

A. VEIDERMA

# KEEMIA

GÜMNAASIUMI II KLASSILE

---

---

TARTU EESTI KIRJASTUS



A. VEIDERMA

M.T-DIREKTOORIUMI TRÜKIKÄTTIS  
NATS.  
NOOR-EESTI- TRÜKIKODA

# K E E M I A

gümnaasiumi II klassile

VI trükk

~~61004~~

TARTU EESTI KIRJASTUS



2-63867

A-13830

Korrektor M. Kindlam.

Majand.- ja Rahand.-direkt. trükikäitis, end. „Noor-Eesti“ kirjast. trk.,  
Tartu, 1942.

# I. Sissejuhatus.

## 1. Keha ja aine. Füüsikalised ja keemilised nähtused.

Me näeme eneste ümber mitmesuguseid kehi. Raamat, laud, tindipott, nuga, ahi jne. on kõik kehad. Igal kehal on teatud kuju ehk vorm, suurus, kaal, värvus ja teised omadused. Nõnda on raamat nelinurkne, tema pikkus on näit. 20 cm, laius 15 cm, paksus 2 cm, tal on punased kaaned; tindipotil on kuubi vorm; nuga kaalub 20 g; ahi on valge jne.

Iga keha koosneb aineest ehk mateeriast. Näit. on laud puust, raamat paberist, tindipott klaasist, nuga terasest jne. Puu, paber, klaas, teras jne. on nende kehade aine.

Kehadega toimuvad muutused ehk nähtused. Näiteks: raamat langeb põrandale; vesi keeb katlas ja muutub auruks; raudtraat helendub kuumutamisel; puutükk põleb ja muutub gaasideks ning tuhaks; rauatükk roostetab jne.

Raamatu langemisel, vee keemisel, traadi helendumisel keha aine jääb muutumatuks — need on füüsikalised nähtused. Puu põlemisel, raua roostetamisel aine muutub — need on keemilised nähtused ehk keemilised reaktsioonid.

Esimesi nähtusi õpetab tundma füüsika, teisi — keemia.

## 2. Mehhaaniline segu ja keemiline ühend.

Võtame rauapuru ja väävelõit (väävlipulbrit). Väävel on kollane. Vette raputatult ujub ta veepinnal. Vees ta ei lahustu, küll aga väävelsüsinikus (tulekardetav mürgine värvitu vedelik). Kui

lähendame väävlile magneti, siis see ei tõmba väävlit enda külge. Valame väävlile soolhapet, ta ei lahustu. Süüdates hakkab ta kergesti põlema.

Rauapuru omadused on järgmised: vees vajub ta põhja, sest ta on veest raskem; vees ja väävelsüsinikus ta ei lahustu; magnet tõmbab raua enda külge. Kui valame rauale soolhapet, hakkab eralduma gaasi, mis süütamisel põleb (vesinikugaas); raud ise lahustub.

Uhmris rauapuru ja väävelõit segades saame halli pulbri. Silmitsedes pulbrit hoolega luubi abil märkame selles tumedaid raua- ja kollakaid väävliosakesi. Kui lähendame magneti pulbrile, siis liituvad rauaosakesed magnetiga. Viskame pulbri vette; rauaosad vajuvad põhja, väävliosad jäävad pinnale.

Valame pulbrile soolhapet. Kohe hakkab eralduma gaasi, väävliosad aga ei muutu. Väävelsüsinikus lahustub väävel, raud jääb muutumatuks.

Neist katseist selgub, et säärases m e h h a a n i l i s e s s e g u s e g a t a v a d a i n e d, käesoleval juhul raud ja väävel, säili-  
t a v a d o m a o m a d u s e d. On arusaadav, et igäüht segatavaist  
aineist võib võtta rohkem või vähem mistahes kaalulises v a h e -  
k o r r a s.

Valmistame nüüd mainitud segu nõnda, et rauda on seitse kaaluühikut ja väävlit neli kaaluühikut, näit. 7 g rauda ja 4 g väävlit. Soojendame katseklaasis seda segu. Kui see hakkab hõõguma, võtame katseklaasi tulelt. Hõõgumine jätkub. Kui hõõguv mass on jahtunud, purustame katseklaasi ja vaatleme saadud massi.

Kõige hoolsamalgi vaatlemisel luubiga ei märka me selles enam raua- ja väävliosakesi; ta on ühtlaselt must tahke aine. Magnet ei tõmba teda enda külge. Vees ja väävelsüsinikus ta ei lahustu. Vees vajub ta põhja. Valame talle peale soolhapet, tekib kohe halva lõhnaga gaas — väävelvesinik. Süüdates ei hakka saadud mass põlema.

Peame järeldama, et raud ja väävel on oma omadused kaotanud ja tekitanud uue aine uute omadustega. Uut

ainet, mis on saadud kahest või enam aimest, nimetatakse keemiliseks ühendiks.

Keemilises ühendis on ühinenud ained kindlas kaalu- lises vahekorras. Kui võtaksime näit. kirjeldatud katseks rauda rohkem kui 7 kaaluühikut, siis jääks osa rauda vabaks.

Väävli ja raua ühinemisest saadud ainet nimetatakse väävelrauks. Väävelrauas on alati ühinenud seitse kaalu- osa rauda ja neli kaaluosa väävlit.

### **3. Keemilised nähtused ehk reaktsioonid. Keemilised nähtused igapäevases elus, looduses ja tööstuses.**

A. Eespool-tehtud katses ühines raud väävliga, andes uue aine — väävelraua. Raua asemel võime võtta tilga elavhõbedat ja väävelõit, mis segu hoolega hõõrume uhmris. Kui seda segu, milles hoolsal vaatlemisel võime märgata elavhõbedatilgakesi, kuumutada veidi katseklaasis, muutub ta ühetaoliseks mustaks massiks. Selle massi hõõrume uuesti uhmris peeneks ja soojen- dame seda katseklaasis. Nüüd on tal tumepunane värvus.

Uut tekkinud ainet nimetatakse väävel-elavhõbe- daks; teda tarvitatakse värvina ja tuntakse kinnaveri nime all.

Väävliga ühinevad ka teised metallid; kaalulised suhted on siin teissugused kui raua ja väävli ühinemisel, näit. 4 g vaske ja 1 g väävlit, või 2 g tsinki ja 1 g väävlit, või 2,7 g alumiiniumi ja 4,8 g väävlit, jne.

Keemilist nähtust ehk reaktsiooni, kus kahe või rohkem aine liitumisest tekib üks või mitu uut ainet, nimetatakse ühinemis- reaktsiooniks. Ühinemisest saadud ainete arv on väiksem, kui see on enne reaktsiooni.

B. Kuumutame katseklaasis tublisti punast elavhõbehapendi pulbrit. Viimane muutub tumedaks ja hakkab varsti vähenema; ühtlasi tekib klaasi seintele mingi tuhm aine. Kui pistame hõõ-

guva pirru katseklaasi, lõkkub see heledasti põlema. Katseklaasi on tekkinud gaas, mis soodustab põlemist. See gaas on hapnik. Silmitsedes hoolega klaasile kogunenud tuhmi kihti võime märgata, et see koosneb elavhõbedatilgakestest. Kuumutamisel lagub elavhõbehapend elavhõbedaks ja hapnikuks.

Keemilist nähtust ehk reaktsiooni, kus ühest ainest tekib kaks või rohkem ainet, nimetatakse lagumisreaktsiooniks. Lagumine on vastandnähtus ühinemisele.

D. Kui kuumutame katseklaasis nelja kaaluosa kinnaveri (väävelavhõbeda) ja ühe kaaluosa rauapulbri segu, koguneb klaasi seintele peenikeste elavhõbedatilgakeste kiht. Klaasi põhja jääb meile tuntud väävelraud.

Kinnaver on teatavasti elavhõbeda ja väävli ühend. Raua ja kinnaveri segu kuumutamisel tõrjus raud ühendist elavhõbeda; raud ise ühines väävliga ja tekitas väävelraua.

Keemilist nähtust ehk reaktsiooni, kus üks aine asendab ühendis teise, nimetatakse asendusreaktsiooniks ehk vahetusreaktsiooniks.

Vaadeldes igapäevase elu nähtusi märkame igal sammul aine muutusi ehk keemilisi reaktsioone.

Põlemisel tekivad ahjus puuainest ja õhust uued ained (tuhk, gaasid, tahm) ja vabaneb soojus. Värske piim läheb seistes hapuks. Pärmseente toimel tekivad saiataignas gaasid ning ta hakkab kerkima.

Elusolendeis toimuvad alalised keemilised protsessid. Rohe-line taim valmistab mullast saadud veest ja mineraalooladest ning õhust saadud süsihappegaasist valguse käes väga mitmesuguseid aineid, millest ta koosneb (tärglis, tselluloos, valgud, rasvad jne.).

Inimese ja looma seedeelundeis töödeldakse vastuvõetud toit keemiliselt uuteks aineteks, mis lahustunud olekus imenduvad verre, kantakse rakkudesse ja muudetakse seal nendeks aineteks, millest koosnevad elusolendi rakud ja koed. Hingamine on seotud jällegi keemiliste reaktsioonidega.

Ka eluta looduses toimuvad alalised keemilised muutused: raud roostetab, puu mädaneb, graniit mureneb saviks ning liivaks, jne.

Tööstuses kasutab inimene keemilisi nähtusi oma otstarveteks. Lubjapaest põletatakse lubja; liivast, soodast ja lubjast valmistatakse klaasi; rasvast ja seebikivist keedetakse seepi; kartuleist aetakse piiritust või tema tähtsusest saadakse siirupit, jne.

Õppides tundma looduse nähtusi allutab inimene nad oma tahtele ja sunnib neid toimuma oma ülesannete kohaselt. Need saavutused tõstavad inimese kõrgemale muust loodusest ja muudavad ta looduse orjast teadlikuks looduse valitsejaks.

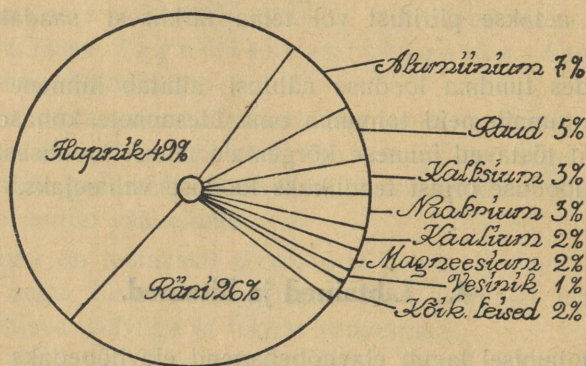
#### 4. Lihtained ja liitained.

Kuumutamisel lagub elavhõbehapend elavhõbedaks ja hapnikuks. Väävelraud koosneb rauast ja väävlit, kinnaver elavhõbedast ja väävlit. Kui aga tahaksime lagundada elavhõbedat või hapnikku, rauda või väävlit uuteks aineteks, siis ei läheks see mingil viisil korda. Neid aineid, mida ei saa enam lagundada, nimetatakse lihtaineiks ehk elementideks. Kõik teised ained, mis on tekkinud lihtainete liitumisest ja mida saab lagundada, on liitained. Kõik keemilised ühendid on liitained.

Lihtaineid on võrdlemisi vähe, neid tuntakse 92. Kõige tuntuimatest lihtainetest nimetame hapnikku, vesinikku, süsinikku, rauda, vaske, elavhõbedat, kulda jt.

Lihtained liigitatakse kahte rühma. Esimese rühma moodustavad metallid, nagu raud, vask, kuld jt. Kõigil neil on omapärane metalne läik, nad juhivad hästi elektrit ja soojust. Tahkeid metalle saab plekiks taguda ja traadiks venitada. Teise rühma kuuluvad lihtained on mittemetallid ehk metalloidid, näit. hapnik, vesinik, lämmastik, väävel, fosfor, süsinik jt. Mittemetallidel ei ole niisuguseid selgelt ühiseid omadusi kui metallidel.

Maakoore, vee ja õhu koostise uurimisel selgub, et umbes 98% sellest moodustab üheksa elementi, ja nimelt: hapnik, räni, alumiinium, raud, kaltsium, naatrium, kaalium, magneesium ja vesinik, teisi on kokku kõigest 2%.



Joon. 1. Elementide levimise diagramm.

Elusolendite koostisse kuuluvad: metallidest kaalium, naatrium, kaltsium, magneesium ja raud, mitmet metallidest vesinik, hapnik, lämmastik, süsinik, kloor, jood, väävel ja fosfor.

Liitaineid on väga palju. Nimetame neist väävelrauda, kinnaveri, elavhõbehendit, vett, kriiti, klaasi, suhkrut, rasva jne.

## II. Mittemetallid.

### 5. Hapnik (*Oxygenium* — *O*).

#### Hapendumine. Osoon.

**Õhus on hapnikku.** 1. Paneme põlevale küünlale kummuli klaasmuna. Leek muutub aegamööda väiksemaks ja lõpuks kustub küünal täiesti.

2. Pistame põleva pirru lambiklaasi, mis asetseb laual püsti. Leek muutub väiksemaks ja varsti kustub pird nagu eelmisegi katse puhul, kuigi lambiklaasi on jäänud õhku.

3. Kui tõstame lambiklaasi kõrgemale, nii et uut õhku pääseb alt klaasi, siis ei lakka pird põlemast.

Neist katseist järeldame, et ainult osa õhku kõlbab põlemiseks. Seda osa õhust, mis soodustab põlemist, nimetatakse hapnikuks.

**Saamine.** Puhast hapnikku võib saada keemiliste ühendite lagunemisel. Näiteks lagus ühel eelmisel katsel (vt. lk. 5) elavhõbehapend elavhõbedaks ja hapnikuks.

Et saada suuremal määral hapnikku, võetakse kloorhappekaaliumi ehk Berthollet' soola, mis hõõrutakse uhmris ettevaatlikult peeneks<sup>1</sup> ja segatakse pruunkivi (mangaanülihapendi) pulbriga. Mangaanülihapendit tuleb enne portselankausis tublisti kuumutada, et vältida plahvatust katse puhul. Segu puistatakse

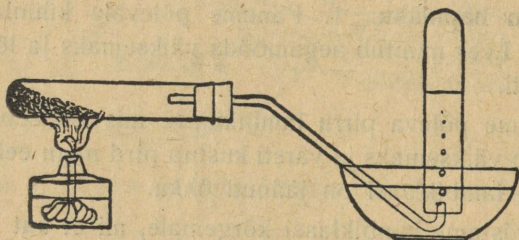
---

<sup>1</sup> Berthollet' soolaga peab katsetama ettevaatlikult. Teda ei tohi käesoleva katse juures segada teiste ainetega peale mangaanülihapendi. Berthollet' soola segud mõne teise ainega, nagu sõega, väävliga, paberitükkidega jne., võivad soojendamisel plahvatada.

katseklaasi (retorti või kolbi) ja suletakse see korgiga, millest on läbi pistetud kõver klaastoru.

Kui segu kuumutame, siis hakkab Berthollet' sool laguma ja eraldab hapnikku. Viimane juhitakse toru kaudu veevanni kummuli pööratud silindrisse või purki, millest ta tõrjub vee välja. Säärasel viisil kogume 3—4 purki hapnikku.

Berthollet' soola võib lagundada ka ilma mangaanülihapendita; viimase aine juuresolekul läheb aga lagunemine palju kiiremini ja madalama temperatuuri juures. Mangaanülihapend ise jääb muutumata, ta ainult soodustab reaktsiooni. Sääraseid aineid, mis soodustavad ja kiirendavad reaktsiooni käiku, nimetatakse katalüsaatoriteks ja nähtust ennast katalüüsiks.



Joon. 2. Hapniku saamine.

**Omadused.** Hapnik on värvita, lõhnata ja maitseta gaas. Hapnikunõu võib seista lahtiselt, ilma et puhas hapnik niipea asenduks õhuga. Sellest järeldame, et ta on õhust veidi raskem.

1. Pistame ühte silindrisse, mis on täidetud hapnikuga, hõõguva pirru või sõe. Kohe lõkkub pird heledasti põlema. Võtame pirru välja, kustutame leegi ja pistame ta hõõguvalt uuesti purki. Jälle lõkkub ta põlema heleda leegiga.

Katsest järeldame, et puhtas hapnikus põleb aine paremini kui õhus.

2. Valame silindrisse, milles põletasime pirdu, veidi selget lubjavett (kustutatud lubja lahus vees) ja loksutame seda tublisti. Selge lubjavesi muutub sogaseks, seal tekib sade, mis seistes vajub põhja valge kihina.

3. Kui loksutame teises silindris lubjaveet õhuga, siis säärast sadet ei teki.

Gaasi, mis teeb lubjavee sogaseks, nimetatakse süsihappegaasiks.

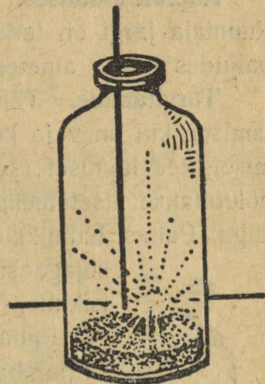
Sõe põlemisel vähenes süsi ja kadus hapnik. Sõeaine ühines hapnikuga, tekitades süsihappegaasi.

4. Paneme raudlusikasse tükikese väävlit ja süütame selle põlema. See põleb sinaka leegiga. Pistame lusika hapnikuga täidetud purki; väävel hakkab põlema heleda sinaka leegiga, tekitades lämmatava väävlisgaasi ehk väävlishapendi.

Valame sellesse silindrisse vett ja loksutame seda hästi. Maitseme tekkinud lahust keelel; tal on hapu maitse. Tilgutame lahust sinisele lakmuspaberile. Viimane muutub punaseks.

5. Kuumutame raudlusikas tükikest pehmet läikivat metalli — naatriumi. See süttib põlema kollase leegiga. Pistame nüüd lusika hapnikku. Seal põleb naatrium veel suurema leegiga. Lusikas tekib kollakas aine — naatriumhapend (õigemini naatriumülihapend).

Lahustame saadud aine vees ja maitseme lahust. Sel on leelise (tuhavee) maitse; sõrmega katsudes tundub ta libedana. Punase lakmuspaberi värvib ta siniseks.



Joon. 3. Väävli põlemine hapnikus.



Joon. 4. Raudtraadi põlemine hapnikus.

6. Keerutame pehme peene raudtraadi spiraalselt pիրu ümber, süütame viimase põlema ja pistame selle suurde hapnikupurki, kuhu oli valatud veidi vett. Pird põleb heleda leegiga. Ühtlasi hakkab ka raudtraat põlema, pildudes ümberringi sädemeid; traadi pinnalt langevad vette kuulikesed. Viimased on värvuselt mustad ja purunevad haamriga lüües.

Raud ühineb põlemisel hapnikuga, tekitades raudhapendi.

Katseist järeldame, et hapnikul on suur tung teiste ainetega ühineda ehk, teiste sõnadega, tal on teiste ainetega suur keemiline sugulus (afiinsus).

Hapniku ühinemist teiste ainetega nimetatakse hapendumiseks ehk oksüdeerumiseks. Lihtainete ühendeid hapnikuga nimetatakse hapendeiks ehk oksüüdideks.

Sõe, väävli, raua põlemisel ühinesid need ained hapnikuga; süsihappegaas, väävlisgaas, raudhapend on kõik hapendid ehk oksüüdid.

**Hapnik looduses.** Õhus on hapnik segatud teiste gaasidega. Ruumala järgi on teda õhus umbes üks viiendik. Vees ja paljudes teistes ainetes moodustab ta tähtsa sisuosa.

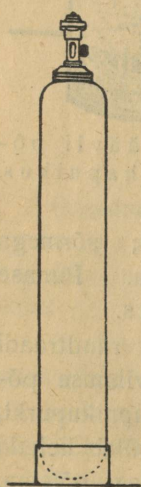
**Tarvitamine.** Tehnikas tarvitatakse puhast hapnikku põletamisel, kui on vaja kõrget temperatuuri, näit. metallide sulatamisel, keevitamisel (šveissimisel) ja lõikamisel. Säärasel korral põletatakse atsetüleengaasi, mis torust välja tulles segub hapnikuga. Puhast hapnikku antakse hingata mürgistest gaasidest (näit. sõjagaasid, tööstuses tekkivad gaasid) kannatanud isikuile.

Puhast hapnikku hoitakse terassilindreis, kuhu ta pumbatakse suure rõhuga.

Hapnikku vajavad hingamiseks kõik elusolendid — taimed ja loomad.

**Osoon.** Kui elektrisädemed läbivad hapnikku või õhku, siis võib tunda omapärast teravat lõhna. Elektrisädemete mõjul muundub hapnik oma teiseks — osooniks. Osooni lõhna võib alati tunda töötavate elektri- ja induktsioonmasinate juures. Värskendav mõju, mida tundub vabas õhus pärast äikesevihma, on tingitud pikse mõjul õhuhapnikust tekkinud osoonist.

Paneme suurde kolbi mõned kollase fosfori pulgakased (ettevaatust, sest fosfor on mürgine!) ja valame leiget ( $25^{\circ}\text{C}$ ) vett peale, nõnda et fosfor ulatub osaliselt veest välja. Laseme kolvi seista 12 tundi. Fosfori mõjul tekib kolvis olevast õhuhapnikust osoon, mida tunneme lõhnast.



Joon. 5.  
Terassilinder  
hapniku  
hoidmiseks.

Pistame sinna tärkliispaberi, mis on niisutatud joodkaaliumilahuses. Osoonist tekiv hapnik tõrjub joodkaaliumist välja joodi, mis värvib tärklise siniseks.

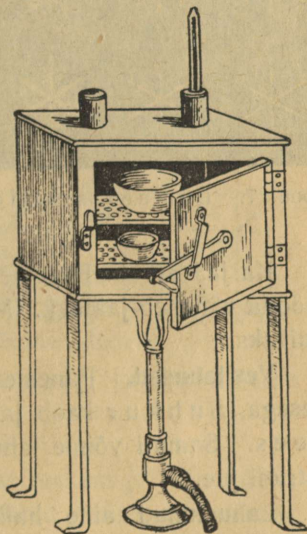
Osoon on terava lõhnaga gaas, millel paksus kihis on sinakas värvus. Kuumutamisel muutub ta uuesti hapnikuks. Osoon ühineb energilisemalt teiste ainetega kui hapnik, pleegitab värve, puhta läikiva hõbeda pinna muudab ta mustaks, hävitab pisikuid. Teda tarvitatakse pleegitamiseks, õhu ja vee puhastamiseks pisikuist (osoonimiseks) jne. Sissehingamisel osoon ärritab nina ja kurgu limanahka; suurel määral sissehingatult võib ta põhjustada mürgitust.

## 6. Vesi. Vesinikühlapend.

**Leidumine.** Kolmveerand osa maakera pinnast on kaetud veega. Veeauru leidub õhus suuremal või väiksemal hulgal. Maapind on läbi imunud veega. Kõrged mäed, polaarmaad ja -mered on alaliselt kaetud veest tekkinud lume ja jääga; parasvöötmeis katab lumi ja jää maad ja merd talvel. Vesi on organismi tähtsaim osa: inimeses on vett umbes 62 %, taimede rohelistes osades kuni 95%.

Kuumutame katseklaasis kristallsoodat või sinist vasevtrioli. Varsti ilmuvad klaasi külmal osal veetilgad, mis tekkisid võetud ainest auranud veest. Järelikult sisaldasid sooda ja vasevtriol vett, ilma et me seda oleksime märganud.

Vee hulk aines määratakse seda ainet kauemat aega  $+100^{\circ}$  C juures kuivatades. Laboratooriumis tarvitatakse selleks kuivatuskappi, mille temperatuur hoitakse veidi üle  $+100^{\circ}$  C. Kuivatatav aine hoitakse niikaua kapis, kuni tema kaal enam ei muutu.



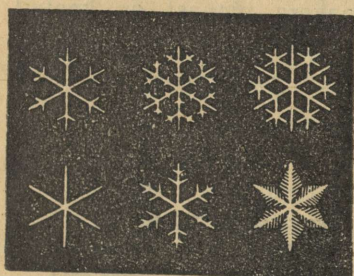
Joon. 6. Kuivatuskapp.

**Omadused.** Puhas vesi on selge, värvita ja lõhnata vedel aine; paksudes kihtides on tal sinakas-roheline värvus.

Pistame veega täidetud kolbi termomeetri ja märgime vee kõrguse kolvile joonekesega. Asetame kolvi lumme. Vesi jahtub kolvis ja ühes sellega langeb ka veepinna kõrgus.  $+4^{\circ}\text{C}$  temperatuuril on veepinna kõrgus kõige madalamal. Kui jahtumine läheb edasi, siis hakkab vesi kolvis uuesti tõusma.

Sellest katsest järeldame, et  $+4^{\circ}\text{C}$  temperatuuril on vee ruumala kõige väiksem: vesi on siis kõige tihedam.

$0^{\circ}$  temperatuuril muutub vesi jääks, kusjuures tema ruumala paisub seesuguse jõuga, et ta lõhub anumad, kaljud, puutüved jne., mis teda sisaldavad.



Joon. 7. Lumekristallid.

Vaadeldes jäälilli aknaklaasil märkame, et need koosnevad ilusaist kristallidest.

$+100^{\circ}\text{C}$  temperatuuril hakkab vesi keema ja muutub auruks.

Vesi aurab ka madalamal temperatuuril. Kui paneme vett lahtise klaasiga mõneks ajaks lauale, siis märkame, et ta kogu väheneb, sest osa vett aurab ära.

Ka jää aurab. Paneme talvel tüki jääd taldrikuga õue. Aegamööda väheneb jäätükk. Märg külmunud pesu muutub talvel õues kuivaks.

**Vesilahused.** Paneme vette suhkrut ja liigutame seda kepikesega. Suhkur kaob ja muutub nähtamatuks, lahustudes vees. Samuti võime lahustada vees keedusoola, maarjat, vasevitrioli jne.

Lahustunud aine hulk määratakse harilikult protsentides. Nõnda tähendab näit. 5%-, 10%-ne keedusoola lahus, et 100 g lahuses on 5 g, 10 g keedusoola.

Lisame veele suhkrut kord-korralt; ta lahustub, kuid lõpuks jääb osa suhkrut lahustumata. Sel puhul öeldakse, et vesi on

suhkruga küllastatud, ning lahust ennast nimetatakse küllastatud lahuseks.

Ained erinevad lahustumise poolest: nõnda lahustub 100 g vees 20° C juures 300 g suhkrut, 36 g keedusoola, 31 g salpeetrit, 23 g vasevitrioli, 0,2 g kipsi jne.

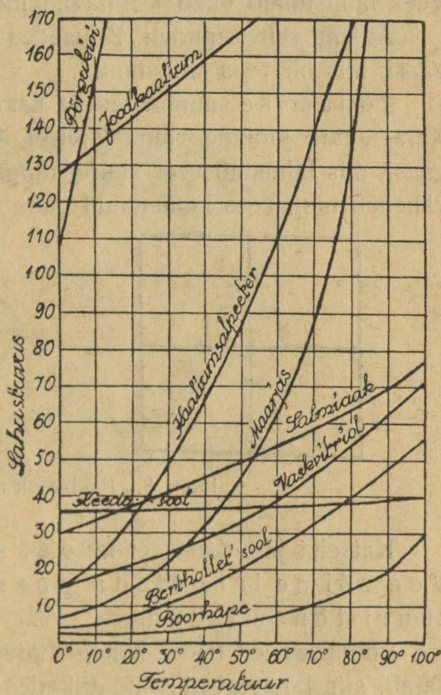
Vee temperatuuri tõusmisega kasvab tema lahustamisvõime enamiku tahkete ainete suhtes. Maarjat lahustub kuumas vees rohkem kui külmas; keedusoola lahustumine tõuseb aga temperatuuri tõusuga väga vähe.

Kui laseme kuuma, näit. maarjaga küllastatud lahuse jahtuda, siis langeb osa lahustunud ainest kindlate geometrilise kujuga kristallidena klaasi põhja. Säärast kristallide tekkimist kutsutakse kristallisatsiooniks.

Ka teised vedelikud võivad toimida lahustavalt. Nõnda lahustub rasv bensiinis, vaik viinpiirituses ja tärpentin õlis, enamik metalle elavhõbedas.

Valame kolbi, kus on lakmusega värvitud viinpiiritust, vett pika toruga lehtri kaudu, nii et toru ots ulatuks kolvi põhjani. Vesi on piiritusest raskem ja jääb põhja, teda katab nüüd värviline piiritusekiht. Kuid mõne aja pärast värvub vedelik ühetaoliseks, sest piiritus ja vesi segunevad ja lahustuvad teineteises.

Piiritus seguneb veega igas vahekorras, sest ta lahustub vees. Õli ei segune veega, ta on vees lahustumatu.



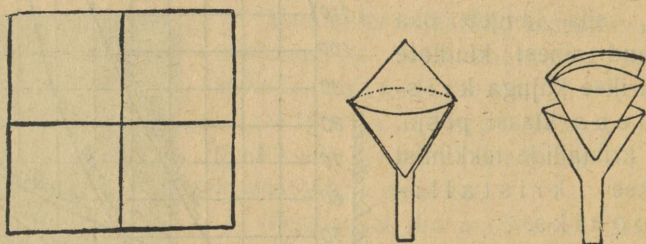
Joon. 8. Ainete lahustumine vees.

Vedelikud lahustuvad vees samuti nagu tahked ained: mõned hästi, teised raskemalt (karboolhape), kolmandad on vees lahustumatud.

Valame kolbi külma vett kaevust, veetorst jne. Kui nüüd kolbi soojendada, siis ilmuvad kolvi seintele õhumullid. Õhk oli vees lahustunud; soojendamisel tungib ta veest välja. Vees lahustunud õhku tarvitavad hingamiseks kalad.

Avame seltersipudeli. Kihisedes tungib sealt välja süsihappegaasi, mis oli vees lahustunud.

Rõhumise suurenemisega kasvab gaaside lahustumine vees. Karastavate jookide valmistamisel surutakse neisse süsihappegaasi, mis lahustub vees suurel hulgal. Pudeli avamisel rõhumine väheneb ning vees lahustunud gaas tungib sealt kihisedes välja.



Joon. 9. Paberkurn.

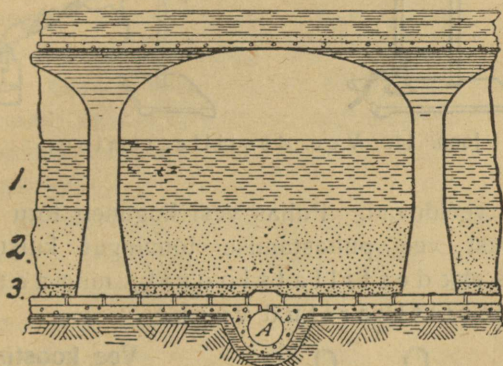
Katseist järeldame, et ka gaasid lahustuvad vees. Vee võime lahustada gaase väheneb temperatuuri tõusmisega.

Looduses ei leidu kunagi täiesti puhast vett. Kui vihma sajab, siis lahustuvad vihmatilekades mitmesugused õhus leiduvad gaasid (hapnik, süsihappegaas); vihmatilegad võtavad kaasa lahustumatuid osi, nagu tolmukübemeid, õietolmu, baktereid jne. Kui vesi tungib maapinda, siis lahustab ta seal lupja, kipsi ja mitmesuguseid sooli ja võtab kaasa tahkeid osi: savi, liiva, mitmesuguseid mädanevaid aineid jne.

Mõnes kohas sisaldab maapõuest väljatungiv vesi palju lahustunud mineraalaineid (raua- ja väävliühendeid, lupja, keedu-soola, süsihappegaasi jne.); säärast vett nimetatakse mineraalveeks.

Kui aurutada portselankausis selget kaevuvett, jääb lõpuks kausi põhja valge kiht, mis koosneb mitmesuguseist sooladest, mis olid vees lahustunud.

**Vee puhastamine.** Lihtsaim vee puhastamise viis lahustumatuist osadest on nõrutamine (dekanteerimine). Selleks lastakse sogane vesi anumasse. Aegamööda sadestuvad (setivad) vees hõljuvad lahustumatud osad anuma põhja ning puhas vesi valatakse järk-järgult ettevaatlikult pealt ära. Et settimist kiirendada, lisatakse vette veidi maarjast või alumiiniumsulfaati, mis soodustab sadestumist.



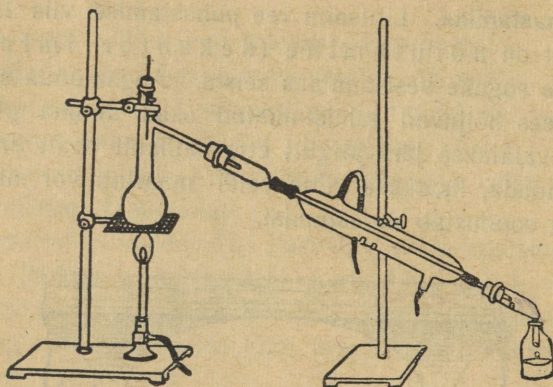
Joon. 10. Liivkurn. 1 — vesi, 2 — peenliiv, 3 — kruus, A — puhta vee viimatoru.

Kiiremini läheb lahustumatuist osadest puhastamine kurnamise ehk filtreerimise teel. Selleks lastakse vesi tungida läbi kurnapberi, riide, süte jne., mis hoiavad kinni tahked osad.

Vee kurnamiseks suuremates hulkades lastakse seda läbi puhta liiva või kruusa kihtide, mis hoiavad kinni suurema osa lahustumatuid osi, isegi baktereid. Kui aga vee leidub tõvestavaid baktereid, siis tuleb need enne vee tarvitamist hävitada. Selleks lastakse vette kloori<sup>1</sup> või osooni või keedetakse teda.

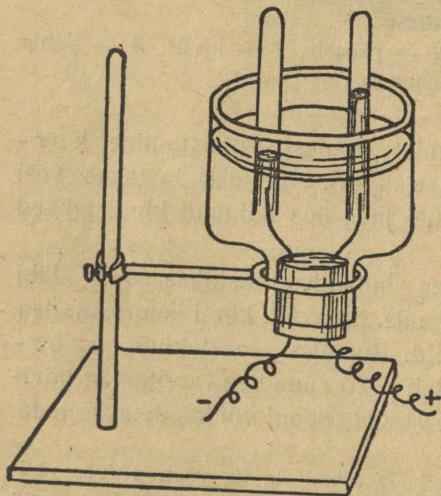
<sup>1</sup> Kloor on mürgine gaas. Pisikuile toimib ta ka väga nõrgas vesilahuses (3 osa kloori 10 miljonis osas vees) surmavalt, inimesele aga on säärane nõrk lahus ohutu.

Kui tahetakse saada täiesti puhast vett ja eraldada selles lahustunud aineid, siis aetakse vesi keema ja juhatakse veeaurude kaudu läbi külma vee (jahutaja), mille mõjul aurud jahtu-



Joon. 11. Vee destilleerimine.

vad ja uuesti veelduvad. Puhas vesi koguneb toru alla pandud nõusse. Säärast vee puhastamise toimingut kutsutakse vee ajamiseks ehk destillatsiooniks ning aetist (destillaati) destilleeritud veeks.



Joon. 12. Vee elektrolüüs.

**Vee koostis.** Täidame veidi väävel- või soolhappega hapustatud veega klaasilindri, mille korkpõhjast on läbi pistetud traadid. Traatide platineeritud otstele keerame kummul kaks veega täidetud katseklaasi. Kui ühendada traadid elektripatarei või akumulaatori poolustega (võib tarvitada ka elektrilambipatareid) ja lasta neist läbi elektrivool, siis hakkavad traatide otstelt ehk elektroodidelt gaasi-

mullid ülespoole tõusma ja tõrjuvad vee katseklaasidest välja. Varsti märkame, et ühte katseklaasi koguneb gaasi kaks korda rohkem kui teise. Kui gaasi on juba küllalt kogunenud, nii et üks katseklaasidest on gaasiga täidetud, katkestame voolu ning, sõrmega klaasi sulgenud, et vesi välja ei voolaks ja välisõhk ei pääseks sisse, võtame katseklaasi välja ja uurime sellesse kogutud gaasi.

Pistame ühte katseklaasi, kus on gaasi vähem, hõõguva pirru. Kohe lõkkub see heleda leegiga põlema. Sellest järeldame, et see gaas on hapnik.

Pistame ka teise katseklaasi, mida hoiame suuga allapoole, põleva pirru. Gaas lõkkub klaasi suu juures sinise leegiga põlema, kuid kustub kohe. Samuti kustub põlev pird katseklaasis. Hoiame nüüd katseklaasi veidi viltu ja lähendame sellele uuesti põleva tuletiku. Kohe plahvatab gaas põlema.

Katsest järeldame, et tekkinud gaas ei soodusta põlemist (pird kustub), küll võib ta aga ise põleda. Ta on õhust kergem. Kui katseklaas hoiti viltu ülespoole, tungis osa gaasi välja, õhk läks väljast asemele ning tekkis plahvatav segu. Seda veest tekkinud kerget gaasi nimetatakse vesinikuks.

Elektrivool lagundab vee kaheks gaasiks: vesinikuks (kaks ruumala-osa) ja hapnikuks (üks ruumala-osa).

Vesi on seega vesiniku ühend hapnikuga ehk vesinikhapend.

Aine lagundamist (analüüsi) elektrivooluga nimetatakse elektrolüüsiks. Hapnik eraldub veest elektrodil (juhtme otsal), mida kutsutakse anoodiks, vesinik elektrodil, mida nimetatakse katoodiks.

**Vesinikühapend.** Peale vee on tuntud veel teine vesiniku ja hapniku ühend — vesinikühapend. Viimane on värvita ja lõhnata veest raskem vedelik, mis kergesti (kuumu-



Joon. 13. Põlev pird kustub vesinikus. Katseklaasi suus süttib vesinik põlema.

tamisel, valguses, seismisel) lagub veeks ja hapnikuks. Vabanev hapnik on väga aktiivne, ta ühineb kergesti teiste ainetega. Vesinikülihapiend on seega hea h a p e n d a j a. Müügil on vesinikülihapiendi vesilahus.

