .	19
§ 14. Arvutused valemite järgi . . . . .	22
§ 15. Keemilised protsessid atomistlik-molekulaarse teooria valgusel. Aine kaalu jäävuse seadus . . . . .	25
§ 16. Keemilised võrrandid . . . . .	26
§ 17. Arvutused keemiliste reaktsioonivõrrandite järgi . . . . .	27

### II peatükk. Anorgaaniliste ainete klassifikatsioon.

§ 1. Ainete klassifikatsiooni mõiste . . . . .	30
§ 2. Oksüüdid . . . . .	32
§ 3. Alused . . . . .	36
§ 4. Happed . . . . .	40
§ 5. Soolad . . . . .	43
§ 6. Pöörduvad ja pöördumatud keemilised reaktsioonid . . . . .	50

### III peatükk. Leelismetallide rühm.

Sissejuhatus . . . . .	53
§ 1. Naatrium . . . . .	53
1. Naatrium . . . . .	53
2. Naatriumi ühendid . . . . .	55
§ 2. Kaalium . . . . .	62
1. Kaalium . . . . .	62
2. Kaaliumi ühendid . . . . .	63
§ 3. Leelismetallide üldine iseloomustus . . . . .	67

### IV peatükk. Halogeenide rühm.

Sissejuhatus . . . . .	69
§ 1. Kloor . . . . .	69
1. Kloor . . . . .	69
2. Kloorvesinik ja soolhape . . . . .	77
3. Hapniku sisaldavad klooriühendid . . . . .	83

§ 2. Broom	86
§ 3. Jood	87
§ 4. Fluor	90
§ 5. Halogeenide üldine iseloomustus	92

### V p e a t ü k k. Hapnikurühm.

Sissejuhatus	95
§ 1. Hapnik	
1. Hapnik	95
2. Osoon	102
3. Eksotermilised ja endotermilised reaktsioonid	104
§ 2. Väävel	
1. Väävel	106
2. Väävelvesinik	111
3. Vääveldioksüüd ja väävlishape	113
4. Vääveltrioksüüd ehk väävelhappe anhüdriid	117
5. Väävelhape	119
6. Väävli ringkäik looduses	134
§ 3. Hapnikurühma keemiliste elementide sarnasus ja erinevused. Seleen ja telluur	137
Laboratoorsed tööd	140
Tabel 1. Tähtsamate keemiliste elementide nimetused, märgid ja aatomkaalud	173
Tabel 2. Soolade ja aluste lahustuvus vees	174
Tabel 3. Aluste ja soolade lahustuvus vees temperatuuril 18° C	175

Принкман, Карл  
ХИМИЯ ДЛЯ VIII КЛАССА

На эстонском языке

Эстонское Государственное Издательство  
Таллин, Пярну маantee 10

Toimetaja J. Jakk  
Tehniline toimetaja A. Sepp  
Korrektorid H. Sinilaid ja  
H. Tillemann

Ladumisele antud 30. XI 1955. Trükkimisele  
antud 20. I 1956. Paber 60×92, 1/16. Trüki-  
poognaid 11,25. Arvutuspoognaid 11,37. Trü-  
kiarv 7000. MB-01020. Tell. nr. 6038.  
Trükikoda «Kommunist», Tallinn, Pikk tän. 2.

Hind rubl. 2.25.

Rbl. 2.25

A-20945

TÜ RAAMATUKOGU



1 0300 00575690 5