Valame katseklaasi 3%-st vesinikülihapiendi lahust ja raputame sinna veidi mangaanülihapiendi pulbrit. Kui pistame pirru eralduvasse gaasi, lõkkub pird heledalt põlema, millest järeldame, et siin on tegemist hapnikuga.

Värvime vee indigolahusega siniseks, tilgutame juurde vesinikülihapiendit ja lisame rauavitrioli kristallikese; varsti kaotab lahus värvuse. Vesinikülihapiendi lagumisest vabanev hapnik ühineb indigoga; rauasool soodustab seda reaktsiooni.

Peseme salgukese tumedaid juuksekarvu lahjas 3%-ses soodalahuses rasvast puhtaks ja loputame neid selle järel puhtas vees. Nüüd paneme juuksed vesinikülihapiendisse, nii et osa jääb vedelikust välja. Mõne tunni pärast muutuvad vesinikülihapiendis asetsevad karvad punakasheledaks.

Vesinikülihapiendit tarvitatakse siidi, villa, juuste, sulgede jne. p l e e g i t a m i s e k s ja d e s i n f i t s e e r i m i s e k s, kus teised desinfitseerimisvahendid (jooditinktuur, karboolhape, sublimaat, kloor) on liiga kanged.

Looduses leidub teda väiksemal määral lume-, jää- ning vihmavees.

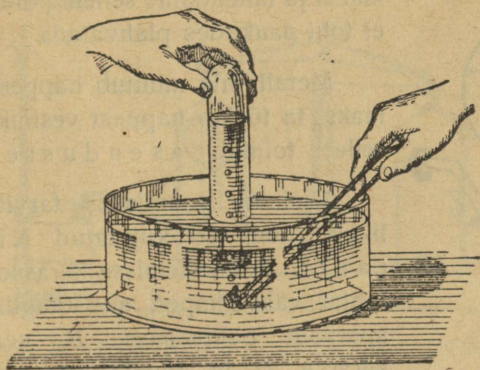
## 7. Vesinik (*Hydrogenium* — H).

**Saamine.** Kui võtame tükikese kaltsiumimetalli ja viskame vette, siis hakkavad metallilt veepinnale tõusma gaasimullid. Kui lähendame neile põleva tiku, plahvatavad nad kohe. See gaas on vesinik. Vette jätab kaltsium valge sademe, mis on k u s t u t a t u d l u b i.

Et koguda vesinikku suuremal määral, seome kaltsiumipulbrit hõredasse riidesse (marlisse) ja pistame selle pihtide vahel hoides vette kummuli keeratud silindri alla, mis on täidetud veega. Gaasimullid tõusevad silindrisse ja tõrjuvad sealt vee välja.

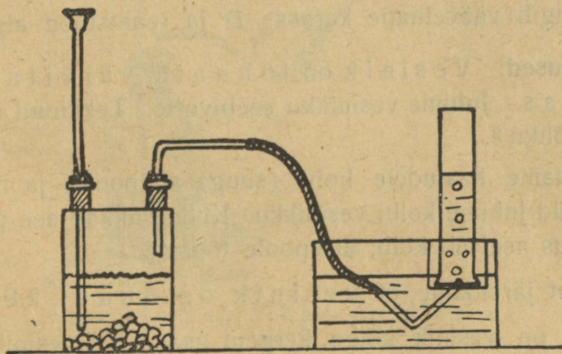
Kogume sellisel viisil kolm-neli silindrit gaasi. Silindrid paneme kummuli lauale.

Osa metalle tõrjub otseselt mõnest happest vesiniku välja. Kui valada tsingile lahjat väävelhapet või soolhapet, siis hakkab happet eralduma vesinikku. Tsink kaob aegamööda ära. Kui auru-



Joon. 14. Kaltsiumi toimet eraldub vesinik veest.

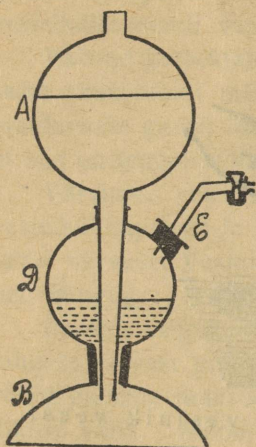
tame lahuse, jääb järele valge sool; see on kas tsinkvitriol (väävelhappe puhul) või klooritsink (soolhappe puhul). Et



Joon. 15. Vesiniku saamine väävelhappe toimet tsingile.

vesinikku koguda, selleks paigutame tsingitükid kahesuulisse pudelisse. Ühe pudelisuu korgist käib läbi lehtri pikk toru, mis ulatub peaaegu põhjani; selle lehtri abil valame pudelisse hapet. Teisest korgist käib läbi kõveraks painutatud klaastoru, mille

kaudu juhime eralduva gaasi läbi vee kogumisnõusse. Enne vesiniku kogumist tuleb selgitada, kas vesinik on pudelist õhu välja tõrjunud. Selleks kogume gaasi katseklaasi ja lähendame sellele põleva tiku. Gaas ei tohi paukudes plahvatada <sup>1</sup>.



Joon. 16.  
Kipp'i aparaat.

Metallihulk muutub happes ikka väiksemaks, ta tõrjub happest vesiniku ja asendab selle; toimub asendusreaktsioon.

Vesiniku saamiseks tarvitatakse harilikult joon. 16 kujutatud Kipp'i aparaati. Selle ülemisse kerasse *A* valatakse lahjat väävelhapet, mis tungib toru kaudu aparaadi põhjaosasse *B*, sealt alumisse kerasse *D* ja toimib viimases leiduvaile tsiingitükkidele. Tekkiv vesinikugaas pääseb välja viimatoru *E* kaudu. Kui viimatoru kraan on suletud, siis surub gaas väävelhappe kerast *D* põhjaossa ja sealt ülemisse kerasse ning reaktsioon soikub. Kui kraan avada, tungib väävelhappe kerasse *D* ja reaktsioon algab uuesti.

**Omadused.** Vesinik on lõhnata, värvita ja maitseta gaas. Juhime vesinikku seebivette. Tekkinud seebimullid tõusevad õhku <sup>2</sup>.

Paigutame kaaludele kolvi (suuga allapoole) ja märgime ta kaalu. Nüüd juhime kolvi vesinikku. Kohe hakkab see pool kaalukangist, kus asetseb kolb, ülespoole tõusma.

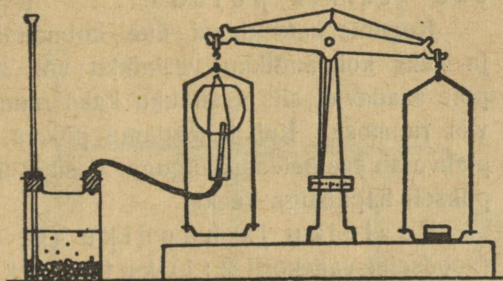
Katsest järeldame, et vesinik on õhust kergem.

Üldse on vesinik kõige kergem gaas. 1 l vesinikku kaalub normaaltingimustes (0° C juures 760 mm rõhumisel) 0,09 g. Õhust on ta kergem 14,4 korda. Kerguse tõttu täideti vesinikuga

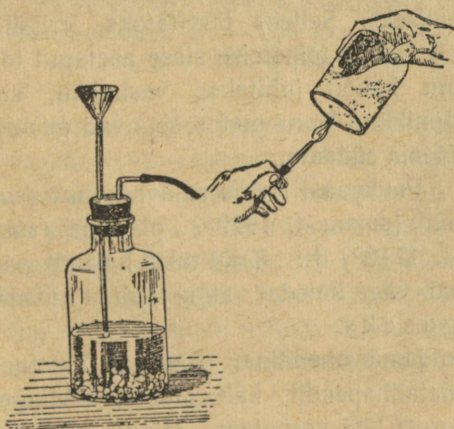
<sup>1</sup> Katsetamisel vesinikuga tuleb algul alati proovida, kas torust tuleb puhas vesinik. Kui õhk on kuidagi vesiniku kogumise anumasse tunginud, siis võib leegi läheduses tekkida plahvatus.

<sup>2</sup> Gaasitoru ava peab olema väike.

varemini õhulaevu (aerostaate). Et aga vesinik õhuga segunedes võib sädemest plahvatada, siis tarvitatakse selleks praegusel ajal teist kerget, kuigi vesinikust pisut raskemat gaasi — h e e l i u m i. See gaas pole ohtlik.



Joon. 17. Vesinik on õhust kergem.



Joon. 18. Vesiniku põlemine.

Hoides silindrit kummuli, et vesinik ei lenduks, pistame põleva pirru silindrisse. Vesinik hakkab silindri suus sinaka leegiga põlema. Pird aga kustub sügavamal silindris.

Süütame vesiniku põlema toru otsa juures, millest ta välja voolab, ja hoiame leegi kohal kummuli keeratud klaaskuplit. Et kuppel ei läheks kuumaks, katame ta pealt märja rätikuga.

Varsti tekivad klaasile veetilgakesed, mis suurenevad ja hakkavad lõpuks kupli servast maha tilkuma.

Katsest järeldame, et vesiniku põlemisest, s. t. ühinemisest hapnikuga tekib vesi. Hapnikuta ei saa vesinik põleda.



Joon. 19.  
Pauk-  
gaasi  
põleti.

Kogume katseklaasi ühe kolmandiku hapnikku ja kaks kolmandikku vesinikku või, kui hapnikku pole saadaval, siis vesinikku kaks ruumosa ja õhku viis ruumosa. Kui lähendame põleva tiku segule, plahvatab see heleda pauguga. Vesinik ühineb silmapilkselt hapnikuga veeks.

Vesiniku ja hapniku (ka õhu) segu (soodsaim vahekord 2:1) kutsutakse paukgaasiks.

Paukgaasi leegi temperatuur on väga kõrge (üle 2000°). Seepärast kasutatakse teda metallide sulatamiseks. Selleks tarvitatakse eripõletit, mis koosneb kahest teineteise sisse asetatud torust. Välimise toru kaudu juhitakse vesinikku, sisemise kaudu hapnikku. Toru otstes seguvad gaasid ja neid võib põlema süüdata.

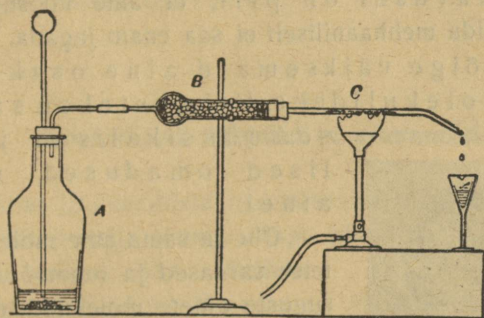
Paukgaasi leegis sulavad vask (sulamistemperatuur 1083°), raud (sulam.-t. 1529°), plaatina (sulam.-t. 1755°), kvarts (sulam.-t. 1710°) jt. Kriiditükk hakkab paukgaasi leegis hõõguma ja annab väga heledat valgust, mida kutsutakse Drumondi valguseks.

**Vesinik taandamisvahendina.** Paneme 25 cm pikka klaasitorru mõnda metallhapendit, näit. musta vaskhappendi-pulbrit, ja juhime sellest torust läbi vesinikku. Mingit muutust me ei märka. Kui aga kuumutame samal ajal klaasitorus olevat musta pulbrit, siis hakkab ta hõõguma ja klaasitoru otsast tuleb veeauru või, kui aur saab jahtuda, seal hakkab tilkuma vett.

Uurides torru jäänud punast pulbrit, selgub, et see on puhas vask.

Vesinikul on nii suur tung ühineda hapnikuga, et ta ühendeistki omandab hapnikku, mille tagajärjel teised ained vabanevad.

Ainete vabanemist hapnikust nimetatakse taandumiseks ehk reduktsiooniks ning ainet, mis hapniku ära võtab, taandajaks. Vesinik on seega hea taandaja. Taandumine on hapendumise vastasreaktsioon.



Joon. 20. Vase taandumine vaskhapendist vesiniku abil. *A* — pudel vesiniku saamiseks, *B* — toru naatronlubjaga vesiniku kuivatamiseks, *C* — toru vaskhapendiga.

Viimast reaktsiooni võime järgmiselt kirjutada:  
 $\text{vaskhapend} + \text{vesinik} \rightarrow \text{vask} + \text{vesi}$ .

**Leidumine looduses.** Vesinikku leidub seega vees ühenduses hapnikuga, kaalu järgi 11 % veest. Samuti leidub teda ühenduses teiste ainetega organismides. Ka leidub teda mõnes gaasis (soogaasis, atsetüleenis jne.), happeis, aluseis, piirituses, õlides jne.

Vabalt leidub teda suuremal määral õhkkonna ülemistes kihtides. Ka arvatakse, et päike ja mitmed teised taevakehad on kaetud hõõguva vesinikukihiga.

## 8. Aine ehitus. Molekulid ja aatomid.

On teada, et temperatuuri tõusmisega suureneb ja temperatuuri langemisega väheneb kehade ruumala. Sellest järeldame, et mitte kogu ruumala ei ole ainega täidetud, vaid aine peab koosnema osakestest, mis asetsevad üksteisest teatud kaugusel. Temperatuuri tõustes osakeste vahe kasvab, langedes aga väheneb.

Kui purustame mõnd tahket ainet, näit. keedusoola, suhkrut, väävelrauda jne., siis võib neid hõõruda nii peeneks, et me ka suurendusklaasi abil ei või aine osakesi enam näha. Näib, nagu võiks ainet ikka väiksemaiks ja väiksemaiks osadeks jagada lõpmatuseni. Kuid siiski oletatakse mitmesuguste nähtuste põhjal, et sellel jagatavusel on piir, et aine koosneb väikestest osakestest, mida mehhaaniliselt ei saa enam jagada.

Neid kõige väiksemaid aine osakesi nimetatakse molekulideks. Viimastel on samasugused füüsikalised ja keemilised omadused, mis kogu ainel.



Joon. 21.  
John Dalton.

Dalton elas 1766—1844; ta oli kangru poeg; 1793. a. alates oli ta Manchesteri kolledžis matemaatika- ja füüsikaprofessoriks.

Ühe ja sama aine molekulid on üksteise sarnased ja ruumvõrdsed; mitmesuguste ainete molekulid erinevad üksteisest omadustelt.

Molekulid koosnevad omakorda aatomeist<sup>1</sup>. Nii koosneb vee molekul vesiniku ja hapniku aatomeist, elavhõbehapendi molekul elavhõbeda ja hapniku aatomeist, väävelraua molekul väävli ja raua aatomeist jne.

Ühe sõnaga: lihtaine molekul koosneb teda moodustavate lihtainete aatomeist.

Mitmesuguseil põhjusil oletatakse, et ka lihtainete molekul koosneb aatomeist.

Sama lihtaine aatomid on omadustelt kõik üksteise sarnased.

Aatomid ja molekulid on äärmiselt väikesed. Füüsikaliste uurimiste andmetel on molekuli läbimõõt vesinikul 0,00000058 mm, hapnikul 0,00000076 mm. Aatom on veel väiksem, näit. on vesiniku

<sup>1</sup> „Aatom“ on tuletatud kreekakeelsest sõnast *atomos*, mis tähendab „jagamatu“.

aatomi läbimõõt 0,0000001 mm. Need on säärased väikesed suurused, et inimene ei suuda neid endale kujutella.

Õpetust, et ained koosnevad molekulidest ja viimased omakorda aatomeist, nimetatakse molekulaar- ehk aatomiteooriaks. Selle õpetuse rajaja oli inglise keemik Dalton.

## 9. Keemilised valemid ja võrrandid.

Aine koostise ja keemiliste reaktsioonide märkimine sõnadega on tülikas ja võtab palju ruumi. Asja lihtsustamiseks valiti iga lihtaine tarvis eriline märk. Selleks võeti rootsi keemiku Jakob Berzelius eettepanekul tarvitusele elementide ladina- või kreeka keelsete nimetuste esimesed tähed. Kui mitme lihtaine nimi algab ühe ja sama tähedega, siis märgitakse üks neist ühe, teised igaüks kahe tähedega, lisades esimesele tähele juurde veel ühe tähe samast nimest.

Nii on vesiniku märk ehk sümbol H — sõnast *Hydrogenium*, hapnikul O — sõnast *Oxygenium*, lämmastikul N — sõnast *Nitrogenium*, elavhõbedal Hg — sõnast *Hydrargyrum*, raual Fe — *Ferrum*, vasel Cu — *Cuprum*, süsinikul C — *Carboneum*, väävlil S — *Sulfur* jne.

Liitained märgitakse nende lihtainete märkidega, millest nad koosnevad, näit. elavhõbehapend — HgO, väävelraud — FeS, vaskhapend — CuO jne. Kui liitaine molekul sisaldab mõne lihtaine aatomeid rohkem kui üks, siis tähendatakse nende arv paremale poole alla selle lihtaine märgi kõrvale. Näit. märgitakse vesi H<sub>2</sub>O (see



Joon. 22.

Jakob Berzelius.

Berzelius (1779—1848) oli koolijuhataja poeg, pärastpoole keemia- ja rohuteaduseprofessor Stokholmis.

tähendab, et vee molekul koosneb kahest vesiniku ja ühest hapniku aatomist); süsihappegaas märgitakse  $\text{CO}_2$ ; osooni valem on  $\text{O}_3$ , vesinikülihapendi valem  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

Liitaine molekuli keemilist märki kutsutakse selle liitaine valemiks ehk formeliks.

Keemilised reaktsioonid märgitakse keemiliste võrrandite ehk ekvatsioonide abil.

Võrrandi vasakule poolele kirjutatakse ained, mis olid algul, ja paremale poolele ained, mis tekkisid. Näit.<sup>1</sup>:

Väävelraua tekkimine:  $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$ .

Väävelalavhõbeda tekkimine:  $\text{Hg} + \text{S} = \text{HgS}$ .

Elavhõbehapendi lagumine:  $\text{HgO} = \text{Hg} + \text{O}$ .

Kinnaveri ja raua vastastikune reageerimine:  $\text{HgS} + \text{Fe} = \text{FeS} + \text{Hg}$ .

Sõe põlemine:  $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$  (süsihappegaas).

Väävli põlemine:  $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$  (väävlisgaas).

Raua põlemine:  $\text{Fe}_2 + 3\text{O} = \text{Fe}_2\text{O}_3$ .

Osooni lagumine hapnikuks:  $2\text{O}_3 = 3\text{O}_2$ .

Vee elektrolüüs:  $\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2 + \text{O}$ .

Vesinikülihapendi lagumine:  $\text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{O}$ .

Vesiniku põlemine:  $\text{H}_2 + \text{O} = \text{H}_2\text{O}$  (vesi).

Vase taandumine vesiniku abil:  $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ .

Tsink väävelhappes:  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (väävelhape) +  $\text{Zn} = \text{ZnSO}_4$  (tsinkvitriol) +  $\text{H}_2$ .

Kaltsium vees:  $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$  (kustutatud lubi) +  $\text{H}_2$ . Kustutatud lubja molekul sisaldab ühe aatomi kaltsiumi, kaks aatomit hapnikku ja kaks aatomit vesinikku, seega on tema valem  $\text{CaO}_2\text{H}_2$ . Lihtsustamise otstarbel suletakse O ja H sulgudesse ja sulgudest paremale poole alla kirjutatakse 2. See arv näitab, et kõiki aatomeid, mis on sulgudes, tuleb arvata kahekordselt.

---

<sup>1</sup> Kõik harilikud lihtgaasid (hapnik, vesinik, lämmastik jt.) sisaldavad molekulis ainult 2 aatomit; nende valemid on seepärast õigem tähendada  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$  jne. Lihtsustamise otstarbel märgime nende lihtsaid siiski ühekordse märgiga.

Koefitsient 2 veemolekuli ees võrrandis näitab, et üks aatom kaltsiumi reageerib kahe veemolekuliga. Vastavalt sellele tuleb arvata veemolekulis leiduvate aatomite arvu kahekordselt.

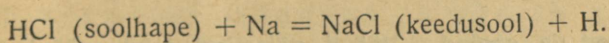
## 10. Elementide vääriskus ehk valentsus.

Paljud elemendid ühinevad vesinikuga. Näiteks ühineb hapnik vesinikuga ja tekitab vee, kloor vesinikuga annab kloorvesiniku (soolhape), lämmastik tekitab vesinikuga ammoniaagi (gaas, mida tunneme lõhnast orgaaniliste ainete mädanemisel, näit. käimlais), süsinik ühinedes vesinikuga tekitab soogaasi (gaas, mis tekib veekogude põhjas ja soos taimeosade lagunemisel ilma hapniku (õhu) juurdepääsuta).

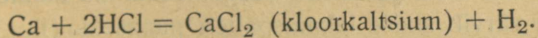
Nagu uurimisel selgub, on ühinenud vesinikuaatomite arv iga mainitud ühendi molekulis erinev. Näit. kloorvesiniku molekulis on üks klooriaatom ühinenud ühe vesinikuaatomiga, tema valem on seega HCl; vee molekulis on üks hapnikuaatom ühinenud kahe vesinikuaatomiga, tema valem on seega H<sub>2</sub>O; ammoniaagi molekulis on üks lämmastikuaatom ühinenud kolme vesinikuaatomiga, tema valem on seega NH<sub>3</sub>; soogaasi molekulis on üks süsinikuaatom ühinenud nelja vesinikuaatomiga, tema valem on seega CH<sub>4</sub>.

Katsetes vesiniku saamisel nägime, et paljud metallid tõrjuvad vesiniku tema ühendeist (veest, happeist) välja. Nii tõrjus vesiniku veest välja kaltsium, väävel- või soolhapest tsink jne.

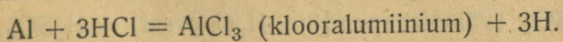
Uurimisel selgub, et ühenditest väljatõrjutud vesinikuaatomite arv, mida asendab üks metalliaatom, on üksikutel metallidel erinev. Nii tõrjub soolhappes üks naatriumiaatom välja ühe vesinikuaatomi:



Kaltsiumiaatom asendab ka k s vesinikuaatomit:



Alumiiniumiaatom asendab kol m vesinikuaatomit:



Arvu, mis näitab, mitu vesinikuaatomit võetud lihtaine aatom endaga seob või ühendest välja tõrjub, kutsutakse selle lihtaine väärisuseks ehk valentsuseks.

Nii on naatrium ja kloor üheväärsed, kaltsium ja hapnik kaheväärsed, alumiinium ja lämmastik kolmeväärsed, süsinik neljaväärne element.

Reaktsioonides on vastavalt ühinevate ja vastastikku asendavate aatomite väärisus alati võrdne.

Lihtaine väärisust võib teada saada ka sel teel, et uurime tema ühendit mõne teise elemendiga, mille väärisus on teada.

Nii on väävligaasis  $\text{SO}_2$  väävliatom ühendatud kahe hapniku-aatomiga. Hapniku väärisus on 2, seega on väävli väärisus väävligaasis  $2 \times 2$ , s. o. 4.

Mõnel elemendil on mitu väärisust. Näiteks ühendes  $\text{CO}_2$  ja  $\text{CH}_4$  on süsinik neljaväärne, ühendis  $\text{CO}$  (vingugaas) kaheväärne. Lämmastik annab hapnikuga ühinedes viis hapendit:  $\text{N}_2\text{O}$  (lämmastik üheväärne),  $\text{NO}$  (lämmastik kaheväärne),  $\text{N}_2\text{O}_3$  (lämmastik kolmeväärne),  $\text{NO}_2$  (lämmastik neljaväärne),  $\text{N}_2\text{O}_5$  (lämmastik viieväärne).

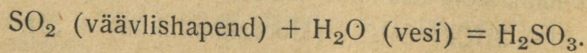
Mõned lihtained, nagu heelium jt., ei ühine ühegi teise ainega, nende väärisus on null.

Harilikuks ja normaalseks väärisuseks loetakse seda, mis väljendub kõige sagedamini. Kõige kõrgem väärisus on 8.

Keemiliste valemite ja võrrandite õigesti kirjutamiseks peab tundma reageerivate elementide väärisust.

## 11. Happed, alused, soolad. Indikaatorid.

**Happed ja soolad.** Väävli põlemisel tekib väävlishapend; viimane lahustub vees ja ühineb veega. Tekkinud ühendil on hapu maitse ja ta värvib sinise lakmuspaberi punaseks (lk. 11). Seda ühinemist märgime järgmiselt:



Ühendit  $H_2SO_3$  nimetame väävlisshappeks.

Happeiks nimetatakse üldse ühendeid, millel on hapu maitse ja mis sinise lakmuspaberi värvivad punaseks.

Tähtsamad happed on: väävelhape ( $H_2SO_4$ ), soolhape (HCl), lämmastikhape ( $HNO_3$ ), süsihape ( $H_2CO_3$ ), fosforhape ( $H_3PO_4$ ), ränihape ( $H_2SiO_3$ ).

Kui valasime tsingile väävelhapet (vt. lk. 21), siis tõrjus tsink vesiniku happest ja asendas selle. Tsink on metall; ka teised metallid (raud, vask, kaalium, naatrium jne.) võivad asendada väävelhappe vesinikku.

Kui valame tsingile sool- või lämmastikhapet, eraldub vesinik.

Kõik happed sisaldavad vesinikku, mida võib asendada metall. Ühendeid, mis on saadud vesiniku asendamisest happes metalliga, nimetatakse sooladeks.

Lihtaineid, nagu väävel ja teised, mille hapendid veega ühinedes tekitavad happed, nimetatakse mittemetallideks ehk metalloidideks. Nende hapendeid nimetatakse veel anhüdriidideks.

Näit.:  $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$  (väävelhape),  $CO_2 + H_2O = H_2CO_3$  (süsihape) jne.  $SO_3$  on väävelhappe anhüdriid,  $CO_2$  — süsihappe anhüdriid. Hapnikku mittesisaldav hape on näit. soolhape (HCl).

**Alused.** Ka naatriumhapend lahustus vees ja ühines temaga (lk. 11). Seda ühinemist märgime järgmiselt:

$Na_2O$  (naatriumhapend) +  $H_2O$  (vesi) =  $2NaOH$  (sööbenaatrium).

Kui aurutame vee lahusest välja, siis jääb järele valge tahke aine, mida nimetatakse sööbenaatriumiks. Sööbenaatriumi vesilahusel on leelise (puutuhavee) maitse, ta tundub sõrmedel libedana ja värvib punase lakmuspaberi siniseks. Sääraste omadustega ühendeid kutsutakse aluseiks.

Lihtaineid, mille hapendid veega ühinedes võivad tekitada aluseid, nimetatakse metallideks.

Näit.:  $K_2O + H_2O = 2KOH$  (sööbekaalium);  $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$  (kustutatud lubi, lubjavesi) jne.

Aluses on metall ühinenud vesihapendi rühmaga OH ehk hüdroksüüliga. Aluseid nimetatakse veel hüdroksüüdidiks, vesihapendeiks.

Tähtsamad alused (leelised) on: sööbenaatrium (seebikivi) ( $NaOH$ ), sööbekaalium ( $KOH$ ), lubjavesi ( $Ca(OH)_2$ ), ammouniumvesihapend (tinkpiiritus) ( $NH_4OH$ ).

Vesihapendi rühma (OH) vääriskus on üks. Näit. kolmeväärse alumiiniumi vesihapendi valem on seega  $Al(OH)_3$ .

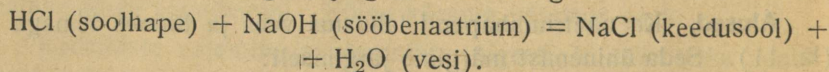
Aluse, peamiselt aganaatrium- ja kaaliumhüdroksüüdivesilahust nimetatakse veel leeliseks (ka alkaliks).

Suurem osa aluseid on vees lahustumatud; neid ei või saada vastavate metallhapendite otsesel ühinemisel veega, vaid neid saab ainult kaudsel teel.

**Kesendamine ehk neutraliseerimine.** Võtame soolhapet, millesse on pandud punane lakmuspaber, ja tilgutame sinna sööbenaatriumi leelist. Lakmuspaberi punane värvus läheb heledamaks ja muutub lõpuks lillaks.

Kui katkestada lillale lahusele leelise juurdelisamine ja lahust maitsta, siis tunneme soolast maitset. Kui vesi välja aurutada, jääb katseklaasi valge keedusoolakiht.

Reaktsiooni märgime järgmise võrrandiga:



Sellest võrrandist näeme, et happe ja aluse vastastikusel reageerimisel happe vesinik ja aluse metall vahetavad teineteisega kohad ning tekitavad soola ja vee.

Happe ja aluse vastastikust mõjustamist nimetatakse kesendamiseks ehk neutraliseerimiseks.

Hapnikulistest hapetest saadud soolad nimetatakse happe ja metalli järgi, näit. lämmastikhappekaalium ( $KNO_3$ ), süsihappekaltsium ( $CaCO_3$ ), väävelhapperaud ( $FeSO_4$ ) jne.

Soola molekuli vaatlemisel näeme, et ta koosneb nagu kahest osast: 1) metallist ja 2) osast, mis tuli happest pärast vesiniku asendumist metalliga. Seda teist osa nimetatakse h a p p e j ä ä - g i k s. Happejäägi väärise üle otsustatakse vesinikuaatomite arvu järgi, millega ta happe molekulis on ühinenud. Näiteks soolhappes HCl on happejääk Cl üheväärne; väävelhappes H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> on happejääk SO<sub>4</sub>, mis on kaheväärne; fosforhappes H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> on happejääk PO<sub>4</sub>, mis on kolmeväärne.

Kui happes kogu vesinik on asendatud metalliga, siis nimetatakse tekkinud soola n e u t r a a l -, ka k e s k s e k s e h k n o r m a a l s o o l a k s. Keedusool NaCl on neutraalsool.

Kui happes ainult osa vesinikku asendub metalliga, siis tekib h a p u s o o l.

Näit. kesendades väävelhapet vähese sööbenaatriumiga saame:  
 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (väävelhape) + NaOH (sööbenaatrium) = NaHSO<sub>4</sub>  
 (naatriumbisulfaat) + H<sub>2</sub>O (vesi). NaHSO<sub>4</sub> on hapu sool.

Kui aluse ülekaalu tõttu esineb soolas ka hüdroksüülrühm, siis nimetatakse tekkinud soola a l u s e s e k s s o o l a k s. Näit.:  
 Ca(OH)<sub>2</sub> (lubjavesi) + HCl (soolhape) = CaCl(OH) (alusene sool) + H<sub>2</sub>O (vesi).

Kui soola molekulis on kaks metalli, siis nimetatakse säärast soola k a k s i k s o o l a k s, näit. kaksikväävelhappe-kaaliumnaatrium, kaksikväävelhappe-kaaliumalumiinium ehk maarjas — KAl(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> jne.

**Indikaatorid.** Ühendite happeste või aluseste omaduste üle otsustatakse lakmuspaberiga. Sääraseid aineid, mis muudavad aluse või happe mõjul värvuse, kutsutakse indikaatoreiks.

Tähtsamad indikaatorid on järgmised:

	Happes:	Leelises:
Lakmus	— punane	sinine
Fenoolftaleiin	— värvitu	punane
Metüüloranž	— punane	kollane
Kongopunane	— sinine	punane.

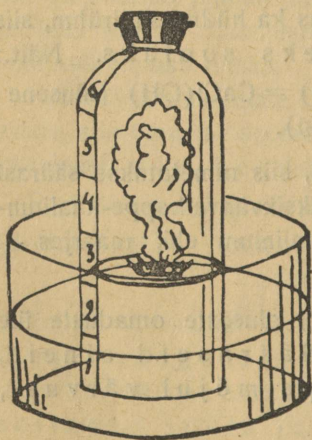
Ka punakapsalehtede mahlas lahustunud värvnik anto-tsüaniin võib olla sobivaks indikaatoriks. Ta määrab mitte üksnes happe või leelise reaktsiooni, vaid ka selle kangusastme: ta annab happe mõjul nõrgast alates punalilla, roosa ja punase värvuse ning leelise mõjul samas järjekorras sinise, roheline ja kollase värvuse.

Sageli öeldakse aine kohta, et märkida tema happest, alusest või neutraalset iseloomu, et tal on hapu, alusene (leelise) või neutraalne reaktsioon.

## 12. Lämmastik (*Nitrogenium* — *N*).

**Saamine ja leidumine.** Kleebime laiale põhjata pudelile pabeririba, millele on tõmmatud põiki jooned nõnda, et need jaotavad pudeli mahu kuueks võrdseks osaks. Ujuvale korgile veenõus paneme portselankausikese tüki-

kese kollase fosforiga (ettevaatust fosforiga!) ning selle üle kummuli põhjata pudeli, nii et vee kõrgus ulatuks teise jaotuseni (esimene jaotus on vees). Fosfor süüdatakse kuuma traadiga läbi pudeli kaela põlema ja suletakse pudel korgiga. Põledes ühineb fosfor õhu hapnikuga ja tekitab valget suitsu — fosforhapendit. Varsti kaob suits, sest ta lahustub vees; vesi hakkab tõusma ja ulatub lõpuks kolmanda jaotuseni.



Joon. 23. Fosfori põlemine pudelis.

Et põlemisel kaob õhust hapnik ning, nagu katsest selgub, see kaotus on  $\frac{1}{5}$  osa õhust, siis järeldame, et hapnikku on  $\frac{1}{5}$  õhu ruumalast.

Valame veenõusse vett juurde, nii et vesi ka vannis seisaks samal kõrgusel kui pudelis, ja avame korgi.

Pistame nüüd põleva pirru pudelisse. Ta kustub kohe. Järelejäädud õhk ei sisalda hapnikku ega võimalda põlemist. Seda järelejäädud õhuosa nimetatakse l ä m m a s t i k k u k s, *Nitrogenium* — N.

L ä m m a s t i k k u o n õ h u s u m b e s  $\frac{4}{5}$  r u u m a l a - o s a.

Saadud lämmastik ei ole küllalt puhas. Kui tahame saada puhast lämmastikku, siis kuumutame lämmastikushappe-ammooniumi ( $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ) katseklaasis; see lagub lämmastikuks ja veeks ( $\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ). Eralduva lämmastiku kogume läbi vee silindrisse.

Õhust võib lämmastikku eraldada ka fosforita. Selleks valame vanni puhta vee asemele lubjavett ja kinnitame pudelikorgi külge traadi ühes viinpiiritusse kastetud puuvillatopiga. Süütame viimase põlema ja pistame ta kiiresti pudelisse, sulgedes selle korgiga. Põlemisel kaob hapnik ja tekib süsihappegaas, mis ühineb lubjaveega; järele jääb lämmastik.

**Omadused.** Lämmastik on värvita, lõhnata ja maitseta gaas, mis ei võimalda põlemist ega hingamist. Viimasest omadusest on tingitud ka tema nimi. Harilikes tingimustes lämmastik ei ühine teiste ainetega — ta on i n e r t n e gaas. Õhus vähendab lämmastik hapniku mõju hingamisel ja põlemisel; vastasel korral toimuksid need reaktsioonid liiga energiliselt.

Kui jätame silindri, milles on lämmastik, mõneks minutiks lahtiselt lauale seisma ja pistame siis sellesse põleva pirru, jätkab viimane põlemist.

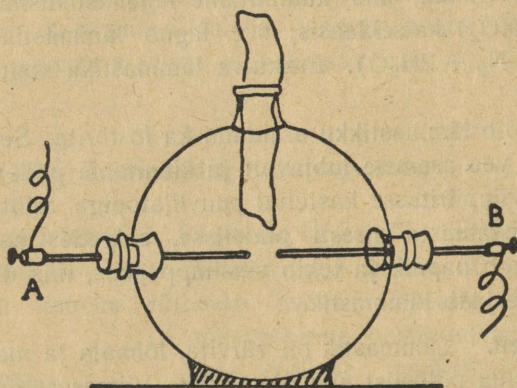
Katsest järeldame, et silindrisse on tunginud hapnikku.

Lämmastik on veidi k e r g e m kui õhk ja tõusis seepärast silindrist välja. Vesinikust on ta 14 korda raskem.

Lämmastikku leidub õhus teiste gaasidega segatult. Ta on looma- ja taimekeha tähtsamaid sisuosi (valkaine). Lämmastiku tähtsamaist mineraalühendeist nimetame tšiiil salpeetrit.

**Lämmastikuühendid. Hapendid.** Ühinedes hapnikuga annab lämmastik viis hapendit:  $\text{N}_2\text{O}$  — lämmastikalahapend,  $\text{NO}$  — lämmastikhapend,  $\text{N}_2\text{O}_3$  — lämmastikushapend (ka lämmastikkolmelishapend),  $\text{NO}_2$  — lämmastikkahelishapend,  $\text{N}_2\text{O}_5$  — lämmastikviielishapend. Neist vaatleme ainult  $\text{NO}_2$ .

Võtame kolme avaga klaaskera, mis on täidetud õhuga. Kaks ava on suletud korgiga, millest on läbi pistetud metallpulgakesed. Kolmandast avast on pistetud klaaskerasse märg sinine lakmuspaber. Mõlemad metallpulgad on ühendatud tugeva elektri-induktsioonmasina poolustega. Kui lasta läbi klaaskera õhu elektrisädemeid, siis ühineb lämmastik hapnikuga ja tekib esmalt värvita



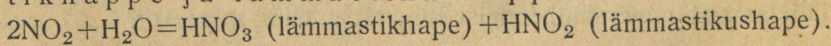
Joon. 24.

Lämmastikkahelishapendi valmistamine õhust.

NO. Viimane, edasi ühinedes hapnikuga, tekitab punakaspruuni mürgise, iseloomuliku lõhnaga gaasi lämmastikkahelishapendi NO<sub>2</sub>, mis värvib niiske sinise lakmuspaberi punaseks.

Lämmastikkahelishapendit tarvitati eelmise maailmasõja ajal ühes klooriga mürgise gaasina.

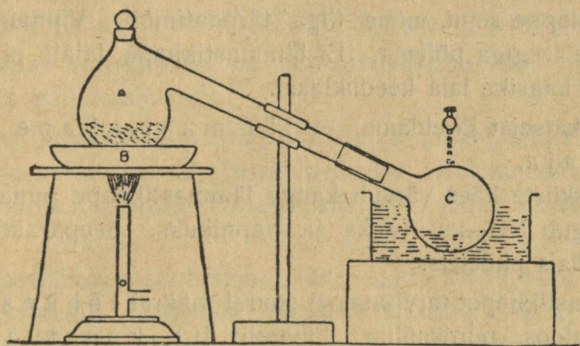
**Lämmastikhape.** Valame eelmisel katsel tarvitatud klaaskerasse, kus on veidi NO<sub>2</sub>, pisut vett ja loksutame teda tublisti. Tekkinud gaas ühineb veega ja annab kaks hapet: lämmastikhape ja lämmastikushape:



Maitseme lahust. Tal on hapu maitse; sinise lakmuspaberi ta värvib punaseks.

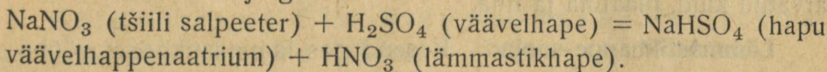
Suuremal määral saadakse lämmastikhapet tšiili salpeetrist, kuumutades seda väävelhappega. Valame retorti (150 cm<sup>3</sup>) umbes 30 cm<sup>3</sup> kanget väävelhapet ja lisandame sinna vähehaaval

30 g pulbriks hõõrutud tšiili salpeetrit, jahutades retorti külma veega. Seda lastakse nüüd üks tund seista. Siis hakatakse segu väikesel leegil kuumutama. Tekkiv lämmastikhape juhatakse jahutuskolbi, kus ta muutub vedelaks (jahutada külma veega!). Destillaadi ehk aetise esimesed tilgad on kollased; need kogume katseklaasi. Pärastine destillaat on värvitu. Kui retordist hakkavad tulema värvilised gaasid, katkestame destilleerimise.



Joon. 25. Lämmastikhappe saamine tšiili salpeetrist.

Reaktsioon on järgmine:

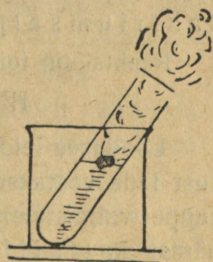


Et lämmastikhapet saadakse salpeetrist, siis kutsutakse teda ka salpeeterhappeks.

Puhas lämmastikhape on vastiku lõhnaga värvitu vedelik. Õhus ta suitseb, keeb  $86^\circ \text{C}$  temperatuuril. Kange koondatud lämmastikhape on 65 %  $\text{HNO}_3$  vesilahus (erikaal 1,4).

Salpeeterhape mõjub väga söövalt, ta sööb riidet ja tekitab nahale kollased plekid. Ta lahustab suurema osa metalle.

Soojendame katseklaasis kange lämmastikhapet ja viskame sinna hõõguva söe. Viimane ei kustu, vaid jätkab energiliselt hõõgumist. Süsi saab hapnikku põlemiseks lämmastikhappelt.



Joon. 26. Süsi jätkab põlemist lämmastikhappes.

Soojendame lahjat sinist indigolahust mõne tilga lämmastikhappega. Värvus kaob, sest indigo ühineb salpeeterhappest vabaneva hapnikuga.

Eriti aktiivne on lämmastik- ja väävelhappe segu. Väävelhappe võtab lämmastikhappelt vee; veeta lämmastikhape toimib väga energiliselt.

Tilgutame portselankaussi, milles on veidi kange väävel- ja lämmastikhappe segu, mõne tilga tärpentiniõli. Viimane lõkkub kohe suure leegiga põlema. Et lämmastikhape laiali ei pritsiks, asetatakse kausike laia keeduklaasi.

Neist katseist järeldame, et l ä m m a s t i k h a p e o n h e a h a p e n d a j a .

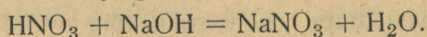
Valguskiirte käes värvub kange lämmastikhape punakaskollaseks ja lagub  $\text{NO}_2$ -ks, veeks ja hapnikuks. Seepärast hoitakse teda tumedais pudeleis.

Lämmastikhapet tarvitatakse suurel määral lõhkeainete- (nitrotselluloos, püroksüliin, dünamiit jt.), kunstväetise-, värv- ja plastilise massi (näit. tselluloidi) tööstuses.

Lämmastikhappes lahustuvad peaaegu kõik metallid, välja arvatud kuld, plaatina ja tina.

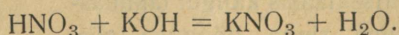
**Lämmastikhappe-soolad.** Kesendades lämmastikhapet sööbe-naatriumiga saame l ä m m a s t i k h a p p e - n a a t r i u m i e h k n a a t r i u m s a l p e e t r i —  $\text{NaNO}_3$ .

Reaktsioon toimub järgmiselt:



Looduses leidub naatriumsalpeetrit suurte lademetena Tšiilis, kust teda veetakse teistesse maadesse kunstväetiseks, lämmastikhappe valmistamiseks jne. Naatriumsalpeetrit nimetatakse seepärast ka tšiili salpeetriks. Ta on väga rõskuv; ta imab endasse õhust niiskust ja läheb märjaks.

Lämmastikhappe ja sööbekaaliumi vastastikusel reageerimisel tekib ka aliumsalpeeter —  $\text{KNO}_3$ :



Ida-Indias, Egiptuses, Alžeerias ja mõnes teises maas sisaldab maapind palju kaaliumsalpeetrit. Suurte vihmade järel tekib maa-

pinnale vee aurumise tagajärjel soola; sellest ka nimi *sal petrae* (= kaljusool).

Kuumutame katseklaasis kaaliumsalpeetrit, kuni ta sulab. Vis-kame nüüd sinna hernesuuruse tükikese hõõguvat puusütt. See hakkab elavalt põlema, pildudes sädemeid.

Katsest järeldame, et ka lämmastikhappe-soolad eritavad kõrges temperatuuris hõlpsasti hapnikku ja omavad suurt hapendamisvõimet.

Seepärast kasutatakse ka lämmastikhappe-sooli lõhkeainete (püssirohu) valmistamiseks.

Segame ettevaatlikult üht osa kuiva potasipulbrit ühe osa väävelöie ja kolme osa kaaliumsalpeetriga. Kui kuumutame seda pulbrit (noaotsatäis võtta!) plekil, siis tekib mõne sekundi pärast plahvatus.

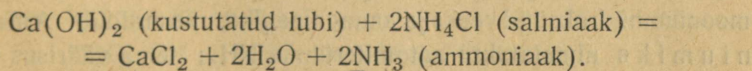
Lämmastikhappe-sooli nimetatakse *nitraatideks*. Seega on tšiili salpeetri teaduslik nimetus naatriumnitraat, kaaliumsalpeetril — kaaliumnitraat. Kui lämmastikhappes asendab vesinikku mõni teine metall, siis saame selle metalli nitraadi, näit. pliinitraat, vasknitraat, elavhõbenitraat jne.

Kõik nitraadid lahustuvad vees ja eritavad kuumutamisel hapnikku.

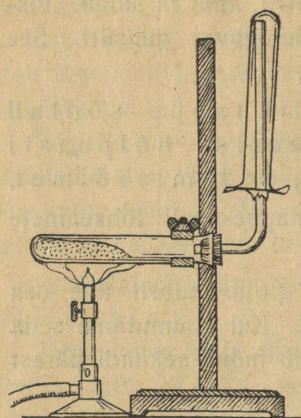
**Ammoniaak.** Kui segada lämmastik- ja vesinikgaasi ning segust lasta läbi elektrisädemeid, siis ühinevad nad omapärase lõhnaga värvituks gaasiks *ammoniaagiks* —  $\text{NH}_3$ .

Samuti tekib ammoniaak, kui segada rauapulbrit (20 kaalu-osa), sööbekaaliumi (3 osa) ja kaaliumnitraati (1 osa), hõõruda segu peeneks ja kuumutada. Segust eralduvad lämmastik ja vesinik; tekkimise seisukorras (*in statu nascendi*) on mõlemad gaasid aktiivsed ja ühinevad värvituks gaasiks ammoniaagiks —  $\text{NH}_3$ . Me tunneme selle gaasi teravat lõhna.

Suuremal määral saadakse ammoniaaki kustutatud lubja (2 osa) ja veega niisutatud salmiaagi (1 osa) segu soojendamisel. Juba segades tunneme ammoniaagi lõhna.



Koguda võib seda gaasi sel teel, kui juhime toru otsa kummuli hoitud kolbi, sest ta on kergem kui õhk.



Joon. 27. Ammoniaagi saamine.

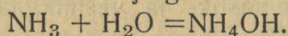
Harilikul rõhumisel ja  $-33,5^{\circ}\text{C}$  temperatuuril vedeldub ammoniaak värvituks vedelikuks. Vedel ammoniaak tekitab aurumisel väga madala temperatuuri, mispärast teda tarvitatakse külmutusmasinates kunstliku jää valmistamiseks.

Suleme ammoniaakgaasiga täidetud kolvi korgiga, millest on läbi pistetud klaastoru. Juhime tilgakese vett toru kaudu kolbi ja pistame toru lakmusega veidi punaseks värvitud vette. Kohe tungib vesi, värvudes siniseks, toru kaudu joana kolbi ja täidab selle

suurema osa. Ammoniaagil on suur tungvees lahustuva. 1 liitris

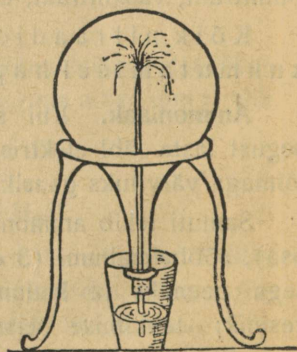
vees lahustub  $0^{\circ}$  temperatuuris 1150 l, toatemperatuuris 750 l gaasi. Lahuses on ammoniaak osalt veega ühinenud.

Reaktsioon on järgmine:



Tekkinud aine kuulub aluste hulka, ta värvib lakmuse siniseks ja on leelise maitsega.

Müügil on ammoniaagilahus ammoniaakvee, ammoniumvesihapendi, ammoniumhüdrosüüdi, nuuskpiirituse, sööbeammooniumi jne. nime all. Kange lahus sisaldab umbes 25% ammoniaaki. Soojendamisel laguneb ammoniumhüdrosüüd veeks ja ammoniaagiks, mis eraldub. Ammooniumiks nimetatakse aatomiterühma  $\text{NH}_4$ ; tema väärismetall on 1.



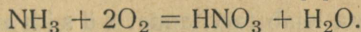
Joon. 28. Ammoniaagi lahustumise tagajärjel tungib vesi kolbi.

Ammooniaak tekib ka mõningate orgaaniliste (taimedest ja loomadest saadud) ainete mädanemisel ja kuumutamisel. Ka gaasivesi (gaasivabrikuis) sisaldab palju ammoniaaki.

Kuumutame katseklaasis nahka, villa, karvu jne.; hoiame eralduvais aurudes punast lakmuspaberit. Viimane värvub siniseks, ka on tunda ammoniaagi lõhna.

Suuremal hulgal saadakse ammoniaaki gaasivabrikuis tõrva-veest, mis sisaldab kuni 15 %  $\text{NH}_3$ .

Ammoniaaki võib teatud tingimustel (näit. plaatina abil) hapendada lämmastikhappeks ja veeks:

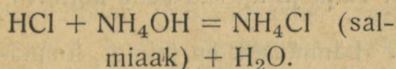


Saksamaa toodab oma lämmastikhapet peamiselt  $\text{NH}_3$  hapendamise teel.

Ammooniumvesihapendi kui aluse ja hape te vastastikusel reageerimisel tekivad soolad.

Ammooniumrühmal  $\text{NH}_4$  on metalli omadused.

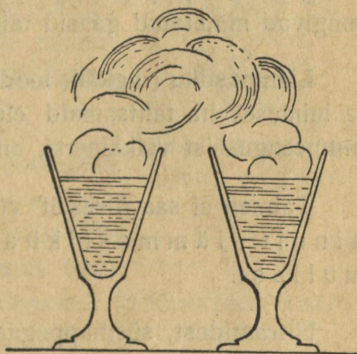
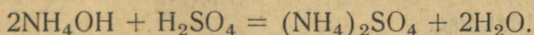
Näit. annavad soolhape ja ammooniumhüdrosüüd valge soola — salmiaagi (kloorammooniumi):



Kui paneme ammooniumhüdrosüüdi ja kange soolhappe lahtised klaasid teineteise kõrvale, siis ühinevad klaasist tõusvad gaasid salmiaagiks, mis valge uduna hõljub klaaside kohal.

Salmiaaki tarvitatakse metallide jootmisel, taskulampide elektripatareides, riidevärvimisel, arstimisel jne.

Väävelhappega annab ammooniumhüdrosüüd väävelhappe-ammooniumi:



Joon. 29. Kloorammooniumi tekkimine.

Seda soola tarvitatakse väetisena ammoonsulfaadi nime all; ka immutatakse temaga puumaterjali, et teha seda mittesüttivaks.

Ammoonnitraate ammoonsalpeeter ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) on tähtis väetisaine, ka esineb ta lõhkeainena. Et teda ohutuks teha, segatakse teda ammoonsulfaadiga, milline segu on tuntud leuna salpeetri nime all. See nimi on saadud Leuna linnakesest Leipzigi lähedal, kus asutati selle kunstväetise esimene vabrik.

Küpsetuspulbrina leiab tarvitamist süsihappe-ammoonium —  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ , mis on „põdrasarvesoola“ tähtsaim sisuosa.

Varemalt saadi seda soola kontide, sarvede ja teiste lämmastikku sisaldavate orgaaniliste ainete kuivajamisel. Sellest tuleb ka tema nimi „põdrasarvesool“. Nüüd saadakse teda ammoonsulfaadi ja süsihappelubja sulandamisest.

Kui seda soola katseklaasis kuumutada, siis lagub ta ammoniaagiks, süsihappegaasiks ja veeauruks. Kookide küpsetamisel tungivad nimetatud gaasid taignast välja ja ajavad selle kohevile.

**Lämmastiku ringkäik looduses.** Lämmastik on taime-, looma- ja inimesekeha tähtsaid elemente. Raku protoplasma koosneb mitmesuguseist valkainest, mis sisaldavad lämmastikku.

Taimed ei saa otseselt võtta vaba lämmastikku õhust, vaid ainult lämmastikhappe-sooli ehk nitraatimullast.

Nitraatidest, süsihappegaasist ja veest ehitab taime organism valkained.

Looma organism pole suuteline valmistama valkaineid sünteetiliselt, ta kasutab oma rakkude ehitamiseks taimedest otseselt või loomatoidu kaudu saadud valkainet. Elutegevuse tagajärjel lagunevad ja hapenduvad valkained looma organismis lihtsamaiks lämmastikühendeiks, mis kusega või higiga (peamiselt kusiaine näol) kehast eemaldatakse.

Mädanemisel lagub orgaaniline aine ammoniaagiks, nitraatideks ja vabaks lämmastikuks. Viimane eritub õhku, samuti ka osa ammoniaaki. Teine osa ammoniaagist tekitab ammoniaagiühendeid, mis mullas elutsevate nitrifitseerivate bakterite tegevusel muudetakse nitraatideks, mida taimed omandavad juurte abil.

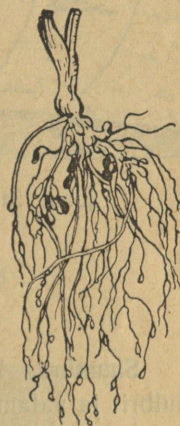
Nitrifitseerivate bakterite kõrval elutsevad mullas ka kahjulikud denitrifitseerivad bakterid, mis lagundavad mulla nitraate ja eritavad lämmastikku õhku.

Liblikõieliste (herne, oa, ristikeina jne.) juurtel leiduvais mügarais elavad bakterid, mis omandavad õhust vaba lämmastikku. Nende lämmastikku omandavate pisikute (mügarbakterite) elutegevuse tagajärjel tekivad lämmastikuühendid nitraadid, mida vajab taim. Ristikheina kasvatades rikastab põllumees põldu lämmastikuühenditega.

Haber-Boschi menetluse järgi ühendatakse õhulämmastik vesinikuga ammoniaagiks kõrges kuumuses ( $600^{\circ}$ ) ja suurel rõhumisel (200 at).

Ammooniumi- ja lämmastikhappe-soolad on tähtsaimad kunstväetisained. Neid saadakse loodusest (näit. tšiili salpeeter) või valmistatakse kunstlikult õhulämmastikust (näit. norra ja saksa salpeeter) ja tõrvaveest (näit. ammoonsulfaat).

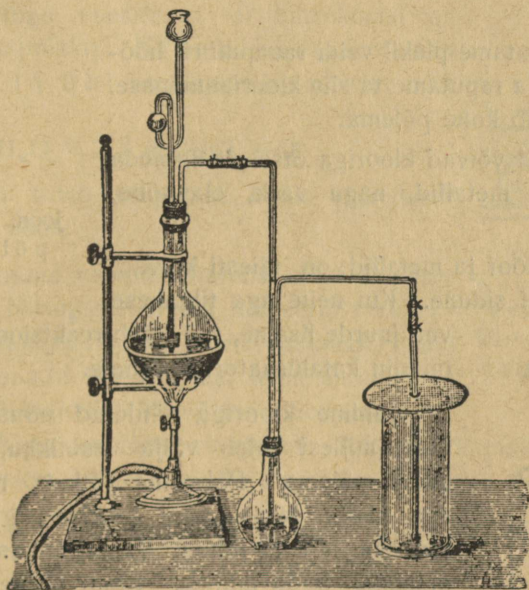
Äikese ajal pikse sähvatustel ühineb osa õhulämmastikku hapnikuga hapendeiks; viimased annavad vihmaveega happed, mis maasse tungides mitmesuguste keemiliste reaktsioonide ja bakterite tegevusel tekitavad lämmastikhappe-sooli. Kuulus teadlane Arrhenius on arvutanud, et pikse tegevusel maakera pind rikastub igal aastal umbes 400 miljoni tonni lämmastikuühenditega.



Joon. 30. Mügaririkud oa juurtel.



**Omadused.** Kloor on kollakasroheline gaas, vastiku lõhnaga, õhust 2,5 korda raskem. Ta on väga mürgine, paneb kõhima, võib tekitada verevoolu ninast, mõjub silmadele ja võib tuua isegi surma. Tungides kopsu kaudu verre ühineb kloor verepuna rauaga, mille tagajärjel veri tardub.

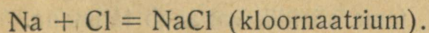


Joon. 32. Kloori saamine.

Keerame klooriga täidetud nõu kummuli vette ja avame nõu suu. Vesi hakkab pikkamööda nõusse tungima, sest kloor lahustub vees. Kloori vesilahust kutsutakse kloorveeks.

Klooril on suur tung ühineda teiste ainetega. Ta on aktiivsemaid elemente.

Süütame õhus tükikese naatriumi lusika sees ja pistame selle kloorinõusse. Naatrium jätkab seal põlemist, ühinedes klooriga ja tekitades valget pulbrit kloornaatriumi, mida igapäevases elus nimetatakse keedusoolaks:



Lahustame tekkinud soola vees, maitseme teda. Lahusel on soolane maitse.

Puistame järgmisse kloorinõusse antimonipulbrit (Sb). Kohe ühineb antimon klooriga kloorantimoniks,  $SbCl_5$ , mis täidab klaasi valge suitsuna. Seejuures tekib nii palju soojust, et antimon süttib põlema.

Kuumutame plekil veidi rauapulbrit hõõgumiseni ja raputame ta siis kloorianumasse. Raud süttib kohe põlema.

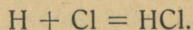
Samuti võivad klooriga otseselt ühineda ka teised metallid, nagu vask, elavhõbe, kuld jne.

Kui kloor ja metallid on täiesti kuivad, siis nad ei sidune. Kui neile aga tilgakese vett juurde lisame, siis tekib reaktsioon kohe. Veel on siin katalüsaatori ülesanne.



Joon. 34.  
Küünal jätkab põlemist klooris.

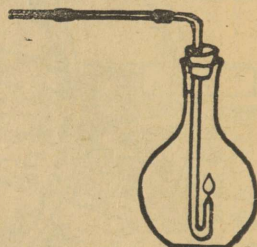
Juhime klooriga täidetud nõusse klaastoru otsa, millest tuleb välja vesinikku, ja süütame gaasi põlema. Põlemine jätkub, rohekas gaas aga kaob. Nuusutades tekkinud gaasilist ainet tunneme teravat lõhna. Valame nõusse vett. Vesi omandab hapu maitse. Kloor ühines vesinikuga, tekitades kloorvesiniku, mis lahustub vees.



Täidame ühe katseklaasi vesinikuga, teise klooriga ja seame mõlemad klaasid avadega kokku. Kui tuleleegi kohal katseklaasi uuesti avame, tekib plahvatus, sest vesinik ja kloor ühinevad kloorvesinikuks.

Päikesekiirte käes tekib plahvatus iseendast; pimeduses toimub see ühinemine pikaldaselt.

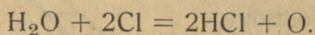
Pistame põleva küünla klooriga täidetud nõusse. Põlemine jätkub, tekib tahmapilv. Küünlaaine vesinik ühineb nüüd hapniku asemel klooriga, tema süsinik vabaneb tahmana.



Joon. 33. Vesinik põleb klooris.

Pistame tärpentiniga leotatud pabeririba kloorianumasse. Paber süsineb ja süttib põlema, sest kloor võtab tärpentinis leiduva vesiniku ja ühineb sellega kloorvesinikuks.

Kui täita katseklaas kloorveega, panna ta kummuli sama veega täidetud nõusse ja hoida mõni aeg päikesevalguses, siis märkame gaasi kogunemist katseklaasi. Katsudes gaasi hõõguva pürruga veendume, et katseklaasi on kogunenud hapnikku. Kloor võttis veelt vesiniku ja ühines temaga, hapnik vabanes.



Kloorvett tuleb seepärast hoida pimeduses või tumedas nõus.

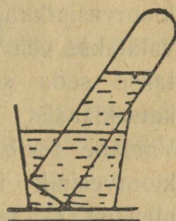
Kloori toimel vabaneb hapnik veest üksikute aatomitena. Niisugune hapnik reageerib tekkimise momendil (*in statu nascendi*) palju aktiivsemalt kui siis, kui tema aatomid on ühinenud molekulideks. Värvilised ained muutuvad hapnikuga ühinemise tõttu värvituks. Aktiivse hapnikusisalduse tõttu kasutatakse kloorvett pleegitamiseks.

Valame tindi sisse kloorvett ja loksutame segu. Varsti kaob tindi värvus. Tušši kloorvesi ei pleegita.

Värvitud riie pleegib kloorvees. Kloorveega pleegitatakse taimekiust (puuvillast, linast ja kanepist) riidet. Villasele ja siidile on kloor liiga kange ja „sööb“ neid. Seepärast loomakiududest riide pleegitamiseks kloori ei tarvitata.

Pleegitamise järel tuleb kloor riidest tingimata kõrvaldada, vastasel korral „sööb“ ta riide ära. Loputamine toimub naatriumhüposulfiidi  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  vesilahusega või mõne teise aine abil, mis kõrvaldab pleegitavast riidest kloorijäänused. Säärast ainet nimetatakse antiklooriks.

Kloorvett tarvitatakse ka desinfitseerimiseks. Jätukub 3—10 kaaluosast kloorist 10 miljoni osa joogivee desinfitseerimiseks, et hävitada seal leiduvaid baktereid.



Joon. 35.  
Valguses  
eraldub  
kloorveest  
hapnikku.

Harilikult tarvitatakse pleegitamiseks kloorlupja —  $\text{CaCl}(\text{OCl})$ , mis on kustutatud lubja ja kloori ühend. Kloorlubja vesilahus sisaldab vaba kloori.

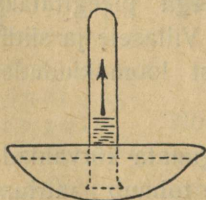
**Kloorvesinik — soolhape. Kloriidid.** Tähtsaim klooriühend on kloorvesinik. Teda võib saada kloori ja vesiniku otsesel ühine-misel. Suuremal määral saadakse kloorvesinikku, kui keedusoolale valatakse väävelhapet ja kuumuta-takse seda segu. Varsti hakkab katseklaasist tulema valget udu. Viimane tekib seetõttu, et eralduv kloorvesinik imab endasse õhust niiskust ja tekitab peened kloor-vesiniku vesilahuse piisad.

Reaktsioon on järgmine:  
 $2\text{NaCl}$  (keedusool) +  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (vää-  
 velhape) =  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  (glaubrisool) +  
 +  $2\text{HCl}$  (kloorvesinik).

Kogume kloorvesinikku katse-  
 klaasi.

Ta on värvita, terava lõhnaga ja hapu maitsega gaas. Õhust on ta raskem.

Suleme sõrmega kloorvesinikuga täidetud katseklaasi, pistame ta kummuli vette ja avame siis klaasi. Vesi tõuseb katseklaasi.

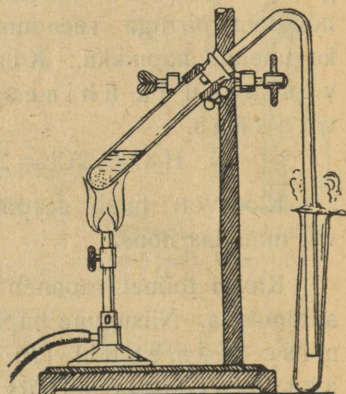


Joon. 37. Kloor-  
 vesinik lahus-  
 tub vees.

Sellest järeldeb, et kloorvesinik lahus-  
 tub energiliselt vees.  $0^\circ$  temperatuuris  
 lahustab üks ruumiühik vett 500 ruumiühi-  
 kut kloorvesinikku.

Maitseme lahust. Tal on hapu maitse.  
 Sinise lakmuspaberi värvib ta punaseks.  
 Järelikult on meil tegemist happega.  
 Kloorvesiniku vesilahust nim-  
 metatakse soolhappeks.

Harilik soolhape sisaldab 24 %, koondatud soolhape kuni 35 % kloor-  
 vesinikku.



Joon. 36. Kloorvesiniku  
 saamine.

Kolme ruumosa koondatud soolhappe ja ühe ruumosa koondatud lämmastikhappe segu kutsutakse kuningveeks.

Soolhapet tarvitatakse suurel määral tööstuses; majapidamises puhastatakse tema abil metallesemeid. Inimese maomahl sisaldab umbes 0,3 % soolhapet. Viimane aitab seedida valke ja mõjub hävitavalt toiduga maosse sattunud pisikuile.

Soolhape lahustab peaaegu kõik metallid. Kuld ja plaatina lahustuvad kuningvees.

Soolhappe soolased nimetatakse kloriidideks. Neist nimetame keedusoola ( $\text{NaCl}$ ), kloorkaaliumi ( $\text{KCl}$ ), kloor-  
magneesiumi ( $\text{MgCl}_2$ ) jt.

Valame soolhappesse hõbenitraadi (põrgukivi)  $\text{AgNO}_3$  lahust. Kohe tekib valge hõbekloriidi sade, mis lahustub ainult ammoonium-  
vesihapendis.

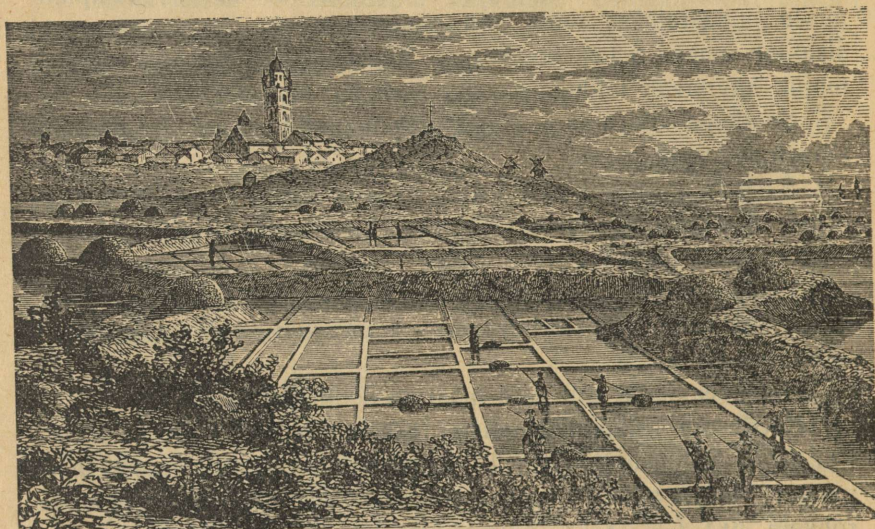
Hõbedasoolade abil võib määrata soolhapet ja kloriide.

**Keedusool. Mineraali mõiste. Kõvadusastrik.** Tähtsam kloriid on keedusool —  $\text{NaCl}$ . Keedusool on klaasisarnane, läbi-  
paistev, värvitu aine. Puhta vee 100 kaaluosas võib lahustada kõige  
rohkem 39,1 (+ 100° C juures) osa keedusoola. Ta on inimese  
ja loomade toidu vajalik lisand. Keskmiselt tarvitab inimene  
aastas  $7\frac{3}{4}$  kg keedusoola. Keedusoolaga konservitakse (soola-  
takse) toiduaineid, temast valmistatakse soolhapet, soodat, sööbe-  
naatriumi ja teisi aineid.

Looduses leidub keedusoola lahustunult mere- (meresool),  
soolajärvede (järvesool) ja -allikate (allikasool) vees. Mõnes kohas moodustab ta paksud lademed, nagu Strassfurdis  
(Saksamaal), Wieliczka juures (Poolamaal), NSVL-s ja mujal. Säärasel korral nimetatakse teda kivisoolaks. Kivisool on  
enamasti valge; vahel värvivad lisandid ta halliks, kollaseks,  
punaseks, siniseks, roheliseks või lillaks.

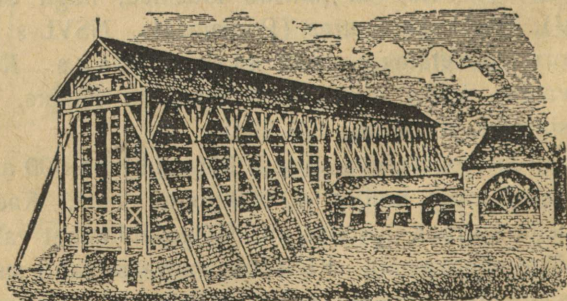
Wieliczka kivisoolakaevandused töötavad juba 600 aastat, igal  
aastal murtakse välja umbes 40 000 tonni soola. Kaevandused  
asetsevad nelja korrana üksteise all. Kõige puhtamat valget soola  
saadakse kõige sügavamalt. Kivisoola murtakse lahti suurte pan-  
kadena ja saadetakse šahtide kaudu maapinnale. Et korrad sisse  
ei langeks, on jäetud igale poole valged paksud kivisoolasambad.

Mereveest saadakse keedusoola sel teel, et soolane vesi aegamööda aurub, kuna sool jääb järele. Põhjamaades lastakse soolane vesi jääks külmuda; sool eraldub jääst basseini põhja.



Joon. 38. Keedusoola saamine mereveest.

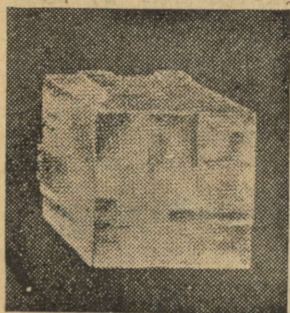
Soolajärvedest aurab vett suvel nii palju ära, et osa soola vajub põhja, kust ta siis labidatega välja tõstetakse ja kaldale kuivama laotakse.



Joon. 39. Keedusoola saamine soolaallikate veest.

Soola allikate veest soola saamiseks juhitakse soolane vesi läbi haoriitade (gradeervärk), kus osa vett ära aurab; järelejäänud soolane vesi jookseb edasi riitade all olevasse basseini. Siit pumbatakse ta uuesti hagudele, kust ta jälle tagasi voolab, jne. Kui vesi on juba küllalt soolane, siis aurutatakse ta tulel ära ning sool saadakse kätte.

Säärasel teel saadud sool pole küllalt puhas, ta sisaldab veel teisi sooli, mis tarvitamiseks ei kõlba. Seepärast puhastatakse ta enne müügileaatmist.

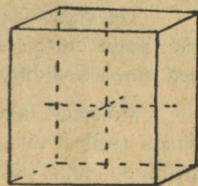


Joon. 40. Kivisoola kristall.

Valame keedusoola küllastatud lahust taldrikule ja laseme seismisel vee ära aurata. Kui vaatame taldrikule jäänud soolaterakesi, siis märkame juba palja silmaga, et neil on kuustahuka ehk heksaeedri (kuubi) kuju.

Kui ühendame heksaeedri vastastahkude keskpunktid, saame kolm kristallograafilist telge, mis on ühepikkused ja lõikuvad omavahel täisnurkselt.

Säärased kristallid kuuluvad nõndanimetatud korrapärasesse ehk regulaarsesse süsteemi. Keedusoola kristallid on ka seesmiselt kristalse ehitusega. Kui lüüa vasaraga suuremat kivisoolatükki, siis lõhmub see suuremaiks ja väiksemaiks kuubitaolisteks kristallideks. Siledad lõhmunispinnad lõikuvad üksteisega alati 90°-se nurgaga.



Joon. 41. Kuup ehk heksaeeder.

Kui kriimustame kivisoola pinda näit. marmoritükikese servaga, siis jääb kivisoola pinnale kriips. Kivisool aga marmoril pinda ei kriimusta. Marmor on seega kivisoolast kõvem. Kivisool kriimustab omakorda rasvkivi ehk talgi pinda: ta on sellest kõvem.

Exbibl. univ. Tart.

Mineraalide kõvadust märgitakse arvudega. Nii on talgi kõvadus üks, kivisoolal kaks, marmoril kolm.

Kivisool on mineraal. Viimaseiks nimetatakse looduses leiduvaid ühtlase ehitusega kehi (liht- või liitaineid), mis moodustavad maakera koore.

Kõvaduselt jagatakse mineraalid kümnesse astmesse, iga astet esindab tuntud kõvadusega mineraal. Kõvadastriku moodustavad: 1) talk ehk rasvkivi, 2) kips, 3) kaltsiit (marmor), 4) fluoriit, 5) apatiit, 6) ortoklass (põldpagu), 7) kvarts, 8) topaas, 9) korund ja 10) teemant (kõige kõvem mineraal).

#### **14. Keemilised ründeained ja kaitsevahendid nende vastu.**

Kloor oli esimene ründeaine, mida hakati tarvitama eelmises maailmasõjas 1915. aastal keemilise relvana.

Kloor mõjub hävitavalt limanahale ja eriti inimese ja looma hingamiselundeile. Väikesel hulgal sissehingatult tekitab ta hingamistorude põletikku, köha ja lämbumistunnet. Suuremal määral sissehingatult hävitab ta kopsu- ja hingetoru seinad, tekitab verevoolu kopsus ning surma lämbumisest.

Tulevikusõjas kloor vaevalt leiab tarvitamist, sest on leitud terve rida palju mürgisemaid ja kergemini käsitsetavaid aineid. Kõik need mürgised ained sisaldavad kloori. Kõige tuntumad neist on ipriit ja levisiit.

Mõlemad nad on pikaldaselt auruvad vedelikud, ipriidil on umbes sinepi (sellest nimigi „sinepigaas“) või põletatud kummi lõhn, levisiit lõhnab pelargooniumi järele. Ipriit võib kauaks ajaks — kümneks ja rohkem päevaks — ümbruse mürgitada. Ta toimib hävitavalt mitte üksnes hingamiselundeile, vaid kogu kehale, tekitades seal haavandeid ja ville.

Praegusel ajal täidetakse sõjamürkidega kahurite mürsud ja pommid, mis pillutakse alla lennukilt. Mürsu või pommi lõhkemisel paiskub mürgine vedelik piiskadena laiali ja mürgitab kogu ümbruse.

Ka võib mürgist vedelikku kas autolt või lennukilt laialisele maa-alale pihustada ja selle ohtlikuks muuta.

Suurem osa ründeaineid mõjub mitte üksnes elusolendeile, vaid ka metallidele, põhjustades nende roostetamist ja seega relvade ja masinate rikkeid. Ründeainega mürgitatud toiduained ja vesi võivad omakorda põhjustada inimeste hukkumist.

Isiklikuks ründeaine kaitsevahendiks tarvitatakse kõigepealt gaasitorbikut, millega kaitstakse hingamiselundeid, silmi, kõrvu, pead. Gaasitorbikus läheb sissehingatav õhk läbi kurna, milles on peent sõepuru ja teisi aineid, mis kahjulikud mürgid kinni peavad ja muudavad õhu kõlblikuks.

Gaasitorbikuid kannavad mitte üksnes inimesed, vaid ka hobused ja koerad.

Keha kaitseks kantakse läbilaskmatuid rõivaid ja jalanõusid, mis on immutatud õlise ainega, näiteks värnitsaga.

Mürgise maa-ala kahjutuks tegemiseks külvatakse sinna kloorlupja.

Suuremate hulkade kodanikkude kaitseks ehitatakse erilised gaasivarjendid keldrikordadel, maa-alustes käikudes jne. Õhk sinna pääseb läbi erilise kurna või huumusrikka koheva mulla.

Toiduained hoitakse kinnistes kastides, õlipaberis jne. Metallasjad õlitatakse, et nad ei roostetaks.

Ründeained on kardetavamaid relvi, mis võivad tekitada kabuhirmu laialistes massides, kui viimased pole teadlikud nende ohust ega saanud ettevalmistust nende vastu võitlemiseks.

## 15. Jood (*Jodum* — *J*).

**Saamine ja omadused.** Segame joodnaatriumi või joodkaaliumi soola (2 g) pruunkivipulbriga (4 g), valame segule natuke väävelhapet juurde ja soojendame teda ettevaatlikult liivavannis. Katseklaasis tekib sinakaslilla aur, mis heidab end tumedate läikivate kristallidena klaasseintele.

See aine on jood, keemilise märgiga *J*.

Jood on metalliläikega mustjashall kristalne aine.

Soojendame joodikristalle katseklaasis kõrgel leegi kohal. Joodist eraldub tumedat auru, mis kohe laskub seintele väikeste läikivate kristallidena. Niisugust nähtust, kus aine jahtudes gaasilisest olekust muutub kohe tahkeks kehaks, nimetame sublimatsiooniks.

Jood lahustub vees vähe, joodkaaliumi vesilahuses, samuti ka piirituses, bensiinis, eetris, kloroformis, väävelsüsinikus hästi, andes mitmesuguseid värvilisi lahuseid. Ta 10% lahust alkoholis kutsutakse jooditinktuuriks, mida tarvitatakse haavade desinfitseerimiseks.

Valmistame katseklaasis tärkliskliistri, keedame veidi ja laseme seda jahtuda. Lisandame lahjat, veidi kollakat joodilahust joodkaaliumis. Kohe värvub tärklis siniseks. Soojendame veidi kliistrit peaaegu keemiseni; värvus kaob, kuid jahtumisel ilmub see uuesti.

Jood on seega tärklise reaktiiv.

Tilgutame saiale joodilahust: sai värvub kohe siniseks, mis on tõenduseks, et saiaaine koosneb tärklisest.

Joodi leidub looduses seotud kujul merevees, merevetikais, kalades (kalamaksaõli) jne. Ka mõne mineraalallika vesi sisaldab joodiühendeid. Inimese kilpnääre sisaldab samuti joodi.

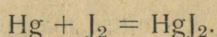
Varemini saadi joodi mererohtude tuhast, kuid nüüd saadakse teda kõrvalainena tšiili salpeetri puhastamisel.

**Ühendid.** Tähtsaim joodi ühend on vähepüsiv joodvesinik — HJ (gaas), mis vees lahustub, andes joodvesinikhappe.

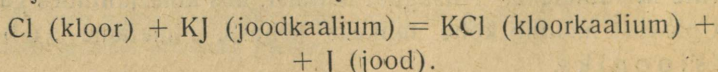
Viimase sooli nimetatakse jodiidideks. Jodiidid võivad otseselt tekkida elementide ühinemisel.

Kui segada magneesiumipulbrit peeneks hõõrutud joodiga ja tilgutada juurde paar tilka vett, siis ühineb magneesium joodiga joodmagneesiumiks —  $MgJ_2$ .

Valame joodilahusele elavhõbedat ja loksutame segu. Joodi värvus kaob, tekib elavhõbejodiid:



Tilgutame joodkaaliumi või joodnaatriumi lahusele kloor- või broomvett ja lisame juurde veidi tärkliskliistrit. Viimane värvub siniseks, mis tõendab, et eraldub vaba jood. Kloor ja broom tõrjuvad joodi tema ühendeist välja:



Joodiühendeid peab olema inimese joogis või toidus. Kui joodiühendid täiesti puuduvad, siis jääb kilpnääre arenemata, mille tagajärjel inimene ei arene (jääb idioodiks, kretiiniks). Inimene saab joodiühendeid ühes keedusoolaga.

## 16. Broom (*Bromum* — Br).

**Saamine ja omadused.** Soojendame retordis broomkaaliumi (5 g), mangaanülihapendi (5 g) ja lahja väävelhappe (20 cm<sup>3</sup>) segu. Varsti ilmub pruun aur, mille juhime kolbi, kus ta jahtumisel osalt veeldub. Eralduv aine on broom — Br.

Broom on harilikus temperatuuris punakaspruun vedelik, vänge lõhnaga ja väga mürgine. (Aurusid mitte sisse hingata!) Nahale tekitab ta raskesti parandatavaid haavandeid. Ta lahustub veidi vees, hästi aga alkoholis, eetris ja väävelsüsinikus. Broomvesi on niisama hea pleegitaja kui kloorvesi.

Broomi tarvitati segatult klooriga eelmises maailmasõjas ründeainena. Teda kesendatakse nagu kloorigi naatriumhüposulfiidiga.

Broomi ühendeid leidub merevees, mõnes mineraalallikas ja kivisoolalademeis.

**Ühendid.** Broom ühineb vesinikuga broomvesinikuks, terava lõhnaga gaasiks, mis vees lahustub, tekitades broomvesinikhappe. Selle sooli nimetatakse bromiidideks.

Samuti nagu jood, ühineb ka broom metallidega otseselt. Kui raputada broomvette magneesiumipulbrit ja segu tublisti loksutada, siis kaob pruun värvus ning magneesium ühineb broomiga broommagneesiumiks — MgBr<sub>2</sub>, mis lahustub vees.

Valame broomnaatriumi lahusele kloorvett. Varsti värvub lahus kollakaspunaseks, sest kloor tõrjub broomi tema ühendeist välja:

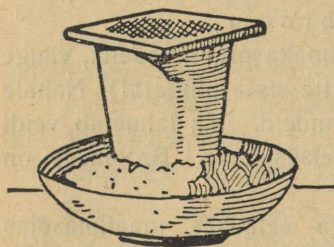


Kaalium- ja naatriumbromiidi tarvitatakse ravimina. Hõbebromiidi kasutatakse päevapildiplaatidel; valguse käes laguneb ta ja läheb mustaks, sest hõbe eraldub.

## 17. Fluor — F. Halogeenid.

**Fluor.** Kloori, broomi ja joodiga omadustelt väga sarnane on fluor — F — rohekas vänge lõhnaga, väga aktiivne sööbiv gaas. Ta ühineb kergesti teiste elementidega. Vesinikuga tekitab ta mürgise vastiku lõhnaga gaasi fluorvesiniku — HF, mille vesilahust kutsutakse ka sulahappeks.

Tähtsaim fluori ühend looduses on fluoriit (fluorkaltsium) ehk sulapagu —  $\text{CaF}_2$ . See on klaasiläikega, sageli läbipaistev, värvitu või lisandite mõjul värviline mineraal. Läbitungivas valguses on fluoriidil sinakas-lilla värvus. Säärast nähtust, kus kehadel on kahesugune värvus — langevas valguses üks, läbitungivas teine — nimetatakse fluorestsentsiks. Fluoriit moodustab kristalle, mis kuuluvad regulaarsesse süsteemi. Ta kriimustab marmorit, järelikult on ta marmorist kõvem; tema kõvadus on 4.

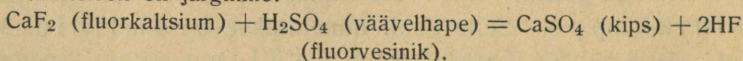


Joon. 42. Klaasi söövitamise fluorvesiniku toimel.

Paneme pliitiglisse veidi fluorkaltsiumi puru ja valame peale väävelhapet. Tiigile paneme klaasi, mis on kaetud parafiini või vahaga, millesse on tehtud mõned joonised, nii et klaas joonise kohal on paljastatud.

Soojendame nüüd veidi tiiglit. Kui võtame mõne minuti pärast klaasi tiiglit, kraabime parafiini sellelt maha ja peseme ta piiritusega puhtaks, siis ilmub klaasile matt joonis, mis on tekkinud fluorkaltsiumi ja väävelhappe vastastikusel reageerimisel eraldunud fluorvesiniku toimel, sest viimane sööbib klaasi.

Reaktsioon on järgmine:



Fluorvesinikku (sulahapet) tarvitatakse klaasi söövitamiseks (etsimiseks).

Fluorvesinikhapet hoitakse gutapertš-, plii- või parafiinnõudes; klaasnõudes teda ei või hoida.

**Halogeenid.** Klooril, broomil, joodil ja fluoril on ühised omadused: nad ühinevad kõik vesinikuga, mille ühendi vesilahused on kanged happed; samuti ühinevad nad otseselt metallidega, tekitades sooli jne. Viimase omaduse tõttu nimetatakse neid halogeenideks, s. t. soolatekitajaiks. Nende ühendeid metallidega kutsutakse haloidideks. Halogeene looduses ehedalt ei leidu, vaid alati seotult.

## 18. Süsinik (*Carboneum* — C).

Kuumutame katseklaasis saepuru, suhkrut, taimeosi, liha või mõnda teist orgaanilist ainet. Klaasist hakkab välja tulema kollakaid gaase, mida võib põlema süüdata. Nad põlevad suitseva leegiga. Kui hoiame leegis külma portselankausikest, siis koguneb viimasele tahma. Katseklaasi jääb järele must süsi, seintele koguneb kollaseid tõrvatilku. Säärast orgaaniliste ainete lagundamist tahkeks söeks, vedelaks tõrvaks ja gaasiks kutsutakse kuivajamiseks ehk kuivdestillatsiooniks, ka utmiseks.

Söeainet nimetame süsinikuks, keemilise märgiga C, sõnast *Carboneum*.

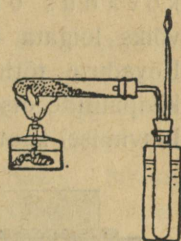
Süsinik on orgaanilise maailma — taime- ja loomariigi aine peaelement.

Süsinikuühendeid on nii palju, et neid käsitletakse keemia erilises osas, orgaanilises keemias. Orgaaniline keemia on süsinikku sisaldavate ainete keemia.

Süsinik moodustab taime- ja loomakehas tähtsad ühendid: suhkrut, tärklise, tselluloosi, rasvad, õlid, valgud jne. Süsinik on tähtsaim sisuosa küttaaines (puus, kivisöes, naftas, petrooleumis, bensiinis, alkoholis jne.). Süsinikku on süsihappegaasis, mida leidub õhus, vees ja mullas. Kriit, lubjapagu jne. sisaldavad süsinikku.

Puhtalt leidub süsinikku söe (puusüsi, kivisüsi, koks jne.), teemandi ja grafiidi kujul. Säärast nähtust, kus üks ja samalihtaine esineb mitmes kujus, nimetatakse allotroopiaks. Süsi, teemant, grafiit on süsiniku allotroopsed kujud. Neist võivad esineda teemant ja grafiit kristallidena; süsi ei kristallu, ta on kujuta ehk amorfne aine.

**Teemant.** Teemant on klaasisarnane, värvitu või mitmesuguste lisandite tõttu kollakas, sinakas, rohekas jne. mineraal. Musta teemanti kutsutakse karbonaadoks.

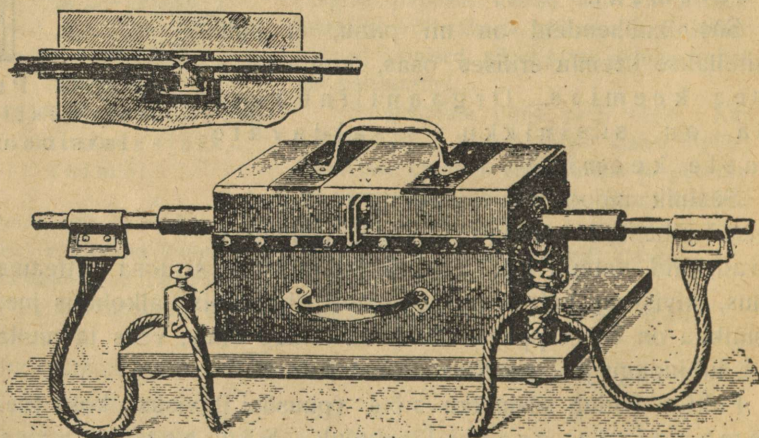


Joon. 43. Puu kuivdestillatsioon.

Looduses leidub teemante ainult kristallidena, mille põhivormina esinevad korrapärased oktaeedrid (kaheksatahukad). Viimased kuuluvad regulaarsesse kristallisüsteemi. Teemandi erikaal on 3,4—3,6.

Teemant murrab tugevasti valguskiiri ja tekitab seepärast valguses väga ilusa kiirtemängu. Et kiirte murdumist suurendada, lihvitakse teda ja antakse talle väga mitmesugune väliskuju, mis erineb looduslikust vormist. Sääraseid lihvitud teemante kutsutakse briljantideks.

Teemant on kõvem kõigist teistest mineraalidest. Tema kõvadus on 10. Tarvilise suuruse ja vormiga teemandiga võiks lõigata klaasplaadilt laaste nagu hõõvlirauaga puulaualt. Kõvaduse tõttu tarvitatakse halvemaid sorte klaasilõikamiseks, kivipuuride otsteks jne. Teemanti lihvitakse tema oma pulbriga. Lihvimisel kaotab teemant suurema osa oma massist.



Joon. 44. Elekterahi. Valmistatakse põletatud lubja tükkidest. Sisesises õõnsuses süsi-elektroodide vahele mahutatakse tiigel metalliga, mida vaja sulandada. Elektrivoolu mõjul tõuseb ahjus temperatuur kuni 3500°. Ülal on ahju läbilõik.

Kui kuumutada teemanti üle 1000° C, ilma et õhk talle juurde pääseks, siis muutub ta koksisarnaseks massiks. Hapnikus põleb

ta kõrges kuumuses süsihappegaasiks —  $\text{CO}_2$ , mis on tõenduseks, et ta koosneb süsinikust.

Prantsuse õpetlasel Moissan'il õnnestus (1887. a.) teemanti valmistada kunstlikult<sup>1</sup>. Selleks lahustas ta suhkrutermis saadud söe elekterahjus sulatatud (kuni  $3500^\circ \text{C}$ ) rauas. Siis jahutas ta raua äkitselt, lahustas selle hapetes ja uuris jääki. Suurem osa koosnes grafiidist, kuid ta leidis ka väga väikesi teemante; neist olid mõned värvita, suurem osa mustad.

Teemante leitakse Indias, Lõuna-Aafrikas, Brasiilias, Austraalias, Uuralis ja mujal. Teemandi kaaluühik on karaat (1 karaat = 0,205 g).

Mõnegi suurema teemandi ajalugu on põnev ja romantiline. Suurim teemant „Cullinan“ leiti 1905. a. Lõuna-Aafrikas ja kaalus toorelt 3025 karaati. Ta lõigati väiksemaiks kivideks, millest suurim kaalub 516,5 karaati. „Orlov'i“ nimelise teemandi varastas üks prantsuse sõdur ühest brahma templist Indias. Sõdurilt varastas teemandi laevakapten ja müüs selle vene vürstile Orlovile umbes 2 milj. rubla eest. Orlov kinkis teemandi Vene keisrinnale Katariina II-le. See teemant kaalub  $194\frac{3}{4}$  karaati ja on värvuselt veidi kollakas.

**Grafiit.** Grafiit on väga pehme hallikasmust mineraal, tuhmi metalse läikega, hästi elektrit juhtiv ja sulamatu nagu teemantki. Saviga segatult tarvitatakse teda pliiatsisüdameiks. Masinais, kus kange kuumuse tõttu õli lagub, tarvitatakse teda määrideõlide täidiseks. Keemilise vastupidavuse ja elektrijuhtivuse tõttu tehakse talt elektroode.

Hapnikus grafiit põleb, tekitades süsihappegaasi.

Grafiiti leitakse looduses mitmes kohas, näit. Tseiloni ja Madagaskari saarel. Viimasel ajal valmistatakse grafiiti ka kunstlikult söest, kuumutades sütt kõrges temperatuuris elekterahjus.

**Süsi.** Taimedest ja loomadest saadud aine annab õhu juurdepääsuta kuumutamisel amorfse söe.

Puu kuivajamisel saadakse puusütt.

---

<sup>1</sup> Kõige uuemad uurimised näitavad, et Moissan'i menetlusel saadav teemant ei sarnane siiski mitte täiesti loodusliku teemandiga. Näiteks on tema kiirtemurdmisvõime hulga väiksem.

Kontide kuivajamisel saadakse kondisütt. Ta sisaldab palju lubjasooli.

Kivisöest saadakse k o k s i, mis leiab tööstuses (näit. metallide väljasulatamisel maakidest) laialist tarvitamist, ja peale selle veel kivisöetõrva ja gaasi.

Turbast saadakse turba k o k s i.

Õlide mittetäielikul põlemisel saadakse t a h m a, mida tarvitatakse musta värvina (kiindrus), trükimustana, tušina jne.

Kui kuumutada katseklaasis puusütt, ilmuvad klaasi külmemale osadele veetilgad. Kui laseme sütt mõni päev seista ja kuumutame teda uuesti, annab ta jälle palju vett. Sellest järeldame, et süsi i m a b e n d a s s e (absorbeerib) p a l j u v e e - a u r u.

Raputame kolbi, mis sisaldab pruuni broomiauru ja õhu segu, kuiva aktiivset söepuru ja suleme ta kohe korgiga. Kolvi sisu muutub värvituks, kuna süsi imab endasse broomi. Kuumutamisel katseklaasis eraldub broom söest.

Katsest järeldame, et s ü s i i m a b e n d a s s e k a g a a s e.

Värvime vee indigoga või mõne muu värviga, ajame ta keema ning raputame sinna lusikatäie kondisütt. Segu kurnates märkame, et kurnatis on täiesti selge ja värvita.

Seega tõmbab süsi endasse värvilisi, ka lõhnavaid aineid.

Sel põhjusel kasutatakse sütt vedelikkude kurnamiseks ja puhastamiseks, gaasikaitsetorbikuis jne.

**Mineraalsüsi.** Mineraalsüteks nimetatakse p r u u n s ü t t, kivisütt ja a n t r a t s i i t i (läiksütt). Ka t u r v a s k u u - l u b s i i a.

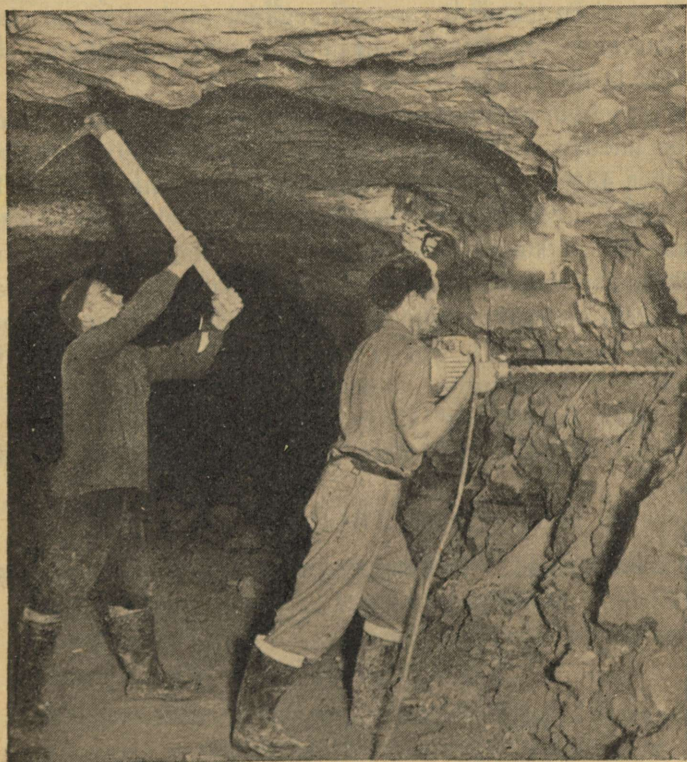
Mineraalsüsi on tekkinud varemil aegadel kasvanud taime-dest, mis kattusid mitmesuguste kivimite kihtidega. Suurel rõhumisel ja kõrges temperatuuris liitusid taimeosad ja süsistused, samuti nagu see toimub kuivajamisel. Mineraalsües võib teinekord näha neid taimeosi, millest ta on tekkinud.

Antratsiit sisaldab üle 90%, kivisüsi üle 80%, pruunsüsi 70% ümber süsinikku.

T u r v a s t v ö i m e v a a d e l d a k u i n o o r i m a t k i v i s ü t t, mis tekib veel praegusel ajal. Tähtsaim taim, mida leidub turba koostises, on t u r b a s a m m a l. Samblal on omadus, et samal ajal kui

alumised osad surevad, ülemised osad jätkavad kasvu. Aegamööda kasvab samblakiht ikka paksemaks. Et sammal on väga rõskuv (hügroskoopne), hoiab ta endas niiskust. Õhk ei pääse alumiste kihtide juurde ning seal toimub süsistumine.

Kivisüsi ja turvas on tähtsamaid kütteaineid. Neist saadakse kuivajamisel koksi, tõrva ja gaasi. Tõrvast ja tõrveveest saadakse



Joon. 45. Põlevkivikaevanduses.

mitmesuguseid kasulikke aineid (äädikhapet, ammoniaaki, naftaliini, karboolhapet, bensooli jne.). Koksi kasutatakse metallide taandamisel maakidest.

**Põlevkivi.** Põhja-Eestis vahelduvad lubjapaekivi-lademetega mitmesuguse paksusega põlevkivikihid. Läänest itta ulatuvad

nad Paldiskist Narvani ja jätkuvad sealt edasi Venemaale. Kõige paksemad, tööstuslikult kasutatavad kihid asetsevad Virumaal umbes Kadrina ja Narva jõe vahel; nende lõunapiiriks on Tudulinna—Iisaku vaheline joon. Põlevkivi tagavarasid arvestatakse 1,8—2 milj. t ühe km<sup>2</sup> kohta, kogusummas umbes 5500 milj. t.

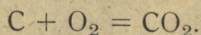
Põlevkivi nimetatakse veel õlikiviks, ka kukersiidiks (Kukruse küla järgi).

Põlevkivi on tekkinud varemil aegadel (ordoviitsiumi ajastul) meres kasvanud organismide, peamiselt mikrokoopiliste vetikate jäänuseist ja meremudast (sapropel).

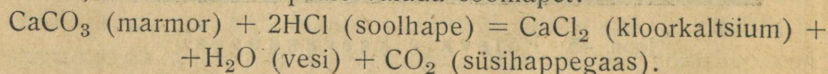
Ta on värvuselt kollakaspruun, mõnikord punakas. Alumised kihid on tihedad, ülemised muredad. Põlevainet sisaldab põlevkivi umbes 43%. Tema halbuseks on suur tuhasisaldus (keskmiselt 50%). Põlevkivi tarvitatakse kas otseselt kütteks või saadakse temast kuivajamisel toorõli. Viimane on paks raske pruunikasmust vedelik, mida tarvitatakse kütteainena (sõjalaevaadel, vedureil, keskkütte-ahjudes) või töötatakse ümber. Toorõlist saadakse bensiini, mootoriõli, immutusõlised (peamiselt raudteeliiprite immutamiseks, mädanemise vastu), pigi, mida tarvitatakse tänavate sillutamiseks, ja karbooliineumi, millega pritsitakse viljapuid taimekahjuritõõlvitamiseks.

Põlevkivi tuhastrahakse ehituskive.

**Süsinikuühendid. Süsihappegaas ehk süsinikkahelishapend.** Sõe põlemisel küllaldase hapniku või õhu juurdepääsuga tekib süsihappegaas ehk süsinikkahelishapend:



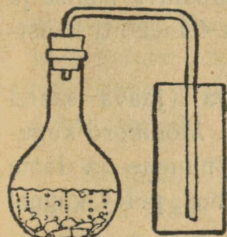
Suuremal hulgal võib süsihappegaasi saada paekivist või marmorist, kui viimaseile peale valada soolhapet:



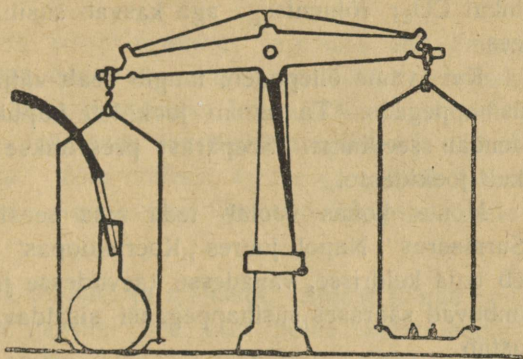
Süsihappegaas on värvita ja lõhnata.

Paneme keeduklaasi kaalukaasile ja seame kaalud tasakaalu. Juhime nüüd keeduklaasi toru kaudu süsihappegaasi. Kohe vajub see kaalukauss allapoole. Süsihappegaas on seega õhust raskem (umbes 1½ korda).

Pistame põleva pirru süsihappegaasi nõusse. Kohe kustub pird, sest süsihappegaas ei soodusta põlemist. Paneme küünla klaasi ja valame sinna süsihappegaasi. Kohe kustub küünal.



Joon. 46. Süsihappegaasi saamine.

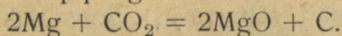


Joon. 47.

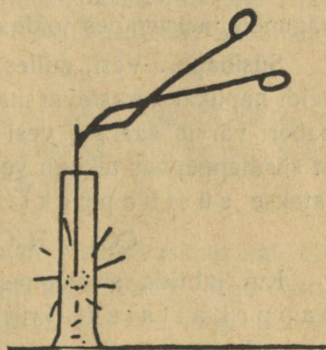
Süsihappegaasonõhustraske.

Süsihappegaas ei võimalda hingamist. Elusolend sureb süsihappegaasis.

Pistame põleva magneesiumilindi süsihappegaasi. Ta jätkab põlemist, klaasi seintele tekib valge magneesiumhapendi kiht, milles märkame musti tahmatükke. Magneesium taandab süsiniku süsihappegaasist:



Rõhumisel muutub süsihappegaas vedelaks<sup>1</sup>. Vedelat süsihappegaasi hoitakse teraspudeleis. Kui avada säärane teraspudel, siis jahtub väljatungiv gaas niivõrd, et toru suu juurde koguneb lumesarnast tahket  $\text{CO}_2$ . Tahket  $\text{CO}_2$  võib pihku võtta, aurav  $\text{CO}_2$  ei lase teda vastu nahka puutada. Kui aga teda pigistada, siis tekitab ta kätele külmetushaavandeid.



Joon. 48. Magneesiumilint põleb süsihappegaasis.

<sup>1</sup> Et süsihappegaas rõhumisel veelduks, peab tema temperatuur olema alla  $31,1^\circ \text{C}$  (kriitiline temperatuur).

Täidame katseklaasi süsihappegaasiga ja pistame ta kummuli vette. Varsti hakkab vesi katseklaasis tõusma, sest  $\text{CO}_2$  lahustub vees.  $0^\circ$  temperatuuril ühes veeruumiühikus lahustub 1,7 ruumiühikut  $\text{CO}_2$ ; rõhumisega aga kasvab süsihappegaasi lahustumine vees.

Kui avame õllepudeli, tungib sealt välja käärimisest tekkinud süsihappegaas. Ta annab jookidele hapuka karastava maitse ja edendab seedimist. Seepärast pressitakse teda teinekord kunstlikult jookidesse.

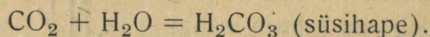
Mõnes kohas voolab teda maa seest välja (Jaava saarel „Surmaorus“, Napoli juures „Koerakoopas“ jne.). Mõnikord koguneb teda keldrisse, vanadesse kaevudesse jne. Inimene ja loom lämbuvad säärases süsihappegaasi sisaldavas õhus, põlev küünal kustub.

Õhus on süsihappegaasi umbes 0,03—0,04%. Mõned mineraalveeallikad sisaldavad ka palju süsihappegaasi.

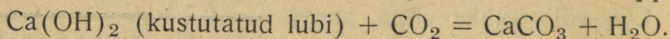
Süsihappegaas tekib taigna kerkimisel ja teeb selle kohedaks. Tulekustutamisaparaatides surub tulekustutamisel soolhape ja sooda reageerimisel tekkiv süsihappegaas vee aparaadist välja ja kustutab leegi.

Tahket  $\text{CO}_2$  tarvitatakse kunstliku jää valmistamisel, külmutusvagnais ja laevades toiduainete säilitamiseks.

**Süsihape.** Vesi, milles süsihappegaas on lahustunud, omab veidi hapukat karastavat maitset (näit. selterss jt.). Sinise lakmuspaberi värvib säärane vesi nõrgalt punaseks. Sellest järeldame, et süsihappegaas tekitab veega ühinedes nõrga happe, mida nimetatakse süsihappeks:



Kui juhtida süsihappegaasi läbi lubjavee, sadestub süsihappekaltsium (kriit) —  $\text{CaCO}_3$ . See on süsihappe-sool.



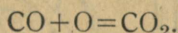
Paas, lubjapagu, marmor ja kriit koosnevad  $\text{CaCO}_3$ -st.

Süsihappe-sooli nimetatakse karbonaatideks. Tähtsamad karbonaadid on süsihappekaltsium —  $\text{CaCO}_3$  (kriit) ja -magneesium —  $\text{MgCO}_3$  (magnesiit), sooda —  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , söögisooda —  $\text{NaHCO}_3$ , potas —  $\text{K}_2\text{CO}_3$  ja teised.

**Süsinikhapend.** Kui põlemisel pole küllaldaselt õhku, tekib mürgine gaas süsinikhapend — CO. Teda kutsutakse ka vinguks ehk karmuks.

Vingugaas ühineb sissehingamisel verepuna ehk hemoglobiiniga, viimane ei saa enam hapnikku vastu võtta, pea hakkab valutama, teadvus kaob ja tuleb surm. Vingu jäänud inimene tuleb viia värske õhu kätte, teha talle kunstlikku hingamist ja anda hingata puhast hapnikku. Võib oletada, et see gaas leiab tulevikus tarvitamist gaasisõjas. Kaitsevahendiks süsinikhapendi vastu on puhas hapnik.

Süsinikhapend on lõhnata ja maitseta. Ahjust tulnud vingule annavad lõhna teised gaasid. See gaas põleb sinaka leegiga ja ühineb hapnikuga, andes süsinikkahelishapendi ehk süsihappegaasi:

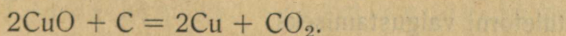


Ahjus hõõguvais sütes on vähe hapnikku, seepärast tekib seal süsinikhapend, mis sütest läbi tungides nende peal põleb sinise leegiga süsinikkahelishapendiks. Et süsinikhapend põledes annab veel küllaldaselt soojust, siis tuleb ahju kütmisel õhu juurdepääs nii reguleerida, et õhutõmme ei viiks süsinikhapendit korstnasse, vaid et ta ahjus ära põleks.

Kui panna süsinikhapendi ja kloori segu valguse kätte, siis ühinevad ained äärmiselt mürgiseks gaasiks fosgeeniks —  $\text{COCl}_2$ . Seda gaasi tarvitatakse sõjagaasina.

**Taandamine süsiniku abil.** Segame musta vaskhapendi CuO pulbrit kümnendiku osa söepulbriga ja kuumutame segu katseklaasis. Hakkab eralduma gaasi, mille juhime läbi lubjavee. Viimases tekib valge sade. Sellest järeldame, et eralduv aine on süsihappegaas. Must pulber katseklaasis on muutunud punaseks. Lähemalt vaadeldes tuleme otsusele, et katseklaasis on tekkinud vask.

Süsi ühines vaskhapendi hapnikuga  $\text{CO}_2$ -ks ja taandas vase:

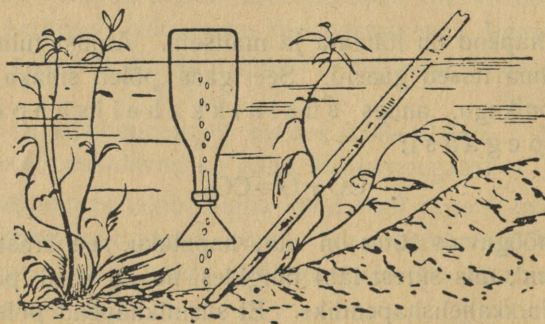


Taandamisvõime tõttu kasutatakse sütt metallide taandamiseks nende maakidest.

**Süsiniku ühendid vesinikuga.** Süsinik ja vesinik ühinevad väga mitmesuguseis suhteis. Kõiki neid ühendeid nimetatakse süsivesinikeks.

Kõige tuntumad neist on järgmised:  $\text{CH}_4$  — metaan ehk soogaas ja  $\text{C}_2\text{H}_2$  — atsetüleen.

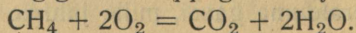
Metaan ehk soogaas —  $\text{CH}_4$ . Kui käime soos madalil vesiseil kohtadel, tungivad veest vorinal välja gaasimullid.



Joon. 49. Soogaasi kogumine.

Seda gaasi võib koguda veega täidetud ja kummuli keeratud nõusse, kepiga nõu all sorkides. See on soogaas ehk metaan. Ta tekib taimede kõdunemisel, kui õhk nende juurde ei pääse. Laboratooriumis saab seda gaasi äädikhappenaatriumi ja naatronlubja segu kuumutamisel. Ta on lõhnata ja värvita gaas.

Põleb sinaka leegiga süsihappegaasiks ja veeks:



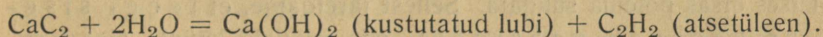
Metaan tekib ka söekaevandustes, kus ta õhuga segunedes võib põlema plahvatada ja suuri õnnetusi tekitada. Mõnes kohas voolab teda maa seest välja (Põhja-Ameerikas, Inglismaal); sel puhul tarvitatakse teda valgustusgaasiks.

Ka Keri saarel saadi varemini seda maagaasi ja tarvitati seal tuletorni valgustamiseks.

Atsetüleen. Mitmed metallid ühinevad kõrges kuumuses (elekterahjus) süsinikuga. Metallide ja süsiniku ühendeid kutsutakse karbiidideks. Nõnda saadakse söepuru ja kustutamata lubja segu kuumutamisel elekterahjus kaltsiumkarbiiti —  $\text{CaC}_2$ .

Vee mõjul lagub kaltsiumkarbiit, tekitades atsetüleeni —  $\text{C}_2\text{H}_2$ .

Valame kaltsiumkarbiidile katseklaasis veidi vett. Et reaktsioon toimuks aeglasemalt, võtame vee asemel suhkrulahust. Kohe tunneme vastikut atsetüleeni lõhna:



Atsetüleen on värvitu vastiku lõhnaga mürgine gaas. Ta põleb heleda valgustava leegiga, andes palju tahma. Atsetüleeni ja õhu segu plahvatab kergesti, seepärast peab teda ettevaatlikult käsitsema.

Atsetüleeni tarvitatakse valgustamiseks erilistes lampides (jalgratastel).

Elektrolüüsil lagub atsetüleen vesinikuks ja väga peeneks tahmaks (süsinikuks). Viimast tarvitatakse trükimusta valmistamiseks. Atsetüleen on algsaadus kunstliku kautšuki (bunakummi) tootmisel.

**Nafta.** Looduses esinev süsivesinike segu on nafta, mis on tumepruun või rohekaskollane vedelik iseloomuliku lõhnaga ja voolab mõnes kohas maa seest välja. Tema tähtsamaid leiukohti maailmas on: Bakuu Kaukaasias, Pennsylvania USA-s, Karpaadid Rumeenias jne. Järgulise destilleerimise teel saadakse naftast  $150^\circ$ -ni bensiin,  $150—250^\circ$ -ni petrooleum, siis määrdeõlid, masuut, parafiin, vaseliin jne.

## 19. Põlemine. Leek. Süttimine. Hingamine.

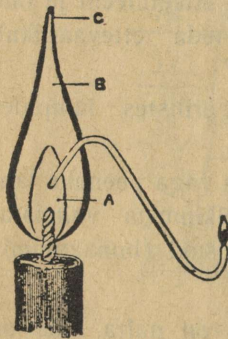
Hapendumisreaktsiooni (§ 5), mille puhul vabaneb soojus ja tekib valgus, nimetatakse põlemiseks.

Paneme küünla põlema ja vaatleme tema kuhikutaolist leeki. See koosneb kolmest kihist: seesmine on tume,

keskmise hiilgav, väliskiht vaevalt nähtav sinine.

Kui puutikku põigiti küünla leegis hoida, hakkab tikk kõige enne põlema neis kohtades, mis asetsevad leegi väliskihis. Sellest järeldame, et leegi välisosas on temperatuur kõrgem kui siseosas.

Kui pista leegi tumedasse ossa kõveraks painutatud klaastoru ots, siis hakkab toru kaudu liikuma valget gaasi, mida võib toru teises otsas põlema süüdata. Sellest järeldame, et leegi siseosa koosneb gaasidest, mis tekkisid küünla aine lagunemisest kõrge temperatuuri mõjul.



Joon. 50. Küünla-leegi siseosast toru kaudu väljuv gaas põleb.

Kui hoiame leegi helendavas osas mõnd külma asja, näit. klaaspulka, laskuvad sellele kohe mustad söekübemed ehk tahm. Küünla valgus tekibki söekübemete hõõgumisest. Valgus tekib peamiselt tahkete kehade hõõgumisest kõrges temperatuuris. Et näit. suurendada gaasi, piirituse jne. leegi valgust, seatakse gaasi- või piirituslambi leegile võrk ehk nn. sukk, mis on põimitud haruldaste metallide (tooriumi ja tseeriumi) sooladega immutatud ramjee või kunstiidi kiududest. Viimased põlevad ära, kõrges kuumuses tekkinud haruldaste metallide hapendid hakkavad hõõguma ja annavad palju valgust.

Vesiniku leek annab vähe valgust, sest tema leegis puuduvad tahked osad.

Küünla leegi väliskihis seguneb põlev gaas õhu hapnikuga ja põleb siin lõplikult. Siin on leegi temperatuur kõige kõrgem.

Hoiame põleva küünla keeduklaasis, kuhu oli valatud lubjaveet. Küünalt välja võttes loksutame vett: ta läheb sogaseks. Põlemisest tekib seega süsihappegaas.

Hoiame leegi kohal külma klaasi. Klaasile tekib veeudu. Teine põlemise saadus on vesi.

Põlemise saadused on seega süsihappegaas ja vesi. Kui aine sisaldab väävlit ja teisi lihtaineid, siis võivad põlemisel tekkida väävlishapend —  $\text{SO}_2$  — ja teised hapendid.

Ained, mis põlevad leegiga, muutuvad enne põlemist gaasideks. Leek tekib ainult gaasiliste ainete põlemisel.

Need ained, mis ei muutu põlemise kuumuses gaasideks, põlevad leegita, näit. koks, raud jt.

Raud annab põlemisel sädemeid; viimased on eemale lendavad hõõguvad raudhapendiosakesed.

Kinnitame pirru külge tükikese tselluloidi ja pistame ta põleti leeki. Ta süttib kohe põlema. Kui pistame leeki niisama paksu papitüki, siis see ei sütti nii kiiresti. Magneesiumilindi süttimiseks läheb omakorda kauem aega kui papi süttimiseks.

Fosforit võib põlema süüdata, puudutades teda katseklaasiga, kuhu on valatud kuuma vett.

Igal ainel, mis võib põleda, on talle omane süttimistemperatuur, mille juures ta süttib. Fosfori süttimistemperatuur on  $50^\circ$ , väävlil ja puidul umbes  $270^\circ$ , söel umbes  $350^\circ$ , vesinikul umbes  $600^\circ$ , magneesiumil umbes  $800^\circ$ , raual veel kõrgem.

Põlev aine ei vaja soojendamist, sest põlemisest tekkiv soojus soojendab põleva aine lähemad osad.

Põlemine lakkab, kui me katkestame õhu juurdevoolu või kui põleva aine temperatuur langeb alla tema süttimistemperatuuri.

Kustutades tuld veega takistame õhu juurdepääsu ja vähendame põleva aine temperatuuri.

Valame raudtiiglisse veidi tärpentiniõli ja katsume ta pirruga põlema süüdata. Ta ei sütti. Kui aga tiiglit enne soojendame, siis süttib tärpentin kohe põlema. Mida kõrgem on tärpentini temperatuur, seda kiiremini sünnib tema põlemine. Kui jahutame tiiglit, paigutades ta külma vette, muutub põlemine nõrgemaks ja lõpuks tuli kustub.

Ained, mis kergesti süttivad, on tulekardetavad. Gaasid ja kergesti auruvad vedelikud, nagu piiritus, bensiin,

eeter jt., kuigi neil on kõrge süttimistemperatuur, süttivad kergesti, sest gaasid ja aurud soojenevad põlemisel kergesti süttimistemperatuurini.

Bensiiniga sünnib sagedasti õnnetusi. Inimesed, kes ei tea, kui tuleohtlik on bensiin, puhastavad tule läheduses mõnda eset või valavad bensiini ühest nõust teise. Kuigi tuli on võrdlemisi kaugel, võivad bensiini aurud kergesti süttida. Tekib suur leek, mis võib haarata oma võimusesse inimese riided.

Et kustutada põlema süttinud riideid, tuleb õnnetu peale visata mõni suurem vaip, kasukas, eesriie jne., et takistada õhu juurdepääsu.

Bensiini, petrooleumi ja teisi veest kergemaid vedelikke ei saa kustutada veega, vaid nende kustutamiseks tarvitatakse kergeid mitesüttivaid vedelikke, nagu tetrakloormetaani.

Põlemisel toimub aine ühinemine hapnikuga kiiresti ja tekib korraga palju soojust, mille tagajärjel aine hakkab hõõguma ja hiilgama.

Kuid hapendumine võib toimuda ka pikkamööda, ilma et me märkaksime temperatuuri tõusu, sest soojus antakse ümbritsevale õhule.

Kui aga jahtumine on takistatud või hapendumine sünnib väga energiliselt, siis võib aine teinekord ise põlema süttida.

Nõnda süttivad põlema õlised kaltsud hunnikus. Ka on tähele pandud peenkivisöelademetel, heinakuhjade jne. isesüttimist.

Mädanemine ja kõdunemine on samuti hapendumisprotsessid, mille puhul vabaneb soojus. Seda soojust kasutame kevadel lavades, kus mulla alla on pandud paks kiht sõnnikut. Sõnniku mädanemisest tekkiv soojus hoiab lava temperatuuri ümbritseva õhu temperatuurist kõrgemal.

Sõnnikulautades ja -tallides on sõnniku mädanemise tagajärjel temperatuur talvel palju kõrgem kui õues.

Hingamine sarnaneb põlemisega. Meie hingame kopsu õhku, veri omandab kopsust osa õhu hapnikku ja kannab ta igale poole kehasse laiali. Keha rakkude aine ühineb hapnikuga, kusjuures soojus vabaneb ja tekivad süsihappegaas ning veeaur, mida inimene välja hingab. Kui puhuda hingeõhku

läbi lubjavee, läheb see sogaseks. Kui puhume hingeõhku külmale klaasile, kattub see veeduga. Harilikul põlemisel vabaneb korraga palju soojust, hingamisel aga vabaneb soojus pikkamööda. Hingamine erineb põlemisest selle poolest, et ta toimub pikaldaselt ning et ei teki valgust ega leeki.

Vesinik jätkab klooris põlemist, ühinedes viimasega (§ 13). Põlemiseks laiemas mõttes nimetatakse üldse keemilist nähtust, mille juures tekivad soojust ja valgust.



Joon. 51. Hingamisest tekkinud süsihappegaas teeb lubjavee sogaseks.

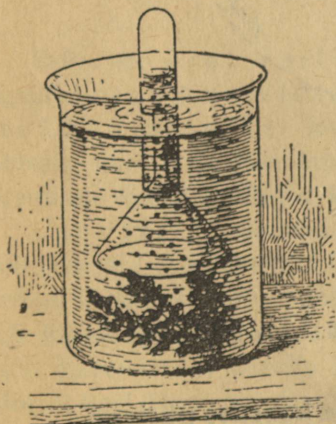
## 20. Süsiniku ringkäik looduses.

Kõik elusolendid, loomad ja taimed, sisaldavad süsinikku. Elusolendid hingavad kogu aeg; seejuures ühinevad nende keha süsinik ja vesinik sissehingatud hapnikuga; tekivad süsihappegaas ja veeaur, mida välja hingatakse, ja vabaneb soojust.

Toidu näol võtavad loomad ikka uut ja uut orgaanilist ainet kehasse.

Rohelised taimed võtavad õhust süsihappegaasi ja lahutavad ta päikesekiirte mõjul süsinikuks ja hapnikuks. Süsinik ühineb vee ja teiste ainetega, taimes tekivad tärklis, suhkur, tselluloos, õlid, valgud ja teised orgaanilised ained. Vabanenud hapnik eraldub õhku.

Kui paneme süsihappegaasiga küllastatud vette vesikatku oksi varrega ülespoole ja seame nõu päikese kätte, siis võib märgata, et vesikatku varte otstest tõusevad gaasimullid ülespoole. Eralduvat gaasi võib püüda katseklaasi. Uurides seda veendume, et see on hapnik.

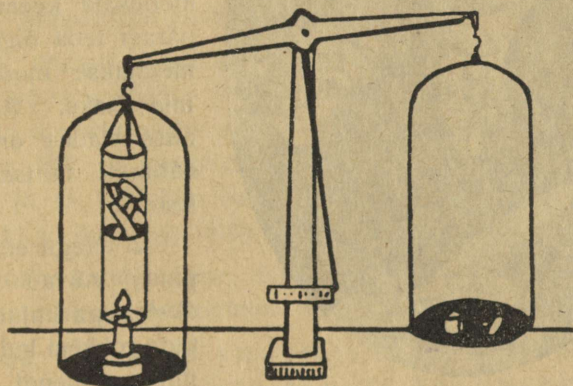


Joon. 52. Vesikatku varre otsast eraldub valguse käes hapnikku.



läheb raskemaks ja vajub allapoole. Põlemisel aine ei kao, ta hulk ei muutu, vaid aine ainult muundub. Küünla põlemisel ühines põlev aine õhu hapnikuga, tekkinud põlemistooted — vesi ja süsihappegaas — püüti kinni klaasilindris, sel põhjusel vajus kauss küünlaga allapoole.

Keemilistes reaktsioonides ainet ei kao ega teki ka uut ainet.

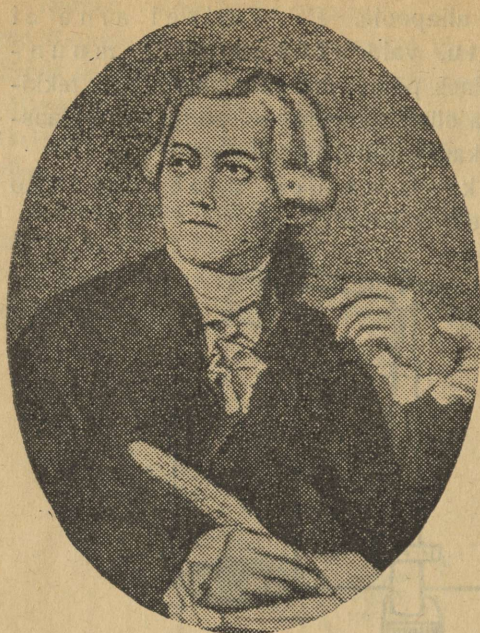


Joon. 54. Kaalukauss, millel põleb küünal, vajub allapoole.

Selle nn. aine säilimise ehk jäävuse seaduse, õigemini aine kaalulise hulga jäävuse avastas prantslane Lavoisier (loe: lavoazjee). Lavoisier (1743—1794) on tähtsaim uuema aja keemiateadlane. Tema oli esimene, kes võttis tarvitusele keemiapraktikas kaalud.

Lavoisier kuumutas mitu päeva elavhõbedat retordis, mille toru läks läbi elavhõbedavanni õhuga täidetud klaaskupli alla. Aja jooksul kattus elavhõbe punase pulbriga. Samal ajal vähenes õhu hulk klaaskuplis ning elavhõbe tõusis selles kõrgemale. Kaaludes leidis Lavoisier, et niipalju kui õhu kaal oli vähenenud, oli elavhõbeda kaal tõusnud. Saadud punase pulbri kuumutamisel lagus see elavhõbedaks ja hapnikuks. Viimast tekkis just niisama palju, kui klaaskuplis õhku oli vähenenud.

Sellest katsest järeldas Lavoisier, et keemilistes reaktsioonides aine hulk jääb muutumatuks. Pärast Lavoisier'd on mitu korda



Joon. 55. Antoine Laurent Lavoisier.

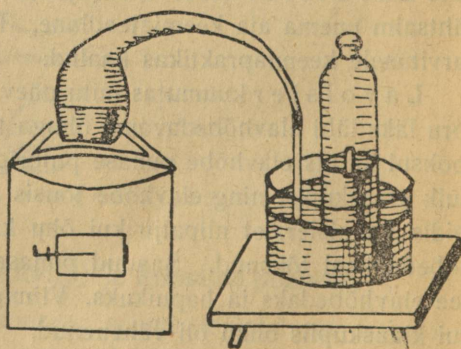
kahelishapendit ehk süsihappegaasi. Lämmastik annab hapnikuga koguni viis ühendit, mis oma omadustelt erinevad. Raud, ühinedes väävliga, võib anda musta väävlisraua ja kollase vasesarnase püriidi (leeprikivi).

Kui uurime ühinevate ainete kaalulisi suhteid, siis märkame järgmist: süsinikhapendis on süsiniku ja hapniku kaaluline suhe alati 3 : 4; süsinikkahelishapendis on süsiniku ja hapniku kaaluline suhe 3:8;

tema väidet kontrollitud ja ikka on see õigeks osutunud. Seepärast järeldame üldiselt, et looduses ainetei teki ega hävi.

Lavoisier pani aluse moodsale keemiale, mis pärast teda õigusega nimetatakse moodsa keemia isaks. Aine säilimise seadus on loodusahtuste tähtsaim põhiseadus.

2. Nagu eespool nägime, võivad lihtained üksteisega ühinedes tekitada rohkem kui ühe keemilise ühendi. Nõnda tunneme kahte süsiniku ühendit: süsinikhapendit ehk vingugaasi ja süsinik-



Joon. 56. Lavoisier' katse elavhõbedaga.

väävelrauas on väävli ja raua suhe 4 : 7;  
püriidis on väävli ja raua suhe 8 : 7.

Lämmastiku ja hapniku ühendeis on järgmised suhted:

lämmastikalahapendis	N : O = 7 : 4,
lämmastikhapendis	„ „ = 7 : 8,
lämmastikushapendis	„ „ = 7 : 12,
lämmastikkahelishapendis	„ „ = 7 : 16,
lämmastikviielishapendis	„ „ = 7 : 20.

Vesinik ühineb põlemisel hapnikuga alati kaalulises suhtes 1 : 8. Kui võtta vesinikku rohkem, siis jääb muutumata hapniku hulga puhul osa vesinikku vabaks. Teiselt poolt, lagundades vett elektrivoolu abil ja kaaludes saadud gaaside hulka leiame, et saadud H ja O kaaluline suhe on alati 1 : 8 ehk protsentides vesinikku 11,11% ja hapnikku 88,89%.

Mis liitaine ka võtaksime, tema koostist uurides selgub, et teda moodustavate lihtainete kaaluline suhe on püsiv ja muutumatu.

Seda nn. liitaine koostise püsivuse seadust nimetatakse veel püsivate suhete seaduseks.

Üldse on liitaine tekkimisel või lagumisel teda moodustavate lihtainete hulkade kaalulised suhted muutumatud.

## 22. Avogadro hüpotees. Aatomkaal ja molekulkaal. Molekuli-ruumala.

**Avogadro hüpotees.** Itaalia füüsik Avogadro (1776—1856) püstitas järgmise hüpoteesi, mis on keemiateaduse tähtsaim põhialus:

Võrdsed ruumalad gaase sisaldavad sama rõhu ja temperatuuri puhul ühepalju molekule.

Kui kuupmeetris on näiteks vesinikku  $n$  molekuli, siis on hapnikku või ammoniaaki või mõnda teist gaasi samas ruumalas samuti  $n$  molekuli.

**Aatomkaal ja molekulkaal.** Avogadro hüpotees võimaldab kindlaks määrata molekulide ja sellega ühes ka aatomite võrdleva kaalu.

Kui oletame, et 1 liiter vesinikku kaalub  $a$  grammi ja 1 l kloori  $b$  g, siis on 1 liitri kloori ja 1 liitri vesiniku kaalu suhe  $b : a$ . Et iga liiter sisaldab võrdse osa molekule ning nende ainete molekul koosneb kahest aatomist, siis on ka molekulide ja aatomite kaalu suhe  $b : a$ .

Et vesinik on kõige kergem gaas, siis võrreldakse temaga kõigi teiste ainete kaalu, seega ka molekuli ja aatomi kaalu.

1 liiter vesinikku kaalub ( $0^{\circ} \text{ t}^{\circ}$  ja 760 mm rõhum.) 0,08987 g, 1 liiter kloori 3,2 g. Kloor on vesinikust  $3,2 : 0,08987 = 35,46$  korda raskem. Et niihästi vesiniku kui ka kloori molekul koosneb kahest aatomist, peab seega ka kloori aatom olema vesiniku aatomist 35,46 korda raskem.

Arvu, mis näitab, mitu korda mingi lihtaine aatom on raskem vesiniku aatomist, nimetatakse selle aine aatomkaaluks.

Nõnda on kloori aatomkaal 35,46.

Gaasiliste lihtainete aatomkaalu võib seega kindlaks teha, võrreldes gaasi ühe liitri kaalu ühe liitri vesiniku kaaluga. Nende lihtainete aatomkaal, mis harilikus temperatuuris gaasiks ei muutu, arvutatakse teissuguste meetodite abil.

Uuemal ajal on hakatud elementide aatomkaalu aluseks võtma hapniku aatomkaalu, mis on 16, ja võrreldakse sellega teiste elementide aatomkaalu.

Meie seni tundmaõpitud lihtainete aatomkaalud on järgmised:

Hapnik (O)	—	16
Vesinik (H)	—	1,008
Lämmastik (N)	—	14,01
Süsinik (C)	—	12
Kloor (Cl)	—	35,46
Jood (J)	—	126,92
Broom (Br)	—	79,92
Fluor (F)	—	19,0



Et hapniku aatomkaal on 16, siis peaks tulema iga vesinikuaatomi kohta  $8 : 16 = 1/2$  hapnikuaatomit. Et  $1/2$  aatomit ei saa olla ja et kaaluline suhe jääks muutumata, siis tuleks vesinikku võtta 2 korda rohkem, s. o. vähemalt 2 aatomit, hapnikku oleks sel puhul 1 aatom. Vee valem peaks seega olema kas  $H_2O$  või  $H_4O_2$  või  $H_6O_3$  jne. Vee molekulkaal on 16, sellele kaalule vastab  $H_2O$ , mida tuleb pidada ka vee valemiks.

2. näide. Koostada aine valem, milles on 50% väävlit ja 50% hapnikku ja mille molekulkaal on 64.

Oletame, et aine molekulis on üks väävliatom, mille kaal on 32. Mitu kaaluühikut hapnikku tuleb 32 kaaluühiku väävli kohta?

$$\begin{array}{r} 50 \text{ S kaaluühiku kohta} \quad 50 \text{ O kaaluühikut} \\ 32 \text{ S} \quad \text{,,} \quad \text{,,} \quad x \text{ O} \quad \text{,,} \\ \hline x = \frac{50 \cdot 32}{50} = 32 \text{ kaaluühikut.} \end{array}$$

Et ühe hapnikuaatomi kaal on 16, siis peaks ühe väävliatomi kohta tulema  $32 : 16 = 2$  hapnikuaatomit, ning aine valem on  $SO_2$ , millele vastab ka molekulkaal 64.

3. näide. Koostada aine valem, milles on analüüsi järgi 56,52% kaaliumi, 8,7% süsinikku ja 34,78% hapnikku ning mille molekulkaal on 138.

Arvutame enne süsiniku ja kaaliumi aatomite suhted molekulis.

$$\begin{array}{r} 8,7 \text{ C kaaluühiku kohta} \quad 56,52 \text{ K kaaluühikut} \\ 12 \text{ kaaluüh. C (aatomkaal) kohta} \quad x \text{ K} \quad \text{,,} \\ \hline x = \frac{56,52 \cdot 12}{8,7} = 78 \text{ kaaluühik. K.} \end{array}$$

Et kaaliumi aatomkaal on 39, siis tuleb ühe süsinikuaatomi kohta aine molekulis  $78 : 39 = 2$  kaaliumiaatomit.

Nüüd arvutame süsiniku ja hapniku aatomite arvulise suhte molekulis.

$$\begin{array}{r} 8,7 \text{ C kaaluühiku kohta} \quad 34,78 \text{ O kaaluühikut} \\ 12 \text{ C} \quad \text{,,} \quad \text{,,} \quad x \text{ O} \quad \text{,,} \\ \hline x = \frac{34,78 \cdot 12}{8,7} = 48 \text{ kaaluühikut,} \end{array}$$

ehk iga C aatomi kohta tuleb  $48 : 16 = 3$  hapnikuaatomit.

Seega on aine valem  $K_2CO_3$ , millele vastab molekulkaal 138. Meil on tegemist potasiga.

## 24. Stõhhiomeetrised arvutused.

Kui on teada ühendi molekuli koostis ja liitunud elementide aatomkaal, siis võib arvutada ühendi üksikute lihtainete kaalulist hulka ja keemilistes reaktsioonides saadavate ainete kaalu.

Näit. 1) Kui palju hapnikku ja vesinikku saame 10 g (10 cm<sup>3</sup>) vee lagundamisel?

Reaktsiooni valem on:  $\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2 + \text{O}$ .

Arvutamiskäik on järgmine: vee iga gramm-molekuli  $2 \cdot 1,01 + 16 = 18,02$  kohta saadakse 2,02 g H ja 16 g O.

10 g vee kohta saame seega  $\text{H} = \frac{2,02 \cdot 10}{18,02}$  g ja  $\text{O} = \frac{16 \cdot 10}{18,02}$  g ehk umbes 1,12 g vesinikku ja umbes 8,88 g O.

Teades, et 2,02 g vesiniku ja 32 g hapniku ruumala on 22,4 l, võime arvutada saadavate gaaside ruumala.

1,12 g vesiniku ruumala on  $\frac{22,4 \cdot 1,12}{2,02}$  l = umb. 12,4 l.

Hapnikku on pool vesinikust, s. o.  $\frac{12,4}{2} = 6,2$  l.

2) Tsingist ja väävelhapest võib saada vesinikku.

a) Kui palju läheb tarvis väävelhapet, kui on Zn 5 g?

b) Mitu grammi ja liitrit saadakse sel puhul vesinikku ja mitu grammi tsinksulfaati?

d) Mitu grammi tsinki läheb tarvis, et saada 2,8 l vesinikku?

Võrrand on järgmine:

$\text{Zn}$  (tsink) +  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (väävelhape) =  $\text{ZnSO}_4$  (tsinksulfaat) +  $\text{H}_2$  (vesinik).

Ainete molekulaal on vastavalt järgmine:

$$65,4 + 98,1 = 161,5 + 2.$$

Lahendus:

a) 65,4 g tsingile 98,1 g väävelhapet

$$\begin{array}{ccccccc} 5 & \text{g} & \text{,,} & x & \text{g} & & 98,1 \text{ g} \\ & & & & & & \cdot 5 \\ x & = & \frac{98,1 \cdot 5}{65,4} & = & 7,5 & \text{g} & \end{array}$$

$\text{H}_2\text{SO}_4$  läheb tarvis 7,5 g.

b) 65,4 g tsingi kohta 2 g vesinikku

$$\begin{array}{ccccccc} 5 & \text{g} & \text{,,} & \text{,,} & x & \text{g} & \text{,,} \\ & & & & & & \cdot 5 \\ x & = & \frac{2 \cdot 5}{65,4} & = & 0,15 & \text{g} & \end{array}$$



Õhu koostis jääb enam-vähem püsivaks. Hingamisel ja põlemisel väheneb hapniku ja kasvab süsihappegaasi hulk, kuid teiselt poolt taimed võtavad vastu süsihappegaasi ja eritavad hapnikku. Mõlemad protsessid on tasakaalus. Umbes 100 aasta jooksul toimetatud õhu koostise uurimised näitavad, et õhu koostis on muutumatu.

**Omadused.** Õhk on lõhnata ja maitseta gaas, õhukestes kihtides värvita, suurel hulgal sinine. Ta on vesinikust 14,44 korda raskem. 1 liiter puhast õhku (tolmu, niiskuse ja muude lisanditeta) kaalub 0° ja harilikü rõhumise puhul 1,294 g. Maakera õhukihi ehk atmosfääri paksus ulatub umbes 300—400 km. Suurel rõhumisel (39 atmosfääri) ja alla —140° õhk veeldub. Vedel õhk on liikuv, sinakat värvi vedelik.

Kui vedela õhu temperatuur veel rohkem langeb, siis ta muutub tahkeks kehaks.

## 26. Väävel (*Sulfur* — S).

**Omadused.** Väävel on tahke, rabe aine, omapärase kollase värvusega. Soojendades väävlitükke peos ja hoides neid siis kõrva juures, kuuleme priginat. Villase riidega hõõrumisel muutub väävel elektriliseks ja tõmbab enda külge paberitükikesi. Väävliil on sama kõvadus, mis kivisoolalgi, s. o. 2. Vees väävel ei lahustu, küll aga natuke piirituses ja eetris, hästi aniliinis ja väävelsüsinikus. Müügil on ta kahe kujul: tükkidena ja pulbrina („väävelõis“).



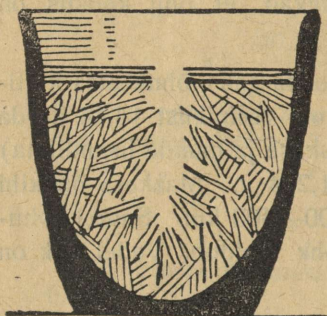
Joon. 57.  
V ä ä v l i -  
k r i s t a l l .

Lahustame väävelsüsinikus lusikatäie väävelõit (ettevaatust, sest väävelsüsinik on tulekardetav!) ja laseme lahust mõne päeva seista. Väävelsüsinik aurab ära, kuna lahustunud väävel jääb järele ilusate, mõnikord väga korrapärase kristallidena, millel on rombiline kaksikpüramiidi kuju.

Kui ühendaksime säärase püramiidis vastastipud, siis saaksime kolm mitmesuguse pikkusega kristallitelge, mis lõikuvad täisnurgi.

Säärased kristallid kuuluvad kaldruudu- ehk rombilisse süsteemi.

Kui kuumutada väävliit  $115^{\circ}$ -ni, sulab ta kollaseks õlisa raseks vedelikuks. Kui seda õli külma vette valada, muutub ta kohe kõvaks väävliks.



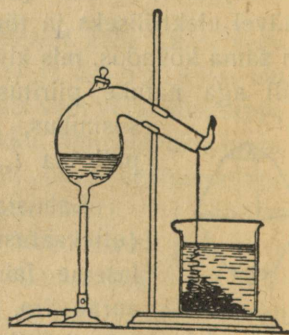
Joon. 58. Väävli hangumisel saadud nõelataolised kristallid.

Kui laseme tiiglis säärast õli pikkamööda jahtuda, tekib tema pinnale varsti tahke nahake. Torikame klaaspulgakesega nahakese läbi ja valame augu kaudu osa vedelat väävliit välja. Tiigli seinte on väävel tekitanud nõelataolised helepruunid läbipaistvad kristallid.

Saadud kristallid erinevad esimestest oma vormilt ja omadustelt. Neis võib tõmmata kolm telge, millest kaks isepikkusega telge lõikuvad teineteisega risti, kolmas, pikk telg on kahe esimesega kaldu <sup>1</sup>. Säärased kristallid kuuluvad monokliinseesse süsteemi.

Mõne päeva pärast muutuvad pruunid kristallid helekollaseks ja läbipaistvaks. Nad on muutunud jälle harilikuks väävliks, mida võib lahustada väävelsüsinikus ja millest võib saada rombilisi kristalle.

Üle  $115^{\circ}$  kuumutamisel muutub vedel väävel pruuniks ja nii sitkeks, et teda ei saa välja valada. Edasi üle  $300^{\circ}$  kuumutamisel läheb ta uuesti vedelikuks. Kui viimast külma vette valada, saame plastilise veniva pruuni aine, mida kutsutakse plastiliseks väävliks ja mis ei lahustu väävelsüsinikus ega oma kristalli kuju. Temast võib valada asjade, näit. rahade



Joon. 59. Plastilise väävli valmistamine.

<sup>1</sup> Et need kristallid on väikesed, siis tuleb koolipraktikas kristallsüsteemide õppimisel tarvitada klaasmudeleid.

jäljendeid. Mõni aeg seistes muutub plastiline väävel kord-korralt endiseks kollaseks rombiliseks väävliks.

446° C temperatuuril hakkab väävel keema, ta muutub kollakaks auruks, mis kohe hangub ja sublimeerub klaasi seintele kollase pulbrina — väävelõienä.

Väävliil on kolm allotroopset teisendit: 1) tahke rombiline väävel (ka väävelõis), 2) tahke monoklinne väävel ja 3) plastiline väävel. Neist on kaks esimest kristalsed ained, kolmas amorfne. Peab arvama, et väävliteisendite molekulide ehitus on üksteisest erinev.

Väävli molekuli valem on  $S_8$ . Kui aga väävli auru kuumutada, siis molekul laguneb ja molekuli valem on  $S_6$ ,  $S_4$  ja temperatuuris +800° C ja rohkem  $S_2$ .

**Leidumine.** Ehedat väävliit leitakse looduses tegevate ja kustunud vulkaanide läheduses. Mõnes kohas maakeral leiduvad suured väävli lademed. Euroopas on neist suurimad Sitsiilia saarel. Et looduslik väävel on segatud kipsi, lubja, savi ja muude lisanditega, siis aetakse ta kuumutamise segudest välja.

Suurim väävli leiukoht on Ameerika Ühendriikides (Louisiana osariigis). Lademe paksus on siin umbes 350 m. Huvitav on siin väävli saamine. Selleks surutakse ülekuumendatud veeaur (170° C) torude kaudu väävlikihtidesse. Väävel sulab ning sula väävel tõuseb toru kaudu maapinnale, kus ta kõvaks hangub.

Varemini andis Sitsiilia 90% maailma väävli toodangust. Nüüd on peatootja Ameerika, kelle aastane toodang on umbes 2 miljonit tonni; Sitsiilia annab 1/2 miljonit tonni.

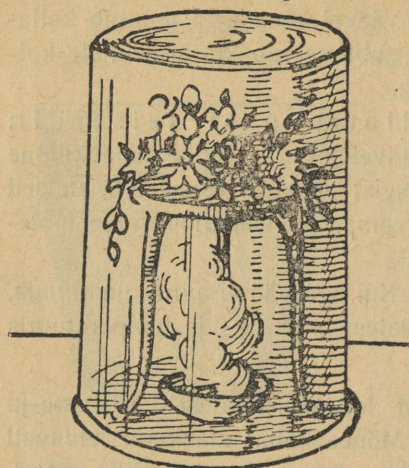
Väävliit leidub ühendite metallidega, näit. püriidis ( $FeS_2$ ), pliiläigus ( $PbS$ ), tsingiläigus ( $ZnS$ ) jne. Ka sisaldavad väävliit paljud orgaanilised ained, näit. valgud.

Ka mõned mineraalallikad sisaldavad väävliit (näit. Aachenis). Väiksemal määral leidub väävliit looma ja inimese keha aines.

Väävliit tarvitatakse väävelhappe, püssirohu ja teiste lõhkeainete valmistamiseks jne. Väävelõiega hävitatakse taimeparasiite.

Looduslik kautšuk muutub temperatuuri tõusmisega kleepuvaks, madalas temperatuuris aga hapraks. Vulkaniseeri-

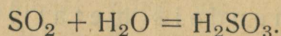
misel lisatakse kautšukile väävliit ja soojendatakse teda. Vulkani-seeritud kautšukile temperatuuri muutused enam nii kergesti ei mõju.



Joon. 60. Pleegitamine  
väävlisgaasi abil.

võib uuesti laguneda endisteks aineteks. Seepärast lähevad näit. väävlisgaasiga pleegitatud õlgkübarad päikese käes uuesti kollaseks. Kui väävlisgaasiga pleegitatud fuksiini lahust keeta, laguneb tekkinud ühend ja lahust läheb uuesti punaseks. Väävlisgaas on ka hea desinfitseerimisvahend: temaga suitsutatakse veinivaate, toidusahvleid jne., et hävitada hallitust.

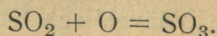
Väävlishapend lahustub kergesti vees, ühinedes viimasega ja andes väävlis happe —  $H_2SO_3$ ;  $SO_2$  on seega väävlis-happe anhüdriit.



Väävlishape on vähepeisiv, ta laguneb kergesti  $H_2O$ -ks ja  $SO_2$ -ks.

Väävlis-happe-sooli kutsutakse sulfititeks.

Väävelhapend ja väävelhappe. Väävlishapend võib ühineda ka hapnikuga, andes väävelhapendi ehk väävelhappe anhüdriidi:



Selle hapendi saamiseks juhatakse väävlishapendi ja õhu või hapniku segu läbi toru, mis sisaldab peent platinapulbrit. Viimase

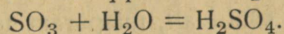
**Väävliühendid.** Väävlis-hapend ja väävlis hape. Väävel põleb õhus või hapnikus ja tekitab seejuures värvita, läm-matava lõhnaga raske mürgise gaasi väävlis hape ndi —  $SO_2$ :  $S + O_2 = SO_2$ .

Kui hoida väävlis hape ndi gaasis märga värvilist riidetükki või taime õit, kaob mõne aja pärast värvus. Sel põhjusel tarvitatakse väävlis hape ndit paberi, siidi, villa, õlgede jne. pleegitamiseks. Selle toimingu puhul ühineb väävlisgaas värv-ainega värvituks ühendiks, mis

aine kui katalüsaatori mõjul toimubki kuumutamisel  $\text{SO}_2$  ja O ühinemine.

Väävelhapend on harilikus temperatuuris värvitu vedelik, mis + 17,7° C temperatuuril hangub kõvaks kristalseks massiks.

Veega ühineb ta väävelhappeks —  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :



Tehniliselt saadakse väävelhapet kahel viisil: 1) kambermenetlusel ja 2) kontaktmenetlusel.

Esimesel puhul hapendatakse  $\text{SO}_2$  suurtes pliikambrites lämmastikhappe ja vee mõjul  $\text{SO}_3$ -ks, mis veega ühinedes annab väävelhappe.

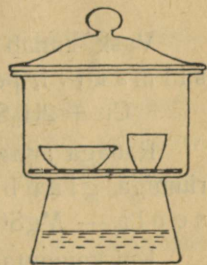
Teisel puhul  $\text{SO}_2$  hapendatakse õhuhapnikuga 400° C temperatuuril  $\text{SO}_3$ -ks platineeritud asbesti abil. Platineeritud asbest etendab siin katalüsaatori osa. Asbestikiud on kaetud peene plaatinapulbriga.

Väävelhape on õlisarnane vedelik, erikaaluga 1,84, madalas temperatuuris ta hangub tahkeks aineks, mis sulab 10° C temperatuuris. Puhastamata väävelhapet nimetab rahvas lõngaõliks. Müügil olev puhas väävelhape sisaldab umbes 96%  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ja 4%  $\text{H}_2\text{O}$ . Väävelhape on kaheväärne hape, tema molekulis on kaks vesinikuaatomit, mida võib asendada metalliga.

Kui segada väävelhapet veega, tekib väga suur soojus. Seepärast ei või väävelhappesse vett valada, sest osa vett muutub tekkiva soojuse mõjul auruks ja võib väävelhappe laiali pritsida. Vett ja väävelhapet võib segada ainult sel teel, et väävelhapet valatakse ettevaatlikult vette, kusjuures lahust tuleb kogu aeg loksutada.

Paneme klaasi väävelhappega akende vahele seisma. Mõne päeva pärast märkame, et ta pind on tõusnud, sest väävelhape on väga rõskuv (hügroskoopne) ja tõmbab õhust endasse niiskust. Sel põhjusel tarvatakse väävelhapet õhu kuivatamiseks kuivatamisaparatuurides ehk eksikaatoreis, pannakse teda talvel akende vahele jne.

Kui pistame puupirru väävelhappesse, pird süsistub.



Joon. 61. Eksikaator.

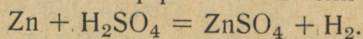
Valame peensuhkrule väävelhapet. Suhkur muutub söeks, segu läheb kuumaks, tõuseb kõrgemale ja võib üle klaasi ääre ajada (ettevaatust!).

Väävelhape imeb endasse orgaanilisest ainest vee elemendid ( $H_2$  ja  $O$ ) ja süsistab selle. Üldse mõjub väävelhape kõigile orgaanilistele ainetele sööbivalt, mispärast temaga peab ettevaatlikult ümber käima. Väävelhappe mõju kesendab mõni alus (sooda, tinkpiiritus jne.).

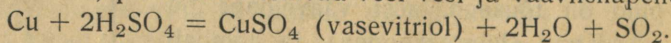
Lahja väävelhape lahustab peaaegu kõik metallid, kusjuures eraldub vesinik. Ta ei toimi vasele, elavhõbedale, pliile ja väärismetallidele (kuld, plaatina, hõbe). Kange kontsentreeritud väävelhape harilikus temperatuuris metallidele ei mõju, mistõttu teda hoitakse raudanumais. Keetmisel hakkab ta metalliga reageerima, aga teisiti kui lahja väävelhape.

Väävelhape on tähtsamaid ja tarvilikumaid happeid. Tema tarvitamine tööstuses on nii suur, et võiksime rahva tsivilisatsiooni ja jõukuse taset mõõta tarvitatava väävelhappe hulgaga. Tema abil saadakse teisi happeid, nagu lämmastikhapet, soolhapet ja mitmesuguseid sooli (soodat jne.). Lõhkeaineid (dünaamiit, püroksüliin jt.), väetusaaineid (superfosfaat jt.), kunstsiidi ja palju teisi aineid valmistatakse väävelhappe abil. Õigusega võib väävelhapet nimetada „kemikaalide kuningannaks“.

Väävelhappe-soolad ehk sulfaadid. Metallidega reageerides annab väävelhape sooli. Nõnda tekib Zn ja väävelhappest väävelhappetsink ehk tsinkvitriol:



Vask annab väävelhappega vasevitrioli ehk sinise silmakivi, peale selle tekivad veel vesi ja väävlisapend:



Rauaga annab väävelhape rauavitrioli —  $FeSO_4$ , naatriumiga glaubrisoola —  $Na_2SO_4$ , magneesiumiga mõru soola —  $MgSO_4$ , kaltsiumiga kipsi —  $CaSO_4$ .

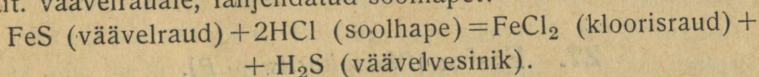
Kui kuumutame sinist silmakivi katseklaasis, siis hakkab klaasist välja tulema veeauru ning sinine värvus kaob: sinine silmakivi sisaldab seega vett. Seepärast oleks õigem kirjutada silmakivi

valem  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , kipsi valem  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , glaubrisool  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

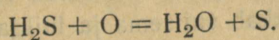
Ainega ühinenud vett kutsutakse kristallveeks.

Väävelvesinik. Kui juhtida kuiva vesinikku läbi toru, milles kuumutatakse väävlit, siis ühineb viimane vesinikuga mädamunalõhnaliseks gaasiks — väävelvesinikuks —  $\text{H}_2\text{S}$ .

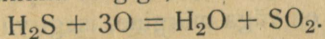
Väävelvesinikku võib saada, kui valada mõnele väävelmetallile, näit. väävelrauale, lahjendatud soolhapet:



Väävelvesinik on värvitu halvasti lõhnav gaas. Ta on väga mürgine ja ohtlik veel seetõttu, et selles gaasis viibides inimene lõpuks ei tunne tema haisu. Üks vee ruumosa lahustab toatemperatuuris umbes 2,5 ruumosa väävelvesinikku. See lahus läheb seistes sogaseks, sest väävelvesinik lagub õhu hapniku mõjul ja eraldub väävel.

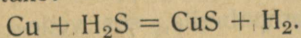


Õhus ta põleb sinaka leegiga, tekitades vee ja väävlishapendi:



Sinise lakmuspaberi värvib ta nõrgalt punaseks; tal on seega happeomadused ja seesugusena annab ta metallidega sooli.

Väävelvesiniku toimel muutub näit. puhas vasepind tekkiva väävelvase tõttu mustaks:

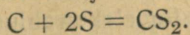


$\text{FeS}$ ,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{Ag}_2\text{S}$  ja teised on väävelvesiniku soolad (sulfiidid). Nad võivad tekkida ka otseselt väävli ja metalli ühinemisel.

Väävelvesinikku tarvitatakse reaktiivina metalle sisaldavate ainete analüüsimisel. Väävelmetalle määratakse nende värvuse järgi, ka nende lahustuse järgi vees ning happes.

Väävelvesinik tekib orgaaniliste ainete (valkude) mädanemisel. Reovete, prügikastide jne. vastik lõhn on tingitud muuseas väävelvesinikust. Ka leidub teda väävliallikais.

Väävelsüsinik. Kui väävli aurusid lasta läbi hõõguvate süte, nii et õhk ei pääse nende juurde, tekib väävelsüsinik —  $\text{CS}_2$ :



See on raske (erikaal 1,27) vastikulõhnaline vedelik. Ta lahustab hästi väevli, fosfori, halogeenid ja paljud orgaanilised ained (rasvad, õlid). Tema aurud süttivad kergesti põlema. Et  $CS_2$  on mürgine, siis tarvitatakse teda muttide tõrjeks, niisutades takkusid väävelsüsinikus ja asetades neid mutikäikudesse. Mõnikord tarvitatakse väävelsüsinikku rasvade ja õlide saamisel kontidest ja seemnetest.

## 27. Fosfor (*Phosphorus* — P).

**Omadused ja leidumine.** Fosfor esineb mitmes allotroopses kujus, mis omadustelt erinevad; neist on tähtsamad valge (ka kollane) ja punane fosfor.

Valge fosfor on kollakas või värvitu. Külma käes on ta kõva ja rabe. Vees ta ei lahustu, hästi lahustub ta aga väävelsüsinikus ja õlides. Õhus ta hakkab suitsema ja hiilgab pimeduses. Kergel soojendamisel ( $+50^{\circ}C$  juures), lõikamisel ja hõõrumisel süttib ta põlema. Valge fosfor on väga mürgine, isegi väga väikestes annustes (0,1 g) toimib ta surmavalt. Nahale sattudes tekitab ta seal haavandeid, mis ei taha paraneda. Seepärast peab fosforiga olema ettevaatlik. Teda hoitakse vees ja lõigatakse vee all, kätega ei tohi teda puudutada.

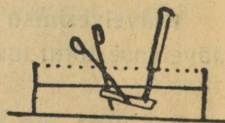
Lahustame fosforit väävelsüsinikus. Kui valada seda lahust kurnpaberile, siis vedeliku ära aurates süttib järelejäänud fosfor põlema juba toatemperatuuris.

Kui kuumutada valget fosforit  $240-300^{\circ}C$  juures pikemat aega (10 päeva) õhu juurdepääsuta, siis muutub ta punaseks.

Punane fosfor ei helenda pimeduses, ei sütti kergesti, väävelsüsinikus ei lahustu ja ta pole mürgine.

Looduses leidub fosforit ainult ühendeis, näiteks fosforiidis jne. Fosforiühendeid leidub õige palju loomade ja taimede organismides, näit. kontides (kuni 60%), üdis ja ajus, ka protoplasmas.

Fosfori saamiseks segatakse fosforiiti või apatiiti liiva ning koksiga ja taandatakse fosfor elekterahjus kõrges kuumuses.



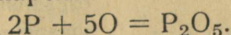
Joon. 62. Fosfori lõikamine vee all.

**Tarvitamine.** Fosforit tarvitatakse tuletikkude valmistamisel. Tikutoosi seinale (süütepinnale) määratakse punase fosfori, väävelantimoni ja klaasipulbri segu; tikuotsad kaetakse Berthollet' soola, pliiühapendi ja väävelantimoni seguga.

Kui tõmmata tuletikuga süütepinda mööda, eralduvad punase fosfori osakesed ja süttivad hõõrumisel. Berthollet' soolast eralduv hapnik soodustab põlemasüttimist.

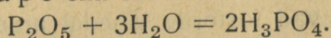
Sõjas tarvitatakse fosforit suitskatte tegemiseks ja süütepommides. Fosforpommi kustutab tugev veejuga; kui aga vesi on ära auranud, süttib fosfor uuesti. Kollast fosforit tarvitatakse rotimürgi (fosforvõi) valmistamiseks, mis on fosfori (vähe), searasva, mee, nisujahu, vee jt. ainete segu.

**Fosforhapend, fosforhape ja selle soolad.** Fosfori põlemisel tekib valge suits, fosforhapend:



Viimane ühineb kergesti veega, andes mitu hapet. Nendest on tähtsaim

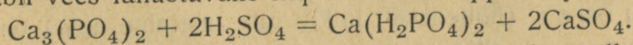
ortofosforhape ehk lihtsalt fosforhape —  $H_3PO_4$ :



Fosforhape on kolmeväärne hape, ta võib seega moodustada kolme liiki sooli, näit. on tema naatriumsoolad  $NaH_2PO_4$ ,  $Na_2HPO_4$  ja  $Na_3PO_4$ . Neist on esimene nõrgalt hapu reaktsiooniga, teised aga leelise reaktsiooniga.

Fosforhappe-sooli nimetame fosfaatideks. Neist koosnevad mineraalid on apatiit ja fosforiit. Kondid sisaldavad peamiselt fosforhappe-lupja.

Taimed võtavad fosforit lahustuvate fosforhappe-soolade näol mullast. Et fosforiit lahustub vähe, siis muudetakse ta väävelhappe abil vees lahustuvaks hapuks fosforhappe-lubjaks:

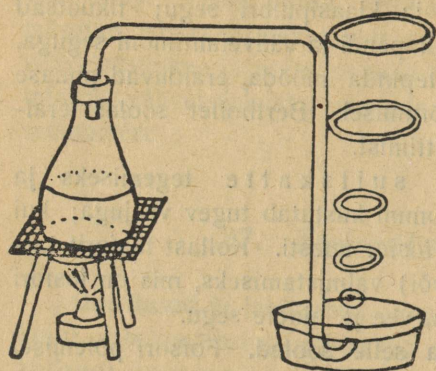


Viimane segu on müügil superfosfaadi nime all. Superfosfaat on tähtsaim fosforit sisaldav kunstväetis.

Raua sulatamisel maakidest saadakse kõrvalainena toomasaahu, mis sisaldab lahustuvat fosforhappe-soola ja mida tarvitatakse samuti väetiseks.

Õige palju fosforiühendeid sisaldavad laudasõnnik ja lindude väljaheide. Viimast leidub õige palju mõnel Vaikse ookeani

saarel ja seda tarvitatakse väetusaineks guano nime all. Kondijahu on tähtis fosforit sisaldav väetusaine.



Joon. 63.  
Fosforvesiniku saamine.

Loomad ja inimesed saavad fosforit taimtoitudest.

Fosfori ja vesiniku ühendeist on tähtsaim värvitu mürgine vänge lõhnaga gaas fosforvesinik ehk fosfiin —  $\text{PH}_3$ . Tema tekib sööbenaatriumi ja kollase fosfori tükikese soojendamisel kolvis. Tekkiv gaas juhatakse vette.

Kui fosforvesinik tõuseb õhku, siis süttib ta iseenesest põlema.

Arvatavasti tekib fosforvesinik orgaaniliste ainete kõdunemisel maapinnas, kust ta välja tungib ja siis õhus hapendub.

Fosforvesiniku helendav gaas kalmistuil ongi kõiksuguste tondijuttude põhjuseks.

Omadustelt seisavad fosforile lähedal **arsen** (*Arsenicum* — As), **antimon** (*Stibium* — Sb) ja **vismut** (*Bismutum* — Bi).

Neist on arsen rabe terashall metalse läikega aine, mida looduses leidub ühendeis. Arseen ja tema ühendid on väga mürgised. Ühendeist nimetame arseenhapendit  $\text{As}_2\text{O}_3$  ehk nn. arsenikut, mida tarvitatakse hiirte, rottide ja parasiitide hävitamiseks. Arseenhappe-pliiga pritsitakse viljapuid; arseenhappekaltsiumi ja Schweinfurdi rohelisega hävitatakse taimede parasiite. Realgaar  $\text{As}_2\text{S}_2$  (rubiinpunane) ja auripigment  $\text{As}_2\text{S}_3$  (kuld kollane) on arseeni sisaldavad mürgised värvid. Mitmed ründeained (näit. levisiit) sisaldavad mürgist arseeni.

Antimon (hõbedaselt läikiv rabe metalne aine) on vajalik lisand mitmes metallide sulamis, näit. tähemetallis.

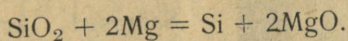
## 28. Räni (*Silicium* — Si).

Nagu süsinik on orgaanilise looduse põhielement, on räni eluta looduse peaaaine. 26—27% maakera kindlast koorest moodustab räni. Looduses leidub teda ainult seotult.

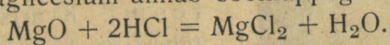
Lihtsaim neist ühendeist on ränihapend —  $\text{SiO}_2$ , mis esineb looduses kvartsina.

**Saamine.** Segame uhmis hoolega ühte kaaluosa peeneks hõõrutud valget kvartsiliiva (liiv tuleb enne läbi kuumutada, et ta ei sisaldaks vett ja orgaanilisi osi) kahe kaaluosa magneesiumipulbriga. Kuumutame segu portselantiigli kaanel. Tekib energiline reaktsioon. Valame tekkinud aine kangesse soolhappesse. Põletatud magneesium lahustub soolhappes ning lahuse põhja koguneb must pruun pulber, amorfne räni.

Põlemisel võtab magneesium ränihapendilt (liivalt) hapniku ja taandab räni:



Põletatud magneesium annab soolhapplega kloormagneesiumi:



Kloormagneesium lahustub vees, räni jääb lahustumata.

Reaktsioonis tekib veel gaasiline aine ränivesinik —  $\text{SiH}_4$ , mis happest välja tungides süttib prigisedes põlema.

Kui amorfräni sulatada tsingis ja viimast pärast lahustada happes, siis jäävad järele mustad läikivad ränikristallid (kristallräni).

Elekterahju kõrges temperatuuris taandab süsi (koks) liivast puhta räni, viimane aga ühineb süsinikuga ränikarbiidiks ehk karborundiks —  $\text{SiC}$ . Oma suure kõvaduse tõttu tarvitatakse karborundi kivide lihvimisel.

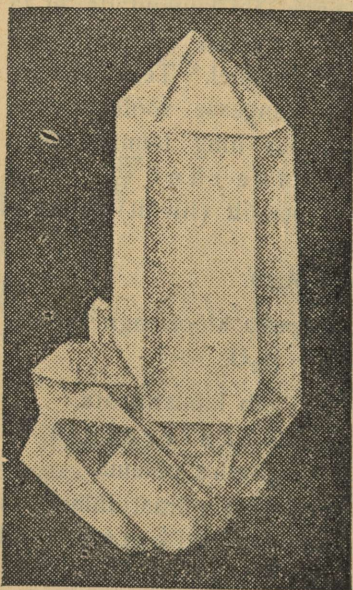
Mõned metallide sulamid sisaldavad räni, näit. happekindel malm sisaldab Si kuni 15%.

**Ränihapend, kvarts ja selle teisendid.** Tähtsaima räniühendina looduses esineb kvarts —  $\text{SiO}_2$ . Kvartsi leidub mitmesuguseis kivimeis, nagu graniidis, gneisis, põrfüüris jne. Mõnikord moodustab ta võimsad kvartsiidimassid. Liivakivi koosneb peamiselt kvartsiteradest. Kivimite murenedes tekib kvartsist kruus, sõmer ja liiv.

Värvuselt on kvarts hallvalge, murrupind on tal rasvaselt läikiv, õhemad kohad lasevad valgust läbi. Kvarts kriimustab klaasi, ta kõvadus on 7, erikaal 2,65. Happeist lahustab teda ainult fluorvesinik. Kui hõõrume pimedas kaht kvartsitükki teine-

teise vastu, siis hakkavad nad helendama, ka tunneme omapärast lõhna.

Kvarts esineb sagedasti kristallidena. Viimastel on



Joon. 64. Mäekristallid.

kuuetahuliste prisma de kuju, mille otstele on asetatud kuuetahulised püramiidid. Neis kristallides võib pikuti tõmmata ühe pikitelje ning sellega risti kolm lühemat võrdse pikkusega telge; viimased lõikuvad üksteisega  $60^\circ$  nurgi. Säärased kristallid kuuluvad heksagonaalsesse süsteemi. Kvartsikristalli prisma tahud on kaetud põiktriipudega, püramiidi tahud on siledad. Kristallide tahud on harva korrapäraselt välja arenenud, enamasti on üks suurem, teine väiksem. Mõnikord asetseb hulk kristalle üksteise kõrval ühisel alusel, moodustades kristallkobara ehk druusi.

Puhtaim ja täiesti selge ning läbipaistev liige kvartsi perekonnas on mäekristall.

Ta läbipaistvus on mõnikord nii täielik, et ta sarnaneb kõige puhtama jääga. Vanad kreeklased olidki sel arvamisel, et mäekristall on jää, mis kestva külma tagajärjel on muutunud kõvaks ja sulamatuks. Nad andsid talle seepärast nime *krystallos*, s. t. jää.

Mitmesugused lisandid annavad kvartsile värvuse ja läike, mispuhul kvarts kannab ka eri nimetusi. Nii on ametüst lilla, tsitriin kollane, suitsstopaas suitsuvärviline jne. Kõiki neid kive tarvitatakse ehetena, poolvääriskividena.

Piimvalgete tükkidena esineb piimkvarts, roosavärviliseena roosakvarts. Kassisilm on kvarts, mida läbivad peened asbestikiud, mis annavad lihvitud pinnale omapärase läike.

A morfseist ränikividest on nimetamisväärt sarkivi, jaspis ja tulekivi. Viimast tarvitati vanasti ühes taelaga tulesüütamiseks, kui tuletikke veel ei osatud valmistada. Kiviaja inimene tegi temast sõja- ja tööriistu — kirveid, nuge, odasid jne.

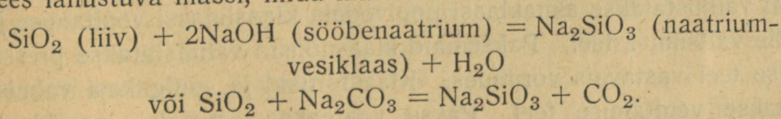
Tiheda ränimassina, sagedasti kiulise ehitusega ja kobaralise pinnaga esinevad kaltseidonid, mille hulka kuuluvad musta- ja valgekihiline oonüks, lihakarva punane karneool, õunroheline krüsopraas ja teised. Siia kuulub ka kihilise ehitusega ahaat.

Veega suuremal või väiksemal määral on ränihapend ühinenud opaalis, mille liikidest nimetame piimvalget vikerkaareläikega väärisopaali, tuliopaali ja teisi.

Ränihapendit leidub ka taime ja looma kehas. Nii sisaldab linnusulgede tuhk kuni 75% SiO<sub>2</sub>, ränikäsnade skelett koosneb peamiselt ränihapendist. Taimeriigis sisaldavad räni kõige rohkem kõrstaimesed ja osjad. Mõnda osjaliiki tarvitatakse puu poleerimiseks. Kõrvenõgeste karvakeste haprus on tingitud SiO<sub>2</sub>-sisaldusest. Ränivetikate karbid koosnevad SiO<sub>2</sub>-st. Mõnes kohas (Eestis Narva jõe alamjooksul) on ränivetikaist tekkinud paksud diatomiidi ehk ränihiiva lademed.

Kvartsi sulatamisel kõrges kuumuses saadakse kvartsklaas, mis on tulekindel ja vastupidav temperatuurimuutustele (sulab 1700—2000° C temperatuuril). Punase hõõgeni kuumen-datud kvartsklaas jääb külma vette pistetult terveks.

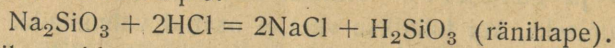
**Ränihape.** Kuumutades peeneks hõõrutud liiva ja mõne aluse (sööbenaatriumi, sööbekaaliumi, sooda või potasi) segu ühes vähese veega raskesti sulavas katseklaasis, saame paksu, veniva, vees lahustuva massi, mida nimetatakse vesiklaasiks:



Õhu käes seistes muutub vesiklaas tahkeks kehaks, mida võib vees lahustada ainult kõrges temperatuuris ja suurel rõhumisel.

Vesiklaasi tarvitatakse klaas- ja kivinõude liimiks, kittide valmistamiseks, seepide täidiseks ja kanamunade konservimiseks; temaga muudetakse riie ja puu tulekindlaks (näit. teatrikulissid).

Kui mõjutada vesiklaasi soolhappega, eraldub süldisarnane aine metaränihape:



Ränihappeid on mitu. Neist kõige tuntumad on  $\text{H}_4\text{SiO}_4$  — ortoränihape ja  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  — metaränihape.

Kuumutamisel kaotab ränihape vee ja muutub  $\text{SiO}_2$ -ks.

Ränihappe-sooli nimetatakse silikaatideks.

Vesiklaas on kunstlikult saadud naatrium- või kaaliumsilikaat.

Silikaadid moodustavad suurema osa maa koorest. Graniit ja tema osamineraalid põldpagu, kvarts, vilkkivi, talk ja teised on kõik ränihendid.

## 29. Klaas.

Tähtsaim kunstlik silikaat on klaas.

Hariliku klaasi valmistamiseks segatakse puhast räniliiva lubjapao või marmoriga ja sooda või glaubrisoolaga ning lisatakse juurde veidi koksi.

Segu sulatatakse tulekindlais tiigleis klaasisulatamise ahjudes  $1300\text{--}1500^\circ$  temperatuuril vedelaks.

Sulamassist puhutakse, pressitakse, valatakse või venitatakse kõiksuguseid klaasesemeid. Varemini puhuti klaasi suuga, nüüd toimub see ka masinate abil. Valmispuhutud klaas kuumutatakse uuesti ahjus ja lastakse seal pikkamööda jahutada. Säärane karastatud klaas on temperatuurimuutustele palju vastupidavam. Aknaklaasi valmistamisel puhutakse välja algul suur silinder, selle otsad eraldatakse, silinder lõigatakse pikuti lõhki ja tasandatakse kuumas ahjus raudroobiga siledaks. Uuemal ajal valmistatakse aknaklaasi poolvedela klaasimassi venitamise ja selle valtsimise teel. Paksemaid klaasnõusid valmistatakse pressimise teel vastavais vormides. Klaastorusid ja -pulgakesi valmistatakse venitamise teel. Paksu vaateakna-, peegli- jne. klaasi saadakse sulaklaasi valamise teel metall-laudadele.

Harilik ehk naatronlubiklaas sulab kergesti.

Kui sooda asemel võetakse potasit, siis saadakse kaaliumibiklaas. Raskema sulavuse tõttu valmistatakse sellest klaasist keemilisi riistu, nagu katseklaase, kolbe, retorte jne.

Kui naatron- või kaalikliasi segus võtta lubjapao asemel pliiühendit (näit. menningit —  $Pb_3O_4$ ), siis saadakse naatron- või kaalipliiklias ehk kristallklaas. See klaas on ilusa läikega, hästi valgust murdev, raske, kuid madala sulamistemperatuuriga ja väikese kõvadusega.



Joon. 65. Klaasitehases.

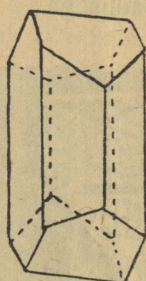
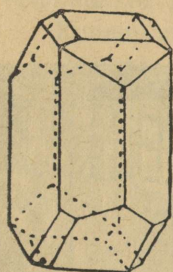
Kristallklaasist valmistatakse iluasju ja optilisi riistu, nagu prilliklaase, luupe jne. Et tema lihvimine toimub käsitsi, misugune töö nõuab oskust ning palju aega, on kristallnõud kallid.

Värvilise klaasi saamiseks lisatakse klaasisegusse metallhapendeid. Harilik rohekas pudeliklaasi värvus on tingitud raudhapendist, mida sisaldab liiv. Kroomhapend värvib klaasi roheliseks, koobalhapend siniseks, vaskhapend punaseks jne. Piimjas klaas sisaldab kondituhka või fosforiiti.

Kui keedame peent klaasipulbrit mõne aja veega, siis omandab vesi alusesse reaktsiooni (fenooltaleiin värvub punaseks). Kuum vesi lahustab seega veidi klaasi.

### 30. Silikaadid looduses.

Maakoort moodustavaist ränimineraalidest ehk silikaatidest on tähtsad peale kvartsi veel põldpaod (päevakivid).



Joon. 66. Ortoklassi kristallid.

Viimaste hulka kuulub esmalt kaalium-põldpagu ehk ortoklass. See on pärlmutriläikega läbivalendav või läbipaistmatu, harva värvitu, enamasti lihakarva punane, kollakas, hall või valkjas mineraal, mille kõvadus on 6, erikaal 2,5.

Tema kristallid kujutavad enamasti lühikesi, jämedaid sambakesi, mis sageli kasvavad kokku kaksikuiks. Ortoklassi kristallid kuuluvad monokliin-sesse süsteemi. Koostiselt on ta kaaliumalumiiniumsilikaat.

Ortoklass on väga levinud ja esineb paljude kivimite, näit. graniidi ja gneisi tähtsa sisuosana.

Naatriumpõldpagu ehk albiit on enamasti piimvalge. Kristallid on tal palju väiksemad kui ortoklassil ja omavad kolme ühesuurust telge, mis lõikuvad kaldnurgaga. Säärased kristallid kuuluvad trikliin-sesse süsteemi.

Anortiit on albiidi sarnane, kuid sisaldab naatriumi asemel kaltsiumi.

Põldpagude hulka kuuluvad veel arvatavasti vulkaanilisest tegevusest tekkinud obsidiaan ehk looduslik klaas, pigikivi ja pärilkivi. Need on lohulise murruga klaasisarnased mineraalid. Vulkaanide tegevusest on tekkinud laava ja viimase vahust pimsskivi, mida tiserid tarvitavad puu poleerimiseks.

**Sau.** Vahelduva temperatuuri toimel tekivad kivides praod. Pragudesse tunginud vesi, külmudes jääks, lõhub neid ikka väiksemaiks osadeks (mehhaaniline murenemine ehk rabenemine). Veeauru, süsihappegaasi ja vee keemilisel toimel laostuvad mineraalide osad edasi (keemiline murenemine ehk porsumine).

Põldpao  $K_2AlSi_3O_8$  murenemisest tekib sau —  $H_2Al_2(SiO_4)_2 \cdot H_2O$ .

Sauel on see omadus, et ta imeb endasse vett ja tursub sellest. Säärane tursunud sauekiht ei lase vett läbi. Seepärast on sauepõhjaga maad veekindlad ega karda põuda.

Üsna puhas sau on lumivalge ja teda kutsutakse ka oliiniks. Enamasti sisaldab sau liiva, teinekord lupja; rauaühendid värvivad saue kollaseks ja punaseks. Lubjasegast saue kutsutakse mergliks; ta sisaldab taimedele tarvilikke sooli ja moodustab sellepärast soodsa põllumaa.

**Vilkkivi** ehk **sädekivi** nime all tuntakse mitut mineraali.

Nad on alumiiniumi ja kas kaaliumi, magneesiumi või liitiumi silikaadid, milles võib leiduda veel kaltsiumi, naatriumi, rauda, fluori ja ka vett. Harva esinevad nad kindlakujuliste kristallidena, mis kuuluvad monokliinsesse süsteemi. Vilkkivi võib kergesti lõhmuda õhukesteks siledaiks ja läikivaiks lehekesteks. Kõik vilkkivid on pehmed, neid võib küünega kriimustada.

Vilkkivi liikidest nimetame ka alumiinivilkkivi ehk muskoviiti. See on vett sisaldav kaaliumalumiiniumsilikaat. Ta on helehall või pruunikas ning teda leidub paljudes kivi-meis, nagu graniidis, gneisis, vilkkildkivis õhukeste lehekeste või liblekeste näol teiste mineraalide osade vahel kulla või hõbeda sarnaselt läiklemas. Seepärast nimetab rahvas teda ka kassikuflaks ja kassihõbedaks.

Vilkkivitahvlid on painduvad, kannatavad kõrget kuumust ega lõhke järsul jahutamisel, seepärast tarvitatakse neid lambisilindreiks ja sulatamisahjude ning laevade akendeks.

Magneesiumvilkkivi ehk biotiit sisaldab metallidest veel magneesiumi ja rauda. Ta on tumedat värvust, roheline, pruun kuni must. Biotiiti leidub looduses rohkem kui muskoviiti.

Vilkkiviga sugulane on talk ehk rasvkivi, mis esineb heleda, roheka või kollakasvalge massina. Katsumisel tundub ta rasvasena. Talk on väga pehme mineraal, ta kõvadus on 1. Koostiselt on ta vett sisaldav magneesiumsilikaat. Valget talki tarvitatakse puudriks, värviks, rätsepakriidiks ja määrdeks. Ka valmistatakse temast tulekindlaid telliskive.

**Küünekivid.** Küünekivi (amfibool) on kaltsium-, magneesium- ja raudsilikaat, mis sisaldab sageli veel alumiiniumi.

Tema kristallid esinevad lühikeste sambakestena ja kuuluvad monokliinsesse süsteemi. Sagedasti on kүүнеkivil teraline, sõmeraline, kiuline või varreline ehitus. Värvuselt on ta must, rohekas, hall, mõnikord isegi valge.

Kiulise ehitusega on **asbest** ehk **kivilina**. Kiud hargnevad kergesti koost, nad on painduvad ja siidsed. Neid võib lõngaks kedrata ning viimasest teha kudesid. Asbestist valmistatakse tulekindlat riidet, lambitahti ja tulekindlat pappi.

Teistest silikaatidest on nimetamisväärt veel **granaadid** ja **topaas**.

Granaatide koostis on kõikum; peale räni sisaldavad nad alumiiniumi, rauda, sageli veel kaltsiumi, magneesiumi jne. Nende kristallid kuuluvad regulaarsesse süsteemi. Värvuselt on nad peamiselt punased ja punakaspruunid. Kõvadus on umbes 7.

Ilusaid selgeid eksemplare kutsutakse **väärisgranaatideks**; neid tarvitatakse ehtekividena.

**Topaas** on alumiiniumsilikaat, mis sisaldab fluori. Kristallub sambakujulistes kristallides, mis kuuluvad rombilisse süsteemi. Värvuselt on topaas enamasti veinkollane, teinekord ka värvitu. Kõvadus on 8, erikaal 3,5. Tarvitatakse ehtekiviks.

Boori sisaldavaist silikaatidest nimetame **turmaliini**, mida tarvitatakse optikariistades mineraalide uurimisel. Värvuselt on ta enamasti must.

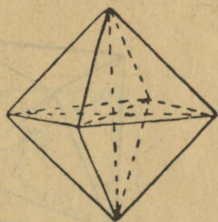
### 31. Mineraalide kristallivormid.

Nagu nägime, esinevad vähesed mineraalid **amorfiselt**, s. t. kindla kujuta (näit. tulekivi, asfalt). Suurem osa mineraale (kivisool, kvarts, põldpagu, vilkkivi, granaat, teemant jt.) võib esineda looduses kindlais geomeetrilistes vormides — **kristallidena**.

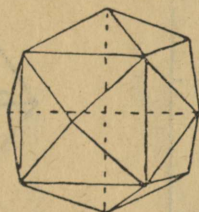
Kristallivormide teadust nimetatakse **kristallograafiaks**.

Kristallivorme on väga palju. Kõik nad liigitatakse **kuude rühma** ehk **kristallisüsteemi**.

Kristallide liigitamise aluseks on nende kristallograafiliste telgede arv ja asend üksteise suhtes. Kristallograafilisteks telgedeks nimetatakse mõeldavaid sirgjooni kristallides, mis lõikuvad ühes keskpunktis.

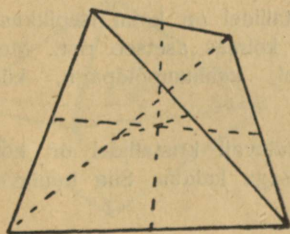


Joon. 67. Oktaeeder.

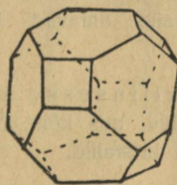


Joon. 68. Püramidaalne kuup.

Esimest kristallisüsteemi nimetatakse korrapäraseks ehk regulaarseks süsteemiks. Siia kuuluvail kristallidel on kolm võrdse pikkusega telge, mis lõikuvad üksteisega täisnurgi. Keedusoola, püriidi, maarja, magnetiidi, galeniidi, granaadi, teemandi ja teiste kristallid kuuluvad sellesse süsteemi.



Joon. 69. Tetraeeder.



Joon. 70. Oktaeedri ja kuubi kombinatsioon.

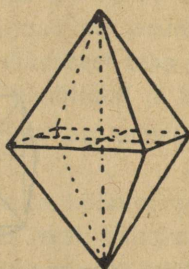
Ruudu- ehk tetragonaalsesse süsteemi kuuluvail kristallidel on samuti kolm üksteisega ristloodis seisvat kristallograafilist telge, neist on kaks pikkuselt võrdsed, üks (püsttelg) on kas pikem või lühem. Siia kuuluvad kassiteriidi ja kalkopüriidi kristallid.

Kuuekülgsesse ehk heksagonaalsesse süsteemi kuuluvail kristallidel on neli telge; neist kolm (abiteljed), pikkuselt võrdsed, asetsevad ühel tasapinnal ja lõikuvad üksteisega  $60^\circ$  nurgi, neljas

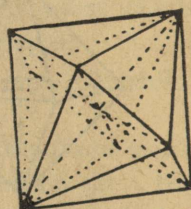
(peatelg) on esimestest pikem või lühem ja on nendega risti. Siia kuuluvad näit. kvartsi, kaltsiidi, dolomiidi, korundi, hematiidi, magnesiidi, sideriidi jt. kristallid.



Joon. 71. Ruutprisma.



Joon. 72. Ruutkaksikpüramiid.



Joon. 73. Heksagonaalne kaksikpüramiid.

Kaldruudu- ehk rombiline süsteemi kuuluvail kristallidel on kolm isepikkusega telge, mis seisavad üksteisega risti. Rombilises süsteemis kristalluvad väävel, kaalisalpeeter, aragoniit, anhütriit jt.

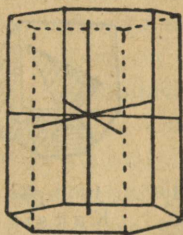
Monokliinse süsteemi kristallidel on kolm isepikkust telge, millest kaks lõikuvad teineteisega kaldu, kolmas asetseb risti. Monokliinseid kristalle omavad kips, rauavitriol, kaaliumpõldpagu, küünekiivi, väävel jt.

Trikliinse süsteemi kuuluvail kristallidel on kolm isepikkust telge, mis kõik asetsevad üksteisega kaldu. Siia kuuluvad näit. vasevitrioli kristallid.

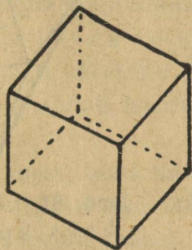
Kui tahud on kõik üksteise sarnased, siis on kristall lihtkujuline; kui aga tahud on üksteisest erinevad, siis on meil tegu liitkujulise kristalliga ehk kombinatsiooniga.

Looduses leiduvad kristallid on harva korraikult arenenud. Põhjuseks on asjaolu, et kristallide tekkimiseks puuduvad soodsad tingimused. Ka pole kristallide tahud matemaatilises mõttes täielikud tasapinnad, vaid nad on karedate,

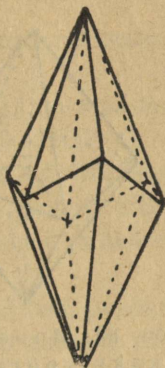
kriipsutatud jne. Kristallide servad on mõnikord hambulised, paindunud, nii et näib, nagu oleks kristalle kuumutatud sulamiseni.



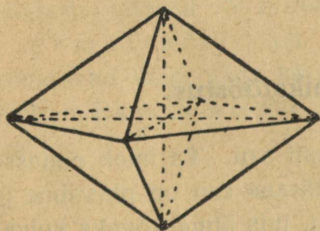
Joon. 74. Heksagonaalne prisma.



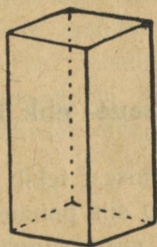
Joon. 75. Rombboeder (heksagonaalne süsteem).



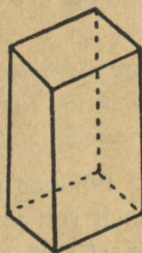
Joon. 76. Skalenoeder (heksagonaalne süsteem).



Joon. 77. Romb-kaksikpüramiid.



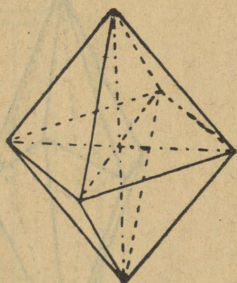
Joon. 78. Rombprisma.



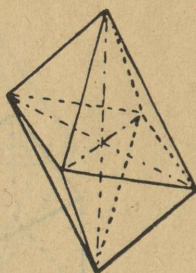
Joon. 79. Monokliinne prisma.

Kuid kõigile ebakorrapärasustele vaatamata lõikuvad servad alati püsivate suurustega nurkadega, samuti on kõigi pinnanurkade suurus samadel kristallivormidel alati muutumatu, sellele vaatamata, kas tahud on arenenud või arenenematud, suured või väikesed.

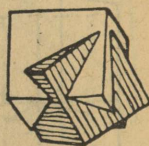
Mõnikord on kristallid üksteisega kokku ja üksteisest läbi kasvanud. Säärasel korral on meil tegemist kaksik-, kolmik-, nelikkristalliga (näit. kips, põldpago, fluoriit).



Joon. 80. Monokliinne kaksikpüramiid.



Joon. 81. Trikliinne kaksikpüramiid.



Joon. 82. Kaksik-kristall.

Mõnikord on hulk kristalle kasvanud ühisele alusele kobaras, täites teinekord õõnsusi, koopakesi jne. Säärasel korral on tegu kristallkobaraga ehk -pesaga.

## 32. Saue- ehk keraamikatööstus.

Põldpao murenemisest tekib teatavasti sau. Ta imeb endasse ahnelt vett ja muutub siis pehmeks. Säärane sau on plastiline ja temast võib vormida mitmesuguseid asju, mis õhus kõvaks kuivavad. Kuumutades säärast saueset kõrges temperatuuris, saadakse temast kõva, kõlisev, kuid urbane keha, mis vees enam pehmeks ei lähe. Et põletatud saue tihedaks teha, lisandatakse sauemassile sulandajaid, nagu peeneks jahvatatud põldpago ja kvartsi.

Et sauasjadele ilusamat välimust anda ja neid veekindlaks teha, kaetakse nad vaabaga ehk glasuuriga.

Vaapa valmistatakse pliisoolade või kaoliini, põldpao ja kvartsi segust, millega kaetakse ese; siis sulatatakse vaap ahjus vedelaks ja lastakse jahtuda.

Ka visatakse põlemise ajal ahju keedusoola. Kuuma veeauru mõjul laguneb keedusool soolhappeks ja sööbenaatriumiks. Viimase aurud ühinevad sauega ja moodustavad nõu pinnale klaasisarnase kihi.

Sau- ehk keraamikakaupadest on kõige tähtsamad portselan-, kivi-, fajanss- ja harilik saukaup.

Portselanit saadakse kaoliinist; tema murd on klaasine, killud läbivalendavad; kannatab kuumutamist 1400—1500° C.

Portselaniga sarnanevad kivi esemed, mida valmistatakse sauest. Murd on tihe, sagedasti värviline (hall või pruun), killud mitte-läbivalendavad. Kivikaup annab terasega sädemeid ja heliseb löömisel; teda võib viilida.

Fajanssi saadakse sauest, tema murd on paksem, punakas või valge, urbne ja muldne; fajansi murrupind imeb endasse niiskust. Vaabasse tekivad aja jooksul praod.

Harilikku saukaupa valmistatakse rasvalisest rauarikast sauest. Värvuselt on ta punane, kollane või pruun. Hinnalt on ta odavam kui eelmised sordid.

Telliskive, katusekive, põrandaplaate ja savitorusid valmistatakse sauest, millele on juurde lisatud liiva. Nad on urbsed, punased, kollased või pruunid ja ilma vaabata.

Šamottkivid on valmistatud tulekindlast sauest; nad kannatavad välja väga kõrget temperatuuri, ilma et nad sulaksid. Eestis leitakse tulekindlat saue vähesel määral Võru- ja Petserimaal.

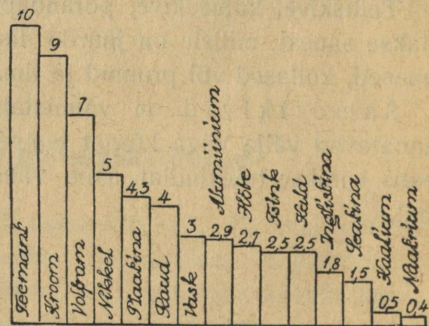
### III. Metallid.

#### 33. Metallidest üldse.

Raud, vask, tina, hõbe, elavhõbe jne. on metallid. Nad on harilikus temperatuuris tahked kehad, välja arvatud elavhõbe, mis on vedel. Neil on omapärane metalne läige. Enamik metalle on valged (hõbedased), ainult kaks metalli — kuld ja vask — on värvilised: kuld on kollane ja vask punane.

Metallid on head soojuse- ning elektrijuhid. Nad on taotavad ja venitatavad: vasaraga tagudes võib metallitükile soovitava kaju anda, teda võib valtsida plekiks ja venitada traadiks. Metallide kõvadust näitab joon. 83.

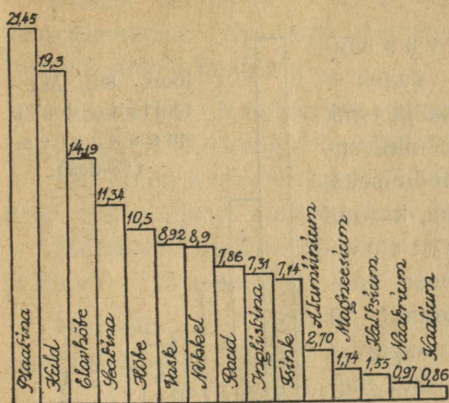
Erikaalu järgi jagatakse metallid kahte liiki: kerge te metallide erikaal on alla 5, raske te metallide erikaal üle 5. Kergeist metallidest on tuntuimad: kaalium (erikaal 0,86), naatrium (0,97), kaltsium (1,56), magneesium (1,75) ja alumiinium (2,6). Raskeist metallidest on tuntuimad: tsink (7,15), tina (7,29), raud (7,8), nikkel (8,9), vask (8,3), hõbe (10,5), plii ehk seatina (11,34) elavhõbe (13,6), kuld (19,3), plaatina (21,5) ja raskeim metall osmium (22,4).



Joon. 83. Metallide kõvaduse diagramm.

Kõige rohkem leidub looduses alumiiniumi (põldpagu, sau). Siis tulevad raud, mille ühendite suuri lademeid leidub mitmes

kohas, kaltsium (lubjakivid), naatrium (keedusool, põldpagu), kaalium (põldpagu, vilkkivi, kloorkaalium), magneesium (kloormagneesium, magnesiit, dolomiit) ja teised.



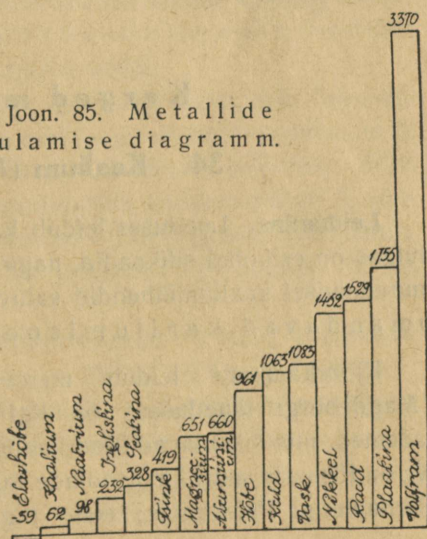
Joon. 84. Metallide erikaalu diagramm.

vitatavad kergesti sulavad metallid on tina ja plii. Raskemalt sulavad on nikkel, raud, plaatina jt. Kõrgeima sulamistemperatuuriga on volfram, mille niidikesi kasutatakse elektrihõõglampides.

Sulanud olekus metallid segunevad üksteisega ja tekib ühetaoline aine — sulam. Sulamid kannavad sageli erinimetusi, näit. nimetatakse vase ja tina sulamit pronksiks, vase, tsingi ja nikli sulamit alpakaks (uushõbedaks) jne. Sulamil on enamasti teistsugused omadused kui teda koostavatel metallidel. Nõnda on sulamistemperatuur tina (35%) ja plii (65%) sulamil 190°, kuna kergemalt sulaval tinal on see 232°.

Üksikute metallide sulamistemperatuur on erinev. Vedelas olekus esineb elavhõbe, tema muutub tahkeks —39° C juures. Järgnevad kaalium (+62° C) ja naatrium (+98° C). Tehnikas tar-

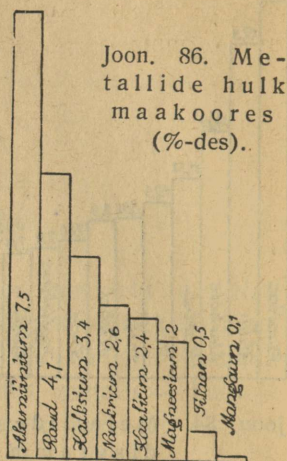
Joon. 85. Metallide sulamise diagramm.



Kõige kergemini (umbes 70° juures) sulab Wood'i sulam, mis koosneb 2 kaaluosast pliiist, 2 osast tinast, 7—8 osast vismutist ja 1—2 osast kadmiumist.

Ka kõvadus ning värvus võivad muutuda. Kollane vask (vask + tsink) on palju kõvem kui vask ja tsink üksikult. Punase vase ja valge nikli sulam, mida tarvitatakse müntide löömiseks, omab peagu valget värvust. Raua, kroomi (15%) ja nikli (0,5%) sulam ei roosteta. Volframi, süsiniku, vähese koobalti ning teiste metallide sulamil on teemandi kõvadus, mis pärast temaga asendatakse kõvaduse tõttu teemanti (näit. kivipuurides).

Looduses leiduvad ehedalt ainult mõned üksikud metallid (kuld, plaatina, hõbe, mõnikord ka vask, elavhõbe, raud jt.). Suuremalt jaolt leiduvad metallid looduses ühendeis (hapendid, sulfiidid, karbonaadid jt.). Sääraseid metallide ühendeid kutsutakse maakideks.



## Kerged metallid.

### 34. Kaalium (*Kalium* — *K*).

**Leidumine.** Looduses leidub kaaliumi ainult ühendeis. Nende hulgas on esikohal silikaadid, nagu põldpagu ja vilkkivi. Kivimite murenemisel kaaliumiühendid satuvad mullasse, millest taimeid omandavad kaaliumisooli.

Kloorkaaliumi leidub merevees. Saksamaal Stassfurdis (Magdeburgi läheduses) on ligi tuhat meetrit paksud soolalademed, mis sisaldavad kloorkaaliumi (sülviin, kainiit, karnalliit). Ka on Elsassis suuri kaalisoolade tagavaru. Kaalisooladest on rikas Surnumerigi Palestiinas; selle tagavarad võivad rahuldada maa-

ilma nõudeid mitmeks sajandiks. Suured kaalisoolahademed on NSVL-s Solikamskis.

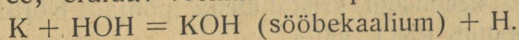
Puhast metallet kaaliumi saadakse elektrolüüsi teel tema ühendeist. Kui lasta elektrivool läbi kaalisoolahde, eraldub katoodil metall kaalium.

**Omadused.** Kaalium on pehme metall, teda võib noaga kergesti lõigata. Lõikepind on hõbedase läikega.

Kui hoida kaaliumi lahtiselt, imab ta õhust niiskust ja hapendub. Sel põhjusel hoitakse teda petrooleumis.

Metall-lusikas kuumutamisel sulab kaalium kergesti (+62,5°) ja põleb lilla leegiga.

**Ühendid.** Kui visata tükike kaaliumi vette, siis lagundab ta energiliselt vee; eraldub vesinik süttib põlema.

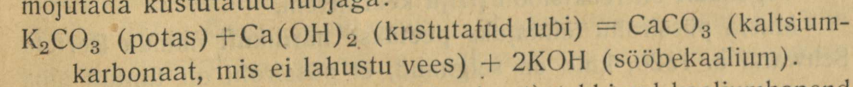


Reaktsiooni lõppedes paiskuvad põlevad kaaliumiosakesed prigisedes laiali. Et seda vältida, tuleb keeduklaas, milles reaktsioon toimub, katta kummuli keeratud klaaslehtiga.

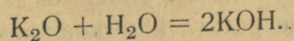
Katsumisel tundub vesilahus libedana, punase lakmuspaberi värvib ta siniseks. Sellest järeldame, et kaalium annab veega aluse. Tekkinud alust kutsutakse sööbekaaliumiks, kaaliumseebikiviks. Sööbekaaliumis on metall kaalium ühinenud veega jaanusega ehk hüdroksüüliga HO; ta valem on KOH. Ta vesilahus on tugevamaid leelisi.

Puhas sööbekaalium on valge kristalne aine, mis lahustub vees kergesti. Õhus ta vedeldub, sest ta imab endasse niiskust ja süsihappegaasi; viimasega ühinedes muutub ta potasiks. KOH kuulub kangete aluste hulka. Orgaanilistele ainetele mõjub ta sööbivalt, seepärast ei või tema koondatud lahust kurnata läbi paberi.

Sööbekaaliumi võib saada ka potasist, kui viimase lahust mõjutada kustutatud lubjaga:



Kaaliumi hapendumisest (põlemisest) tekkinud kaaliumhapend — K<sub>2</sub>O — ühineb veega otseselt sööbekaaliumiks, ilma et vesinik eralduks:

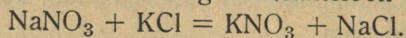


**Soolad.** Kloorkaaliumi ehk kaaliumkloriidi leidub looduses mineraal sülviinina; ta kristallub läbipaistvais kuupides.

Kloorkaaliumiga on sarnased joodkaalium — KJ ja broomkaalium — KBr. Viimast tarvitatakse arstimiks.

Kaaliumsalpeetrit —  $\text{KNO}_3$  — leitakse looduses Indias, Ungaris ja Egiptuses segatult teiste nitraatidega, millest teda eraldati endistel aegadel.

Praegusel ajal saadakse kaaliumsalpeetrit tšiili salpeetrist, mõjutades viimast kloorkaaliumiga. Reaktsioon on järgmine:



Katse demonstreerimiseks lahustame 20 g naatriumsalpeetrit ja 18 g kloorkaaliumi 50 g keevas vees. Kui keeta lahust mõni minut, langeb keedusool kristallidena põhja. Nõrutatud lahuse seismisel kristallub  $\text{KNO}_3$  välja.

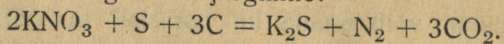
Kaaliumsalpeetri läbipaistvad (valged) prismataolised kristallid kuuluvad rombilisse kristallisüsteemi. Keevas vees lahustub kaaliumsalpeeter palju suuremal hulgal kui külmas. Lahuse jahtudes eraldub osa salpeetrit kristallidena.

Kõrges kuumuses laguneb salpeeter, eraldades hapnikku.

Kaaliumsalpeetrit tarvitatakse musta püssirohu valmistamisel, rakettides, arstimiks ja hapendamisvahendiks. Ka liha soolamisel tarvitatakse teda, kuid vähesel määral, sest ta on tervisele kahjulik.

Musta püssirohu valmistamiseks segatakse 75 kaaluosa kaaliumsalpeetrit 15 kaaluosa söepulbri ja 10 kaaluosa väävelõiega. Püssirohu plahvatamisel tekivad gaasid, mille ruumala on 2500 korda suurem, kui see oli võetud püssirohul. Sellega on seletatav tema purustamisvõime plahvatamisel.

Reaktsioon on ligikaudu järgmine:



Tegelikult on reaktsioon\* palju keerulisem.

Musta püssirohu leiutajaks peetakse harilikult munka Bertold Schwarzi a. 1320, kuid on selgunud, et püssirohi oli tuntud juba enne seda aega.

Potasit ehk kaaliumkarbonaati —  $\text{K}_2\text{CO}_3$  — leidub peamiselt taimede tuhas. Viimasest saadigi potasit varemmail aegadel. Ka saadakse potasit kloorkaaliumi töötlemisel.

Potas esineb valge teralise ainenä, mis vees kergesti lahustub. Õhus tõmbab ta endasse niiskust ja läheb vedelaks.

Potasiat tarvitatakse kaaliumklaasi ja pehme rohelise seebi valmistamisel ja pesupesemisel.

Viimasel puhul ei võeta puhast potasiat, vaid puutuha vesilahust, mis kurnatakse läbi riide (leelis).

Potasilahus tundub katsudes libedana, punase lakmuspaberi värvib ta siniseks. Seega on tal alusesed omadused, kuigi ta oma keemilise ehituse poolest on sool. Kaalium on kange alusene metall, süsihape on väga nõrk hape; seepärast on alusese metalli omadused potasis ülekaalus.

Kloorhappekaalium, ka kaaliumkloraat ehk Berthollet' sool —  $\text{KClO}_3$ , on valge kristalne aine, mis vees kergesti lahustub.

Ta eraldab kergesti hapnikku, mispärast teda tarvitatakse hapniku saamiseks, lõhkeainete valmistamisel, arstiteaduses, raketites, tuletikupeades jne. Kurgu loputamisel tuleb temaga ettevaatlik olla, sest ta on mürgine. Lõhkeainete valmistamisel peab Berthollet' soolaga olema äärmiselt ettevaatlik: vähima hõõrdumise (näit. traadiga), põrutamise jne. puhul võib segu plahvatada ja olla raske õnnetuse põhjuseks. Kivilõhkumisel tekkinud õnnetuste põhjuseks on meil peamiselt kaaliumkloraaadi segu enneaegne plahvatamine. Seepärast on soovitatav kivilõhkumisel tarvitada vähemkardetavaid lõhkeaineid.

Kaaliumisoolad on tähtsad kunstväetisained. Neist nimetame kainiiti ja 30%- ning 40%-list kaalisoola<sup>1</sup>. Viimased on saadud loodusliku toore soola ümbertöötamisel. Ka puutuha ning rohelist mineraali glaukoniiti, mis sisaldavad kaaliumi, võib tarvitada kaaliväetisena. Eestis leidub glaukoniiti Põhja-Eesti pankrannikul glaukoniitliivas (suurim kihi paksus Pakerordis — 4,5 m) ja glaukoniitlubjakivis (suurim paksus 3 m — Narva Joaorus).

---

<sup>1</sup> K on neis väetistes KCl kujul, kainiidis 20,5% KCl, 30%-lises kaalisoolas 48,6% ja 40%-lises 64,1%.

Kaalisooladest, fosforhapest, lubjast, ammoniaagist ja lämmastikhapest valmistatakse kunstväetist *nitrofoskat*, mis sisaldab kõiki tähtsamaid aineid, mida taim võtab mullast.

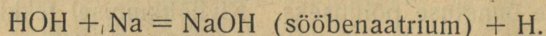
### 35. Naatrium (*Natrium* — *Na*).

**Leidumine.** Naatriumi leidub looduses väga palju, kuid ainult seotult, enamasti kloriidi (keedusool), nitraadi (tšiili salpeeter), karbonaadi (sooda) ja sulfaadi kujul. Mereveest, mis sisaldab rikkalikult keedusoola, omandavad naatriumi meretaimed. Seepärast sisaldavad meretaimed naatriumisooli palju rohkem kui maataimed.

Puhast metallet naatriumi saadakse elektrolüüsi teel sulatatud sööbenaatriumist (seebikivist).

**Omadused.** Naatrium sarnaneb väliselt kaaliumiga. Ta on pehme hõbedase läikega metall, erikaaluga 0,973. Õhus hapendub ta kergesti, ühinedes õhuniiskusega, mispärast teda hoitakse petrooleumis. Sulab + 95,6° C temperatuuris, põleb kollase leegiga. Naatriumi soolad värvivad leegi kollaseks.

**Ühendid.** Kui viskame tükikese naatriumi vette, tõrjub ta sellest välja osa vesinikku ning tekitab sööbenaatriumi:



Kange kuumuse tõttu sulab naatrium, muutudes seejuures tilgakeseks, mis liigub veepinnal, sest eralduv vesinik lükkab teda edasi. Tilgake väheneb kogu aeg, temast lähevad vette tekkiva sööbenaatriumi joakesed.

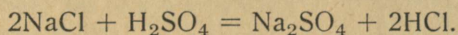
Sööbenaatrium ehk naatriumalus, naatriumvesihapend on valge kristalne aine, mis lahtiselt seistes imab endasse niiskust ja muutub vedelaks. Sööbenaatriumi abil keedetakse harilikku (kõva) seepi. Seepärast nimetatakse teda ka seebikiviks.

Tähtsaim naatriumisool on naatriumkloriid, kloornaatrium ehk keedusool —  $\text{NaCl}$ , mida leidub suurel määral looduses ja mis moodustab tooraine teiste naatriumi- kui ka klooriühendite (sooda, sööbenaatriumi ja teiste ainete) valmistamiseks. Keedusoola õppisime tundma eespool.

Lämmastikhappenaatriumi ( $\text{NaNO}_3$ ) ehk naatriumsalpeetrit leidub suurte lademetena Tšiilis ja teda nimetatakse seepärast tšiili salpeetriks. Ta on looduses segatud teiste sooladega, peamiselt keedusoolaga (20—40%).

Tšiili salpeeter on tähtsaim põlluväetis. Veel tarvatakse teda lämmastikhappe ja selle soolade saamiseks.

Väävelhappenaatriumi ehk glaubrisoola —  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  — leidub mineraalallikais (Karlsbad, Marienbad), merevees ja lademetena. Kunstlikult saadakse teda kange väävelhappe toimel keedusoolale.



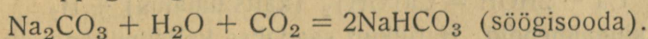
Tarvitatakse arstiteaduses ja klaasi valmistamisel.

Süsihappenaatrium ehk sooda —  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  — on keedusoola järel tähtsaim naatriumiühend. Teda leitakse soodajärvedes Mehhikos, Kaspia meres jne. Varemini saadi soodat meretaimede tuhast samal viisil nagu potasit maataimede tuhast. Nüüd aga valmistatakse teda keedusoolast mitmel viisil.

Sooda esineb läbipaistvate monokliinsete kristallidena. Kuumutamisel ja seisemisel lahtiselt kaotab kristallsoda kristallvee (umbes 60%) ja muutub valgeks pulbriks (kaltsineeritud sooda). Sooda lahustub kergesti vees; lahusel on aluse omadused ja ta värvib punase lakmuspaberi siniseks.

Sooda kasutamine on väga laialdane; teda tarvitatakse seebikivi, klaasi ja paberi valmistamisel, puuvillase ning linase riide pleegitamiseks, pesemisel (pesusooda) jne.

Kahelissüsihappenaatriumi ehk söögisoodat —  $\text{NaHCO}_3$  — saadakse harilikult soodalahusest, küllastades seda süsihappegaasiga:



Kuumutamisel kaotab söögisooda osa süsihapet ja muutub harilikuks soodaks (pesusoodaks) —  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

Söögisoodat tarvitatakse karastavate jookide valmistamiseks, küpsetamispulbriks, arstimina jne. Söögisoodat leidub ka mõnes mineraalvees (selterss).

Kaalium ja naatrium kuuluvad mõlemad aluseste ehk leelismetallide hulka. Nad ühinevad kergesti hapnikuga

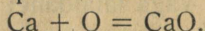
ning väävliga ja tekitavad veega kanged alused. Nende soolad lahustuvad vees kergesti. Nad on ühevalentsed, harilikus temperatuuris pehmed, sulavad kergesti ning on veest kergemad.

**Ammoonium** —  $\text{NH}_4$ . Kaaliumi ja naatriumiga on palju ühiseid omadusi ühevalentsel rühmal ammooniumil —  $\text{NH}_4$ . Iseseisva vaba metallisarnase aina ammoonium ei esine. Ammooniumiühendeid õppisime tundma varemalt (vaata ammoniaak, lk. 39).

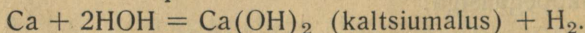
### 36. Kaltsium (*Calcium* — *Ca*).

**Leidumine.** Kaltsium looduses ehedalt ei esine, küll aga leidub tema ühendeid väga suurel hulgal. Kaltsium on üks levinumaist metallidest: lubjakivi (paas, marmor, kriit) koosneb süsihappekaltsiumist, kips väävelhappekaltsiumist, fosforiidid sisaldavad fosforhappekaltsiumi jne. Karges vees on kaltsiumisoolad lahustunud. Inimese, loomade ja taimede keha kõvad osad (luud) koosnevad kaltsiumisooladest.

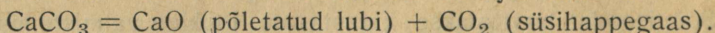
**Saamine ja omadused.** Puhast metalset kaltsiumi saadakse kloorkaltsiumist ( $\text{CaCl}_2$ ) elektrolüüsi teel. Ta on valge hõbedane metall, erikaaluga 1,86. Kuivas õhus ta ei muutu, niiskes hapendub kiiresti. Kuumutamisel põleb ta heleda punakaskollase leegiga valgeks kaltsiumhapendiks:



Vee lagundab ta analoogiliselt kaaliumiga ja naatriumiga, kuid see reaktsioon toimub palju pikaldasemalt kui aluseste metallide (K, Na) puhul. Vees tekib sel puhul kaltsiumalus ehk kaltsiumvesihapend:



**Kaltsiumiühendid.** Harilikult saadakse kaltsiumhapendit lubjakivi kuumutamisel lubjäähjudes; ta on tuntud igapäevases elus põletatud ehk kustutamata lubja nime all:



Puhas kustutamata lubi on valge amorfne aine, mis sulab ainult elekterahju kuumuses.

Lubjakivi lagumisel soojus neeldub; see on endotermiline reaktsioon.

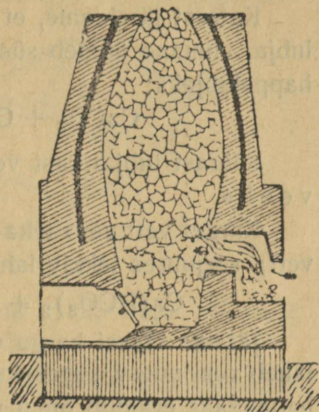
Kui valada kustutamata lubjale vett, siis tekib kõrge kuumus (kuni  $450^{\circ}\text{C}$ ). Kustutamata lubi ühineb veega, ühtlasi kasvab ka tema ruumala. Saadud uus aine on kaltsiumalus ehk kustutatud lubi.

Reaktsioon on järgmine:

$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$  (kustutatud lubi).

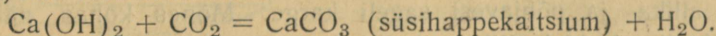
Põletatud lubja kustutamisel vabaneb soojus. See on eksotermiline reaktsioon.

Kustutatud lubi lahustub veidi vees. Lubjavesi tundub sõrmedel libedana, punase lakmuspaberi värvib ta siniseks. Tal on leelise omadused, hapetega annab ta soolad.



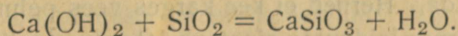
Joon. 87. Lubjahi.

Kui puhume klaastoru kaudu läbi lubjavee hingeõhku, mis teatavasti sisaldab süsihappegaasi, siis läheb lubjavesi sogaseks, seal tekib süsihappekaltsiumisade, mis vees ei lahustu:



Lubi segatakse liiva ja veega krohviks, mida tarvitatakse müüride ehitamisel kivide sideaineks. Liiva lisatakse seepärast, et krohv pärastisel kuivamisel ei praguneks. Aja jooksul ühineb lubi õhu süsihappegaasiga kõvaks süsihappekaltsiumiks (lubjakiviks) —  $\text{CaCO}_3$ , samuti nagu see aine tekib lubjaveest, temast läbi ajades süsihappegaasi.

Osalt ühineb kustutatud lubi liivaga kaltsiumsilikaadiks:



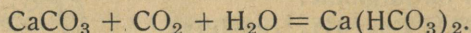
Pika aja vältel muutub krohv kõvaks kiviks ja seob ehituskivid kindlalt ühte.

Suuremad lubjatehased Eestis on Tamsalus ja Rakkes.

**Karge ja pehme vesi.** Paneme vette, mis sisaldab palju süsihappegaasi, näiteks seltersivette, veidi süsihappekaltsiumi (kriiti).

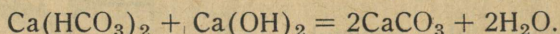
Loksutame segu hästi. Varsti muutub sogane vesi selgeks, sest kriit lahustub. Niisamasuguse tagajärje saame, kui veest, millesse on lisatud veidi kriidipulbrit, puhume läbi hingedõhku.

Katsest järeldame, et süsihapperikas vesi lahustab süsihappelubja, viimane ühineb süsihappega vees lahustuvaks hapuks süsihappelubjaks:



Säärast lubjarikast vett kutsutakse k a r g e k s ehk k õ v a k s v e e k s.

Karget vett võib teha pehmeks, kui temasse lisada veidi lubjavett; seejuures tekkiv lahustumatu  $\text{CaCO}_3$  sadestub anuma põhja:



Jätame klaasi karge veega seisma või keedame vett. Nüüd läheb vesi uuesti sogaseks, sest hapu sool laguneb: vabanev süsihappegaas eraldub õhku ning tekib lahustumatu  $\text{CaCO}_3$ .

Sademetes vesi, tungides läbi ülemiste maapinnakihtide sügavamale maa sisse, omandab siin orgaaniliste olluste (taime- ja loomajäänuste jne.) mädanemisest tekkinud süsihappegaasi. Säärane süsihappegaasirikas vesi lahustab lubjakivikihtidest läbi tungides kaltsiumi sisaldavaid mineraale (lubjakivi jt.). Seepärast ongi allika- ja põhjavesi sageli karge. Mõnes kohas, näiteks Karlsbadis, sisaldab allikavesi nii palju lupja, et kui selles vees hoida mõnd õit, laskub lubi õiele ja see muutub kõvaks, nagu kivistunuks.

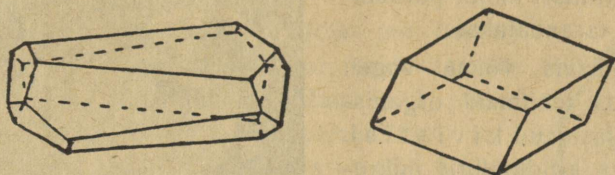
Vee sattudes maapinnale eraldub süsihappegaas, süsihappelubi sadestub ning vesi muutub p e h m e m a k s. Jõgede ja järvede vesi on alati pehme.

Lahustame vees veidi seepi ja lisandame sinna mõnd lubjasoola. Kohe tekivad seebilahuses lahustumatud lubjaseebi räitsakad. Karge vesi ei kõlba pesemiseks, sest lahustumatut lubjaseepi ei saa kõrvaldada. Herned ei kee karges vees pehmeks, sest kaltsium ühineb hernes leiduvate ainetega lahustumatuiks ühendeiks.

Kateldes ja aurumasinais jätab karge vesi seintele lubjakihi, „k a t l a k i v i“, mis takistab soojuse edasiandmist ja võib teinekord põhjustada torude lõhkemist.

**Lubjakivid.** Looduses esineb süsihappekaltsium mitmesuguste lubjakiviliikidena.

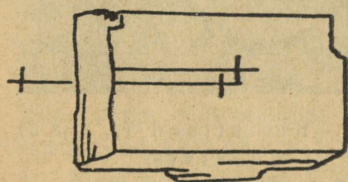
Lubjakivi kristalset kuju nimetatakse kaltsiidiks, mille erikaal on 2,6—2,8, kõvadus 3. Kaltsiidi heksagonaalsesse süsteemi kuuluvad kristallid omavad analoogiliselt kuubiga ehk



Joon. 88. Kaltsiidi kristallid.

heksaedriga kuus tahku, kuid viimastel on rombi kuju. Säärast kristallivormi nimetatakse romboeedriks.

Mõnikord moodustavad kristallid kahekordsed kuetahulised püramiidid ehk nn. skalenooedrid (joon. 76). Kristallid on



Joon. 89. Islandi pao läbi paistab joon kahekordselt.

sageli kaunis suured ja korralikud ning tihti läbipaistvad. Kaltsiidi kristallid ilmutavad kahekordset valguskiirte murdumist. Sel põhjusel paistavad asjad lubjapao läbi vaadatud kahekordselt. Säärast kahekordselt valgust murduvat pagu tuntakse ka islandi pao nime all.

Lubjakivi esineb vahel peeneralase kristalse ehitusega ja teda kutsutakse siis marmoriks, mida on väga mitut värvust. Ka Eestis on mõned lubjakivimid tuntud marmori nime all — Kalana marmor Pajusi vallamaja lähedal, Saaremaa marmor ja Vasalemma marmor.

Põhja-Eesti aluspõhjaks on lubjapaekihid. Ka mujal leidub neid; suured mägede massid, nagu Balkani mäed, osalt Alpid jne., koosnevad lubjakivikihtidest.

Need kihid on tekkinud meres. Siin elutsevad organismid, ainuraksed, korallid, molluskid jt., ehitavad oma kesta ja tugikava lubjast. Nende organismide surres langevad kestad põhja, liituvad ühte ja aegade jooksul moodustuvad neist paksud kihid. Osalt

sadestub lubi mereveest peene mudana. Maakera sisejõudude tegevusel kerkib merepõhi ülespoole, tekivad mandrid mägedega, mis aegade jooksul jällegi vee, õhu ja temperatuuri mõjul purustatakse ja tasandatakse.

Lubjakivis võime sageli leida teda tekitanud organismide lubjastunud kivistisi. Vaadeldes kriidipulbrit mikroskoobi all näeme soodsal juhul, et ta koosneb ainuraksete foraminifeeride (mulguliste) karbikestest.

Lubja sadestumisel kargest veest tekivad mitmesugused teised lubjakivi liigid, nagu kobekivi ehk lubituff, maa-aluseis koopais purikataolised stalaktiidid (laest rippuvad) ja stalakmiidid (põrandal) jt.



Joon. 90. Kivistised (1, 2 ja 3) paekivis.

Koostiselt on kaltsiidi sarnane aragoniit ehk allikakivi, mille kristallid kuuluvad rombilisse süsteemi. Tema kõvadus on 3,5, erikaal 2,8—3, seega kõrgem kui kaltsiidil.

Dolomiit on kaltsiumi ja magneesiumi kaksiksool —  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ . Kristallub samas süsteemis, mis kaltsiitki. Kõvadus 3,5—4. Värvuselt on ta valge, hall või pruunikas.

Lubjakivi on tähtsaim ehituskivi; kivihooned meie kodumaal on ehitatud peamiselt sellest materjalist. Lubjakivist põletatakse veelupja, teda tarvitatakse tsemendi valmistamisel, klaasivabrikuis, raua sulatamisel maakidest jne. Marmorist raiutakse iluasju, mälestussambaid, kujudid jne., mõnikord ehitatakse temast losse ja tähtsamaid hooneid.

Dolomiit on laialt levinud Kesk-Eestis ja Saaremaal. Tuntud Saaremaa ehk Kaarma kivi on savikas dolomiit.

Kloorlubi —  $\text{CaOCl}_2$ . Kustutatud lubja ja kloori ühine-  
misel saadakse kloorlubi ehk pleeklubi. Ta on hall või  
kollakas, niiske, kloori lõhnaga pulber. Valguses ta laguneb, see-  
pärast hoitakse teda pimeduses.

Hapete (sool-, väävel-, äädik- jne. happe)  
mõjul eraldub kloorlubjast kloor, mida tarvita-  
takse taimekiu (lina, puuvill, džuuat jne.), paberi  
jne. valgendamiseks, ka desinfitseerimiseks.

Väävelhappekaltsium, kaltsiumsulfaat —  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  — esineb  
looduses kipsina, mis sisaldab kristallvett.  
Puhtalt on kips värvitu ja läbipaistev, kuid lisan-  
dite tõttu võib ta olla hall, valge, kollakas, roosa.  
Läige on klaasine, lõhmumispinnal pärlnutrine.  
Kristallid kuuluvad monokliinseesse süsteemi. Nad  
on kaunis suured ja arenenud; sageli on nad liitu-  
nud kaksikuiks ja nelikuiks. Tihedat peeneteralist  
kipsi kutsutakse alabastriks, millest tehakse  
mitmesuguseid iluasju. Läbipaistvat kristalset kipsi võib lõhes-  
tada väga õhukesteks lehtedeks, mispuhul teda kutsutakse  
marjaklaasiks.

Kipsi kõvadus on 1,5—2, teda võib küünega kriimustada; ta  
erikaal on 2,2—2,7.

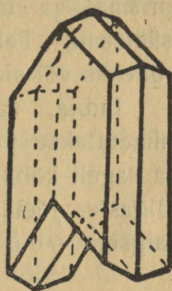
Kuumutamisel 130—160°-ni C kaotab kips umbes  $\frac{3}{4}$  oma  
kristallveest. Säärast kipsi kutsutakse põletatud kipsiks.

Segame põletatud kipsi pulbrit veega ja laseme segu natuke  
aega seista. Ta muutub nüüd kõvaks nagu kivi, ühtlasi pisut pai-  
sudes. Seepärast tarvitatakse kipsi mitmesuguste kujude vala-  
misel, krohvimisel ja vormide valmistamisel.

Kui kuumutada kipsi üle 200° C, siis kaotab ta kogu oma  
kristallvee. Säärane kips ei tardu enam veega segatult ja teda  
nimetatakse seepärast „surnud kipsiks“.

Eestis leitakse kipsi Irboska läheduses.

Kristallveeta kaltsiumsulfaati looduses kutsutakse anhid-  
riidiks. Teda leidub tihedate ja teraliste massidena. Vee mõjul  
muutub ta aegamööda kipsiks. Tema erikaal on 2,8—3, kõvadus  
üle 3, seega suurem kui kipsil.

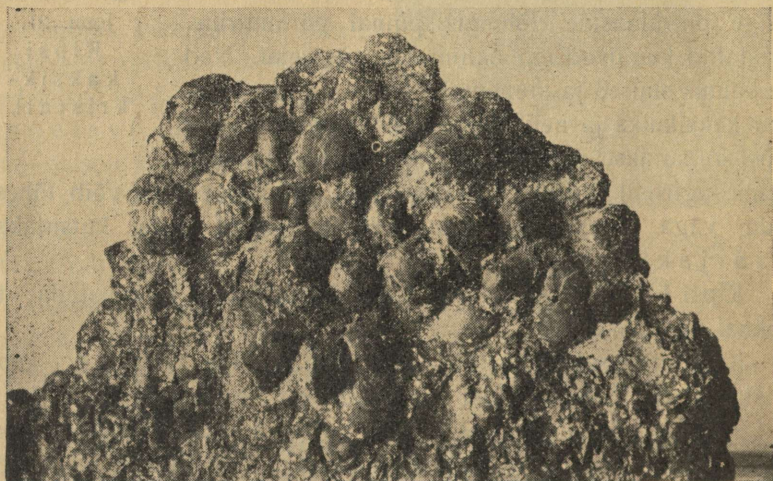


Joon. 91.  
Kipsi  
kaksik-  
kristall.

Kips lahustub vähesel hulgal vees. Põhjavesi sisaldab kipsi neis kohtades, kus ta kipsi sisaldavaist kihtidest läbi voolab.

Fosforhappekaltsiumi, kaltsiumfosfaati —  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  — leidub looduses mineraal apatiidis, mille prisma- ja tahvlitaolised kristallid kuuluvad heksagonaalsesse süsteemi. Tal on klaasi läige ja ta on vesiselge või sagedamini rohekas või sinakas.

Lubja, savi ja liivaga segatud muldset kaltsiumfosfaati nimetatakse fosforiidiks. Ta on kollakas kuni pruunikas ja sageli kobaralise ehitusega. Eestis murtakse teda maast välja Ülgastes Jõelähtme kihelkonnas. Eesti fosforiit on tekkinud käsi-  
jalgsete o b o l u s t e karbiketest.



Joon. 92. Fosforiiditükk; näha oboluste karbikesed.

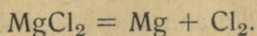
Fosforhappekaltsium on vajalik sool, mida taimed võtavad endasse mullast. Loomaorganism saab fosforhappekaltsiumi taimedelt ja ehitab sellest üles luu. Luutuhk sisaldab umbes 80% seda soola.

Kaltsiumkarbiit —  $\text{CaC}_2$  — on hall aine, mida saadakse lubja ja süte (koksi) sulandamisest elekterahjus. Vee toimel eraldub kaltsiumkarbiidist atsetüleengas.

## 37. Magneesium (*Magnesium — Mg*).

**Leidumine.** Magneesiumi leidub looduses magneesiumsilikaatides (talk, asbest, küünekivi), magneesiidis ( $MgCO_3$ ), dolo-miidis ( $MgCO_3 \cdot CaCO_3$ ), kloormagneesiumis ( $MgCl_2$ ), karnalliidis ( $MgCl_2 \cdot KCl$ ) ja teistes mineraalides. Mereveel on kibe maitse magneesiumisoolade tõttu. Taimede leheroheline ehk klorofüll sisaldab magneesiumi vajalise sisuosana.

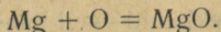
**Saamine ja omadused.** Magneesiumi saadakse sulatatud karnalliidist elektrolüüsi teel:



Magneesium on läikiv, hõbevalge kerge metall, mille erikaal on 1,75. Müügil on ta pulbrina ja lindina. Õhus läheb ta pind tuhniks, sellele tekib õhuke hapendikiht.

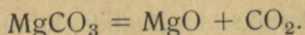
Tähtsaim magneesiumi sulam on elektronmetall, mis koosneb 90% magneesiumist, 10% tsingist ja vähesest alumiiniumi ning mangaani lisandist.

Magneesium põleb heleda leegiga valgeks magneesiumhapendiks (põletatud magneesiumiks). Seejuures vabaneb palju soojust (eksotermiline reaktsioon):

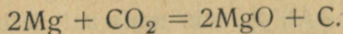


Heleda leegi tõttu tarvitatakse magneesiumi päevapildistamisel ja ilutulestikus.

Suuremal hulgal saadakse põletatud magneesiumi magneesiidi kuumutamisel:

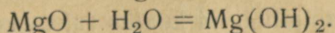


Magneesium põleb ka süsihappegaasis, taandades seejuures süsiniku (lk. 63):



Veeaurus põledes taandab magneesium vesiniku.

**Ühendid.** Põletatud magneesium veega niisutatult värvib punase lakmuspaberi siniseks. Tekkiv magneesiumalus (magneesium-vesihapend) lahustub vees väga vähe:



Magneesiumalus on vähepüsiv, kuumutamisel lagub ta kersti magneesiumhapendiks ja veeks.

Magneesiumisooladest on tähtsaimad kloor-

magneesium —  $MgCl_2$  — ja magneesiumsulfaat (inglise sool) —  $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ . Mõlemaid leitakse lahustunult merevees. Magneesiumsulfaati nimetatakse tema mõru maitse tõttu mõrusoolaks; teda tarvitatakse lahtistava vahendina.

Magneesiumkarbonaati ( $MgCO_3$ ) leidub looduses magnesiidi nime all. Teda tarvitatakse põletatud magneesiumi saamiseks. Kõrge sulamistemperatuuri tõttu valmistatakse viimasest tulekindlaid kive, tiigleid jne.

Kaltsium ja magneesium kuuluvad leelismetallide hulka. Mõlemad on kahevalentsed ja hapenduvad õhus kergesti. Nende hapendid annavad veega alused, mis aga vees nii kergesti ei lahustu kui leelismetallide hapendid. Nende karbonaadid, sulfaadid ja fosfaadid moodustavad tähtsa osa maakoorest. Ehedalt neid metalle looduses ei leidu.

### 38. Alumiinium (*Aluminium — Al*).

**Leidumine ja saamine.** Metallidest leidub looduses alumiiniumi kõige rohkem. Kivimeid moodustavad silikaadid ja nende murenemisest tekkinud savi ning muld sisaldavad alumiiniumi. Vääriskivid korund, rubiin ja safiir on alumiiniumhapendid —  $Al_2O_3$ , mis lisandite tõttu on värvilised.

Alumiiniumi saadakse peamiselt boksiidist ( $Al_2O_3 \cdot 2H_2O$ ), mida kõige esiti leiti Prantsuse linna Beauvais' (loe: boo) läheduses, nüüd aga leitakse ka Itaalias, Lõunaslaavias, Ameerikas, Saksamaal ja Uuralis. Boksiiti muudetakse esmalt alumiiniumhapendiks —  $Al_2O_3$ . Alumiiniumi maagina kasutatakse edasi krüoliiti ( $3NaF \cdot AlF_3$ ), mis mineraali leitakse Gröönimaal.

Puhast alumiiniumi saadakse Heroult' elekterahjus, milles  $Al_2O_3$  segatakse krüoliidiga. Elektrivoolu mõjul soolad laguvad ja alumiinium eraldub katoodi juures.

Alumiiniumi õpiti tundma võrdlemisi hiljuti. 1827. a. sai esimest korda puhast alumiiniumi kuulus saksa keemik Wöhler.

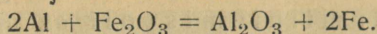
**Omadused.** Alumiinium on hõbevalge kerge (erikaal 2,6) metall, mida võib kergesti taguda ja venitada plekiks ja traadiks. Ta juhib kergesti soojust ja elektrivoolu. Õhus kattub ta õhukese

tiheda hapendikorruga, mis kaitseb sisemist metalli edasise hapendumise eest.

Happeis ja aluseis (ka soodas) lahustub ta kergesti, mis piirab selle metalli tarvitamist.

Kui puhume alumiiniumipulbrit Bunseni põleti leeki, põleb ta heleda leegiga; seejuures vabaneb palju soojust.

Teiste metallide hapenditega segatult võtab alumiinium põledes neilt hapniku ja taandab teised metallid. Nõnda segatakse alumiiniumipulber (1 kaaluosa) raudhapendiga (3 kaaluosa). Kui segu magneesiumilindiga põlema süüdata, siis põleb alumiinium alumiiniumhapendiks ja taandab raua:



Eralduv kuumus on nii suur (2000—3000° C), et raud sulab. Raudhapendi ja alumiiniumipulbri segu kutsutakse *termiidiks*; teda tarvitatakse rauaosade kokkujootmisel. Ka täidetakse termiidiga süütepomme. Termiitpommi kest on tehtud kergest elektronmetallist, mis plahvatamisel sulab ja süttib põlema heleda leegiga. Veega ei saa termiitpommi kustutada, sest siis võib tekkida plahvatus. Parimaks kustutusvahendiks on kuiv liiv.

Alumiinium tõrjub elavhõbeda tema ühendeist välja, eralduv elavhõbe lahustab alumiiniumi. Seepärast tuleb alumiinium-nõusid hoida elavhõbeda ja selle soolade eest.

Alumiiniumist valmistatakse kõögiriistu, telefonitrate, masinate ja autode osi jne. Viimasel ajal tehakse alumiiniumist õhukest alumiiniumpaberit, mis asendab stannioli (tinapaberit).

Vasega sulandatult saadakse alumiiniumist teraskõva happeja alusekindel alumiiniumpronks, magneesiumiga (10—30%) magnaalium ja duralumiinium, mis sisaldab veel vaske ja mangaani ja millest valmistatakse lennukite ning autode keresid.

Alumiiniumi tarvitamine kasvab iga aastaga. Alumiiniumitoodang maailmas oli 1885. a. 13 tonni, 1900. a. 7000 tonni, 1913. a. — 65 000 tonni, 1935. a. — 260 000 tonni. Esikohal toodangu poolest seisavad P.-Ameerika Ühendriigid (40% maailmatoodangust).

**Ühendid.** Alumiiniumhapend —  $Al_2O_3$  — ehk savimuld tekib alumiiniumi põlemisel. Looduses esineb ta mineraal

korundina, mis oma kõvaduse poolest (kõvadus 9) seisab teemandi järel. Korund kristallub heksagonaalsete sambakestena. Teda leidub ka peeneteralisena. Ta on värvitu või värviline klaasi läikega mineraal. Ta erikaal on 4. Kui ta on läbipaistev ja sinine, siis kutsutakse teda safiiriks, kui punane — rubiiniks. Mõlemad on väärisivid. Smirgel on raudhapendiga segatud teraline korund, teda tarvitatakse kivide lihvimiseks.

Korundi ja tema teisendeid rubiini ja safiiri on korda läinud valmistada kunstlikult paukgaasi leegis savimullast, millele on lisandatud värvimiseks metallhapendit. Sääraseid kunstlikke kalliskive valmistatakse kuni 50 karaadi (umbes 10 g) suuruses.

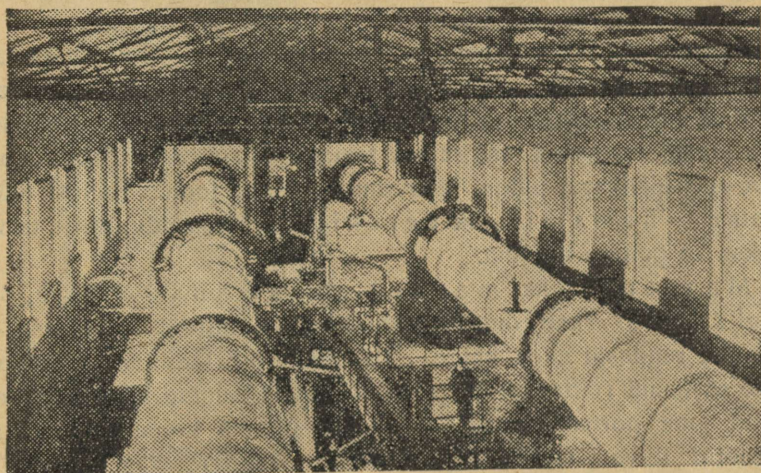
Tähtsamaid alumiiniumisooli on maarjas, mis on kas alumiinium- ja kaaliumsulfaat — kaalium maarjas —  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$  — või alumiinium- ja ammooniumsulfaat — ammoon maarjas —  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$  — või teiste sulfaatide ühend alumiiniumsulfaadiga. Need soolad sisaldavad palju kristallvett. Katseklaasis kuumutamisel lahustub maarjas oma kristallvees. Maarjas lahustub raskesti külmas vees, kergesti keevas vees. Kui paneme küllastatud maarjalahuse seisma, siis eralduvad suured ilusad kristallid oktaeedritena. Kui säärast kristalli hoida niidi otsas uues kuumas maarjaga küllastatud lahuses, laskuvad lahuse jahtudes uued maarjaosad kristallile ja viimane kasvab ikka suuremaks.

Maarjat tarvitatakse riide värvimisel peitsiks (värvi kinnitamiseks), ragnaha parkimiseks (valgepark) ja arstimiks. Habemeajajad tarvitavad teda veresulgemisel „kivina“.

Alumiiniumsilikaadid on looduses väga levinud. Siia kuuluvad meile tuntud põldpaod ja neist tekkinud savi, vilkkivi, granaadid, topaas jt.

Ultramariin ehk sine on alumiinium- ja naatriumkaksiksilikaat, mis on seotud väävelnaatriumiga. Varemini saadi teda sinisest lasuurkivist, nüüd aga valmistatakse teda kunstlikult kaoliini, sooda, söe ja väävli segu kuumutamisel. Ultramariini tarvitatakse seinapaberi värvimiseks ja suhkru, pesu, paberi jne. sinetamiseks, et kaotada nende kollast värvust. Hapetele ei pane ta vastu, nende toimel eritub väävelvesinik ning värvus kaob. Peale sinise on olemas rohelist, punast, valget jne. ultramariini.

**Tsement.** Tsemendi tooraine on lubjakivi ja savi<sup>1</sup>. Mõlemad ained jahvatatakse peeneks ning segatakse teineteisega ja veega nn. „lobriks“. Pikkades pöörlevais toruahjudes põletatakse „lobri“ kõvaks klinkriks. Kunda tsemendivabrikus toimub põletamine põlevkivipulbri abil, mida puhutakse toruahju; kõrgemal seisvast otsast juhitakse poolvedel mass ahju. Klinker jahvatatakse peeneks pulbriks, p o r t l a n d - t s e m e n d i k s. Veega segatult tardub tsement mõne aja pärast kõvaks kehaks. Harilikult segatakse teda sõmerja liivaga, kruusaga või kivipuruga. Säärast segu kutsutakse b e t o o n i k s.



Joon. 93. Toruahi Kunda tsemendivabrikus.

Tsementi ja betooni tarvitatakse sidematerjalina müüride ehitamisel ja kunstlike ehituskivide, torude, katusekivide jne. valmistamiseks. Et suurendada ehitise tugevust, paigutatakse betoonseintesse, -lagedesse jne. raudtalad (r a u d b e t o o n).

Loodusliku lubjarikka savi põletamisel saadakse r o m a n i t s e m e n t.

Eestis valmistatakse tsementi Kundas.

<sup>1</sup> Savi on mittepuhas sau.

## Rasked metallid.

### 39. Raud (*Ferrum* — *Fe*).

**Leidumine.** Alumiiniumi järel on raud levinumaid metalle. Ehedalt leidub teda harva meteoriitides ja Gröönimaal basaldis. Enamasti leidub rauda looduses maakiidena: hapendina, sulfiidina, silikaadina ja karbonaadina. Loomade kehas leidub teda samuti; verepuna ehk hemoglobiini tähtis sisuosa on raud. Taime klorofüllil tekkimiseks läheb tarvis samuti rauda. Mitmesuguseil põhjusil oletatakse, et maakera sisemus koosneb metallidest ja nimelt peamiselt rauast (90%) ja niklist (9%).

**Rauamaagid.** Rauaühendeist nimetame kõige enne hematitiit ehk punast rauamaaki —  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  (kuni 70% Fe), mis oma mitmesuguse ehituse järgi kannab erinevaid nimetusi. Selle maagi tunnuseks on, et kui temaga tõmmata mööda vaapamata portselankausi põhja, jääb sinna punane joon. Sellest tuleb ka nimi — hematitiit ehk verekiivi. Hematiidipulbrit tarvatakse ka punase värvina.

Magnetiit ehk magnet-rauamaak —  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  — (kuni 72% Fe) saab oma nimetuse magnetilisest omadusest — tõmmata raudasju enda külge. Ta kristallid kuuluvad regulaarsesse süsteemi (oktaeedrid) ja on värvuselt mustad. Temaga tõmmatud joon portselankausil on must. Mõnes kohas moodustab magnetiit terved mäed, nagu Uuralis, Skandinaavias (Kiruna ja Gällivara).

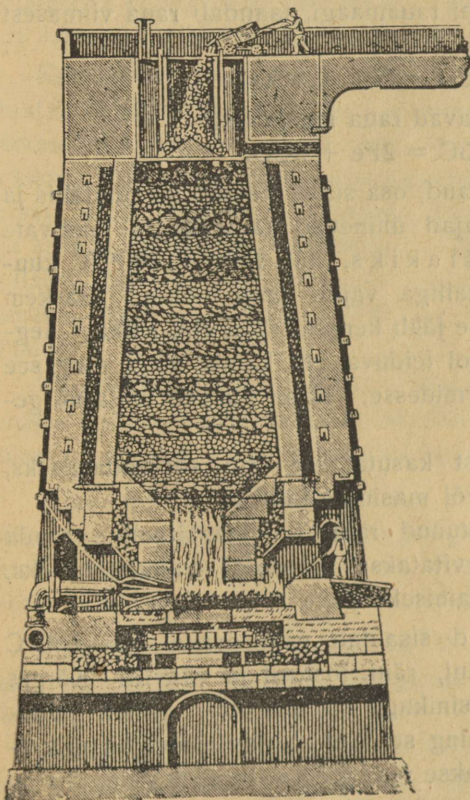
Limoniit ehk pruunrauamaak —  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{vesi}$  — (kuni 60% Fe) omab kollast või pruuni värvust ja annab pruuni joone. Sageli sisaldab liiva või savi.

Soisel maal on ta tublisti savjga segunenud ja teda kutsutakse soorauamaagiks. Siia kuulub ka kollane rauaoker, mida tarvitatakse värviks. Limoniit ei kristallu. Kõik teised rauamaagid võivad muutuda vee mõjul limoniidiks.

Eestis leitakse ookrit suuremal hulgal Petserimaal Laura juures.

Sideriit ehk rauapagu —  $\text{FeCO}_3$  — (30—50% Fe) leidub määratute massidena; ta kristallub romboeedrites.

Püriiti ehk leeprikivi —  $\text{FeS}_2$  — leidub looduses sageli (ka Põhja-Eesti rannikul) kobara-, neeru- ja kerataolises kujus. Värvuselt on ta hallkollane, temaga tõmmatud joon rohekasmust. Kristallid on hästi arenenud ja kaunis suured; nad kuuluvad regulaarsesse süsteemi (heksaedrid, oktaedrid jne.). Rauda püriidist ei saada, küll aga tarvitatakse püriiti väävelhappe, rauavetrioli ja maarja valmistamiseks.



Joon. 94. Kõrgahju pikilõik.

Markasiit on niisamasuguse koostisega nagu püriit —  $\text{FeS}_2$ , kuid erineb viimasest füüsikalistelt omadustelt. Ta on värvuselt hallikas ja kristallub rombilises süsteemis; joon on rohekashall.

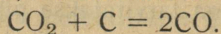
**Rauda metallurgia.** Metallide saamist maakidest nimetatakse metallurgiaks. Rauda eraldamine maakidest toimub järgmiselt: rauamaagi tükid purustatakse ja põletatakse, et eemaldada vett ning süsihappegaasi ja teha neid kobedamaks. Siis segatakse põletatud maagid sulatajatega (lubjapagu, liiv jne.), mis kõrges kuumuses võivad ühineda maaki jäänud lisanditega, nagu räni, fosfor, väävel jne.

Rauda sulatamine maakidest toimub kõrgahjudes. Viimased on umbes 20—35 m kõrged ning ehitatud tulekindlast materjalist. Ültal puistatakse kõrgahju sütt (enamasti koksi) vaheldumisi rauamaagiga niikaua, kuni ahi on täis. Söed süüda-

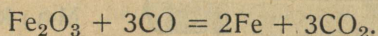
takse alt põlema ja puhutakse masinate abil vahet pidamata presitud õhku juurde, et põlemine ei lakkaks.

Reaktsioonid, mis siin toimuvad, on järgmised:

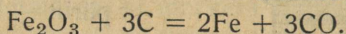
Põlev süsi tekitab süsihappegaasi —  $\text{CO}_2$ , mis, tungides läbi hõõguvate süte ülespoole, muutub süsinikhapendiks:



Süsinikhapend, tungides läbi rauamaagi, taandab raua viimasest ja muutub  $\text{CO}_2$ -ks:



Ka hõõguvad söed taandavad raua maakidest:



Kõrges kuumuses sulab raud, osa sütt lahustub sulametallis ja annab rauaga malmi; sulatajad ühinevad rauamaagis leiduvate lisanditega räbuks ehk šlakiks, mis  $1400\text{—}1800^\circ\text{C}$  kuumuses sulab ja ühes sulametalliga vajub ahju põhja. Raskem malm koguneb alla, selle peale jääb kergem räbu ehk šlakk. Aegajalt lastakse sulamalm allpool leiduva ava kaudu välja ning see voolab savirennide kaudu vormidesse. Räbu pääseb välja kõrge-  
mal asetseva ava kaudu.

Põlevaid gaase kõrgahjust kasutatakse õhu soojendamiseks, mida pumbatakse kõrgahju, või masinate kütteks.

Ahjust väljalastud ja jahtunud räbu on klaasitaoline rauda sisaldav silikaat. Teda tarvitatakse tsemendi valmistamiseks, ehituskivideks, tänavate sillutamiseks jne.

Malm ehk toorraud sisaldab peale raua 2,3—5% C ning mõnikord veel mangaani, räni, fosforit ja väevlit. Kõrges temperatuuris ühineb raud süsinikuga (tsementiit). Järsul jahtumisel jääb ühendus püsima ning sel teel saadav malm on murrupinnalt valge ja teda nimetatakse valgeks malmiks. Ta on väga habras ja töödeldakse seepärast taotavaks rauaks.

Kui malm pikkamööda jahtub, lagub tekkinud karbiit ning süsi eraldub grafiidina rauaosade vahele. Säärast murrult halli malmi nimetatakse halliks malmiks.

Malm sulab kergemini kui raud ja teras ( $1100\text{—}1200^\circ\text{C}$  temperatuuris), teda võib hästi valada. Hallist malmist valatakse kõiksugu malmasju (ahjud, torud, masinaosad jne.).

Teras. Eemaldades malmist süsiniku ja muud lisandid saame raua ja terase.

Terases leidub süsinikku 0,5—2,3%, rauas alla 0,5%.

Teras sulab kergemini kui raud (1200—1400° C temperatuuris) ja on väga kõva. Teras kõvadust võib veel tõsta karastamisega. Selleks lastakse kuum teras äkitselt jahtuda, paigutades ta külma vette või õlisse. Säärane karastatud teras on eriti kõva, kuid ühtlasi habras ja murduv.

Karastatud terast võib „järelelasta“ ja pehmemaks muuta. Selleks kuumutatakse teda uuesti 220—320°-ni ja lastakse pikkamööda jahtuda. Selle järgi, kui kuumaks teras teist korda aetakse, võib saada teda mitmesuguses kõvaduses. Kuumutatava terase pinna järgi võib otsustada, kui suur on tema temperatuur (ja sellega ühtlasi tema kõvadus): 220° — kollakas, 230° — õlgkollane, 255° — helepruun, 265° — pruunpunane, 275° — kirsspunane, 285° — helesinine, 295° — rukkilillsinine, 315° — tumesinine).

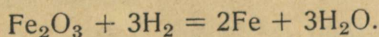
Terasesorte on väga palju. Süsiniku hulk ja muud lisandid terases annavad talle erilised omadused. Teras, kroomi ja nikli sulam on tuntud roostevaba terasena.

Taotav raud. Rauas on süsiniku % alla 0,5. Mida vähem on temas süsinikku, seda kõrgem on tema sulamistemperatuur (1400—1600°). Raud on vähem kõva kui teras; ta on taotav ja venitav. Temast võib saada plekki, traati, rööpaid jne.

Kahjulikud lisandid rauas on fosfor ja väävel; fosfor teeb raua murduvaks harilikus temperatuuris, väävel kuumendatud olekus.

Harilik, igapäevases elus tarvitav raud ei ole kunagi täitsa puhas, vaid sisaldab suuremal või väiksemal määral mitmesuguseid lisandeid, nagu süsinikku, räni, mangaani jne.

Keemiliselt puhast rauda taandatakse raudhappendist vesinikuga:



Sel teel saadud raud on must pulber, mis õhus iseenesest põlema süttib.

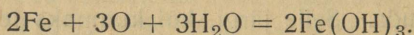
Puhta raua erikaal on 7,8. Magneti läheduses saab raud mag-

netilised omadused ja võib tõmmata enda külge raudasju. Magneti kõrvaldamisega kaovad magnetilised omadused.

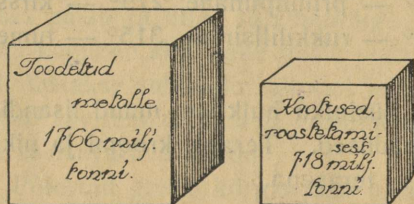
Terases jääb magnetism püsima.

Kuivas õhus rauapind ei muutu. Kuumutamisel tekib raua pinnal must tagi —  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , mis kaitseb rauda roostetamise eest.

Niiskes õhus tekib rauapinnale kollane raudhüdriid  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  kiht, mida nimetatakse roosteks. Roostetamine ei piirdu ainult pealmise kihiga, vaid tungib sügavamale ja sööb pikema aja jooksul kogu metalli läbi. Roostetamise reaktsioon on järgmine:



Roostetamise vastu kaetakse rauapind õlivärviga, vaabaga, asfaldiga, tsingiga, tinaga, kroomiga, nikliga jne. Lääkivat rauapinda kaitstakse õlitamisega.



Joon. 95. Diagramm, mis näitab metallide kadu maailmas ajavahemikus 1890—1923 roostetamise tagajärjel.

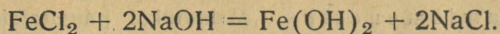
Mõnikord tekitatakse rauapinnale kunstlikult tihedat  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  kihti, mis takistab raua sügavat roostetamist. Säärasel bruneeritud raual on ilus välimus.

Roostetamise tagajärjel läheb igal aastal määratu hulk metalli inimese käest kaduma. Sel põhjusel uuritakse kultuurmais üksikasjaliselt roostetamisnähtust ja selle tingimusi, samuti püütakse leiutada otstarbekohaseid vahendeid rooste vastu võitlemiseks.

**Rauaühendid.** Raud esineb ühendes kahel kujul: kahevalentse raua ühendeid nimetatakse raud- ehk ferroühendeks, kolmevalentse raua ühendeid raud- ehk ferriühendeks.

Hapendeid on seega kaks:  $\text{FeO}$  — raudhapend — ja  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  — raudhapend.  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  peetakse  $\text{FeO}$  ja  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  ühendiks.  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  tarvitatakse värviks muumia ja inglispunase nime all.

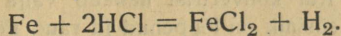
Rauashapendile vastav alus tekib kloorisrauast sööbenaatriumi mõjul:



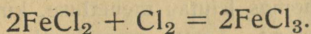
Rauashüdroksüüd  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  on algul valge, siis muutub roheliseks ja lõpuks pruuniks  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

Klooriga annab raud kaks ühendit: kloorisraua, ka rauaskloriidi —  $\text{FeCl}_2$ , ja kloorraua ehk raudkloriidi —  $\text{FeCl}_3$ .

Kloorisrauda saadakse rauast, kui talle valatakse soolhapet, et kogu raud ei lahustuks. Vaba raua juuresolek takistab kloorisraua hapendumist õhu hapniku toimel. Ta esineb rohelise soolana:



Kloorraud ( $\text{FeCl}_3$ ) saadakse  $\text{FeCl}_2$ -st, kui seda mõjutada kloorveega:

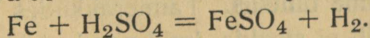


Kloorraud  $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  on kollane kristalne sool, mida tarvatakse riidevärvimisel, reovete puhastamiseks jne. Verevoolu sulgemiseks ninast immutatatakse puhastatud puuvill kloorraualahuse ja piirituse seguga. Saadud „rauavatt“ pannakse verejooksu puhul ninasse.

$\text{FeCl}_2$  muutumist  $\text{FeCl}_3$ -ks nimetatakse keemias ka hapendumiseks, sest siin raua valentsus tõuseb, kuigi ta siin hapnikuga ei ühine.

Vastupidi, kui kloorraud muutub kloorisrauaks ja seega raua valentsus langeb, on tegemist taandumisega.

Rauasulfaati saadakse rauast ja väävelhappest:



Lahusest kristallunud rohekashalli soola — rauavitrioli — valem on  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Kui teda kuumutada, siis muutub ta valgeks, sest kristallvesi aurab ära. Niisamasugune murenemine toimub ka õhu käes seistes.

Rauavitrioli tarvitatakse värvimisel, tindi valmistamisel, foto graafias ilmutajaks jne.

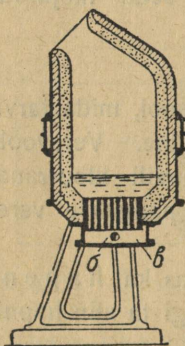
Lahustame vees veidi parkhapet või tanniini ja valame sinna rauavitrioli lahust juurde. Kohe tekib must sade (tint).

**Malmi töötlemine teraseks ja rauaks.** Malmist saadakse rauda mitmel viisil: pudeldamis-, Bessemeri, Thomase ja Siemens-Martini menetlusega.

**Pudeldamismenetlus.** Malmitükid paigutatakse sellekohase ahju põrandale ja juhitakse nende pealt leek läbi. Vedelat malmi segatakse raudroopidega; nüüd põleb süsinik malmist süsihappegaasiks. Et raua sulamistemperatuur on kõrgem kui malmil, siis muutub süsiniku vähenedes sulametall ikka paksemaks. Segu sitkuse järgi otsustatakse, kas malm on muutunud teraseks või rauaks.

Hangunud raud raiutakse tükkideks; auruvasarate abil taotakse metall tihedamaks, kuna räbu eraldub.

**Bessemeri menetlusel** valatakse sulamalm määratu suurde pirnitaolisse nõusse (Bessemeri pirni ehk konvertrisse). Pirni põhi on auklik, aukude kaudu puhutakse õhku läbi vedela malmi, milles nüüd lisandid ära põlevad. Kui konvertrist hakkab välja tulema pruuni gaasi, siis see on märgiks, et süsinik on lõppenud ja raud põleb.



Joon. 96. Bessemeri pirn.

**Thomase menetlus.** Raud, mis sisaldab fosforit, on rabe ning tarvitamiseks kõlbmatu. Inglise Thomas leiutas menetluse, kuidas kõrvaldada malmist fosforit. Tema menetlusel vooderdatakse konverter seestpoolt kaltsium- ja magneesiumhapendiga. Malmi sulatamisel ühinevad need ained fosforiga räbuks, mida on metallist kerge eraldada.

Räbu jahvatatakse peeneks ja ta läheb müügile toomasaia nime all kunstväetisainena.

Pirnist valatakse sulametall vormidesse, kus ta jahtub.

**Siemens-Martini menetlusel** sulatatakse malm vanarauaga või raudhapendiga. Süsinik, ühinedes rauarooste või hapendi hapnikuga, põleb ära, nii et tekib soovitatavate omadustega teras või raud.

**Raua bioloogiline tähtsus.** Taimerakkudes leiduvad klorofülliterakesed rauda küll ei sisalda, kuid nende tekkimine on tingitud rauast. Kui eemaldame kunstlikult rauasoolad mullast või lahusest, milles taim kasvab, siis taim ei lähe roheliseks ega saa valmistada orgaanilisi aineid. Paarist tilgast raudkloriidist jätkub, et taim rohelistuks. Mullas leiab taim küllaldaselt rauda, nii et ta kunagi ei kannata selle puudust.

Roheliste taimede näol saab looma organism rauasooli. Looma kehas sisaldab veri, eriti verepuna ehk hemoglobiin, kõige rohkem rauda.

Vanal ajal anti rauale sõjajumala Marsi nimi ja märgiti teda tema märgiga  $\delta$ . Aegade jooksul on raud ikka enam rakendatud rahuliku töö ülesannetesse. Raud on inimkonna kultuuri tähtsaim vahend. Praegusel ajal ei sobi enam rauda märkida sõja ja surma sümboliga: temast on saanud rahuliku töö väärtuslikem aine.

## 40. Kroom ja mangaan.

Metallitööstuses on suur tähtsus kroomil ja mangaanil.

Neist on kroom terashall, hõbedaläikeline, väga kõva ja habras metall, kõrge sulamistemperatuuriga, ei hapendu kergesti õhus ega vees. Teda tarvitatakse terasetööstuses kroomterase saamiseks, mis on kõvem ja sitkem kui harilik teras; ka kroomitatakse temaga terasning raudasju roostetamise vastu.

Kroomiühendeist nimetame kroomaarijateid —  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  .  $\cdot \text{K}_2\text{Cr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ , mida tarvitatakse riidevärvimisel ja nahaparkimisel („kroompark“). Kaheliskroomhappekaalium —  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  — on tugev hapendaja. Kroomiühendeid kasutatakse maalrivärvideks, mis on kõik eriti vastupidavad õhule ja tulele ega ole mürgised, kui nad ei sisalda pliidi (kroomroheline, „kollane ultramariin“, kroompruun, kroom-sinine jt).

Mangaan on hallikas-valge rabe metall, mis meenutab malmi. Teda kasutatakse peamiselt sulameina. Neist nimetame mangaanterasid, suure tugevusega mangaanpronksi [vase ja mangaani (kuni 12%) segu], väga püsivat ja suure elektritakistusega mangaanniklit jt.

Mangaaniühendeist märgime mangaanülilhapendit —  $\text{MnO}_2$  — ja kaaliumpermanganaati —  $\text{KMnO}_4$ , mis on väga energiline hapendaja ja desinfitseerimisvahend.

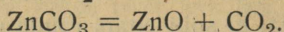
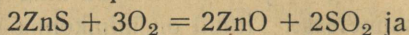
Hõõrume  $\text{KMnO}_4$  uhmris peeneks ja paigutame teda veidi portselan-kausikesse. Teeme nüüd selle soola sisse augukese ja tilgutame sinna glütseriini. Mõne aja pärast tekib glütseriini energilise hapendumise tõttu plahvatus.

## 41. Tsink (*Zincum* — Zn).

**Leidumine.** Tähtsaim tsingimaak on tsingiläik ehk sfaleriit —  $\text{ZnS}$ , mille kristallid kuuluvad regulaarsesse süsteemi. Värvuselt on ta lisandite tõttu muutlik — klaasisarnane vaikpruun kuni must. Väiksema tähtsusega on galmei ehk tsingipagu —  $\text{ZnCO}_3$ .

Ehedalt tsinki looduses ei leidu.

**Saamine ja omadused.** Tsingimaagid muudetakse kuumutamisega õhus *t s i n k h a p e n d i k s*:



ZnO ja süte kuumutamisel retordis õhu juurdepääsuta taandub tsink, mis kõrges temperatuuris muutub auruks. Aur juhatakse läbi sulatsingi, kus ta muutub vedelaks metalliks.

Tsink on valge läikiv kristalse ehitusega metall. Tsingipulga koolutamisel võib kuulda riginat, mis tekib kristallide vastastikusest hõõrdumisest. Tsingi erikaal on 7. Harilikus temperatuuril on tsink habras, nii et teda võib pulbriks tõugata. 100—150° temperatuuril on ta taotav ja venitav, temast võib siis saada plekki ja traati. Üle 200° temperatuuril muutub ta uuesti pudedaks. Sulab 420° temperatuuril.

Kuivas õhus tsingi pind ei muutu, kuid niiskes õhus kattub see süsihappetsingi —  $\text{ZnCO}_3$  — kihiga, mis kaitseb metalli sügavama hapendumise eest.

Tsink lahustub kergesti lahjades hapetes, tõrjudes välja vesiniku. Sel põhjusel tarvitatakse tsinki ja hapet vesiniku saamiseks.

Ka lahustub tsink kuumas sööbenaatriumi ja sööbekaaliumi lahuses.

Tsingi valentsus on 2.

Tsingist saadakse plekki, millest tehakse nõusid (panged, vannid jne.), veetorusid, klišeid jne. Tsingiga kaetakse raudplekki, et kaitsta viimast rooste eest. Vasega sulandamisel saadakse tsingist kullakarvaline tombak (tsinki alla 18%) ja kollane vask (tsinki 20—34%).

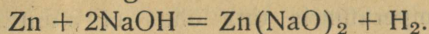
**Tsingiühendid.** Kui tsinki õhus kuumutada, põleb ta roheka leegiga valgeks pulbriks *t s i n k h a p e n d i k s* — ZnO.

Tsinkhapendit saadakse ka  $\text{ZnCO}_3$  kui ka ZnS põletamisel.

Tsinkhapend, teisiti *t s i n k v a l g e*, on hea valge õlivärv. Väliseks värviks ta hästi ei kõlba, sest ta muutub niiskes õhus aegamööda  $\text{ZnCO}_3$ -ks, mis maha pudeneb.

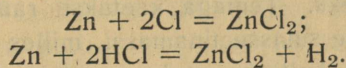
Tsingi lahustamisel väävelhappes saadakse *v ä ä v e l h a p p e t s i n k*, tsinkvitriol —  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , mida tarvitatakse riidetrükkimisel, arstimina (silmatilkadena) ja puu immutamiseks mädanemise vastu.

Tsink annab soolikaalustega, kusjuures vesinik vabaneb, näit. sööbenaatriumiga:



Sellest järeldame, et tsingil on osalt metalli, osalt metalloidi omadused.

Kloori ja tsingi ühinemisel kui ka tsingi lahustamisel soolhappes saadakse kloortsink:



Kloortsingi vesilahusel on hapu reaktsioon, sest aluseselt nõrk metall on ühinenud aktiivse happese klooriga.

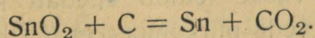
Kloortsinki tarvitatakse puu immutamiseks mädanemise ja seenetuse vastu ja ka metallide jootmisel, sest ta lahustab kuumutamisel metalli pinnal leiduva hapendi. Puhas metall ühineb kergesti jootmetalliga.

Kui segada kloortsingi lahust tsinkvalgega, siis saadakse mass, mis aegamööda kõveneb; seda tarvitatakse seepärast kitina (hambatsemendina).

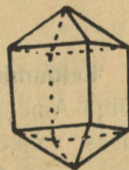
## 42. Tina (*Stannum* — *Sn*).

**Leidumine ja saamine.** Tina leidub looduses tinakivi ehk kassiteriidi —  $\text{SnO}_2$  — kujul, mis peale tina sisaldab sageli veel rauda, arseenikut ja väävlit. Tinakivi on pruuni värvust, klaasise või rasvase läikega.

Tina saadakse tinakivist, kuumutades viimast sütega:



**Omadused.** Tina on hõbedase läikega, kristalse ehitusega metall. Painutades tinapulka võib kuulda rignat. Tina erikaal on 7,3. Sulab  $232^\circ$  temperatuuril. Harilikus temperatuuris on ta venitav; teda võib ümber töötada väga õhukeseks tinapaberiks ehk stanniolikaks.  $200^\circ$  temperatuuril ta on nii pude, et teda võib muuta pulbriks. Madalas temperatuuris (alla  $-20^\circ$ ) laguneb



Joon. 97.  
Tinakivi  
kristall.

ta halliks pulbriks, mille erikaal on 5,8. Säärast muundumist nimetatakse **t i n a k a t k u k s**.

Harilikus temperatuuris tina õhus ei muutu; sulas olekus hapendub ta õhus aegamööda  $\text{SnO}_2$ -ks.

Kange soolhape ja väävelhape lahustavad tina; lahjadele hapetele paneb ta vastu.

Tina tarvitatakse mitmesuguste sulamite valmistamiseks (näit. pronks) ja jootmiseks. Temaga kaetakse raud- ja vasknõusid. Raudplekk kastetakse sulasse tinamassi, milles ta kattub õhukese tinakihi. Viimane kaitseb raua roostetamise eest (**v a l g e p l e k k**).

Stannioli tarvitatakse toiduainete (tee, juust, šokolaad jne.) pakkimiseks. Keedunõude tinutamiseks tarvitatakse tina ei tohi sisaldada mürgist pliidi. Kui puhta sõrmega tõmmata üle tinutatud pinna ning sõrm määrdub **m u s t a k s**, siis on see asjaolu tõenduseks, et tina sisaldab pliidi.

Tina oli tuntud juba vanal ajal. Föniiklased said teda Inglismaalt (Cornwallist), mis leiukoht oli tol ajal ainus. Sellepärast antigi sellele metallile nimi **i n g l i s t i n a**.

**Ühendid.** Tina võib olla nelja- ja kahevalentne. Kahevalentse tina ühendeid kutsutakse **t i n a s -** ehk **s t a n n o ü h e n d e i k s**, neljavalentse tina ühendeid **t i n a -** ehk **s t a n n i ü h e n d e i k s**.

Tina nagu tsinkki annab hapetega ja alustega sooli, omades seega metalli kui ka metalloidi omadusi.

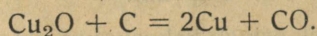
### 43. Vask (*Cuprum — Cu*).

**Leidumine ja saamine.** Vaske leidub ehedalt kõige rohkem Põhja-Ameerikas suurte järvede piirkonnas, eriti Ülemjärve läheduses, vaske sisaldavais kivimeis teradena ja isegi suurte massidena (kuni 500 tuh. kg). Ka leidub teda kristallunult korrapäraste heksaeedritena ja oktaeedritena. Ühes vasemaakidega leitakse ka mujal vaske ehedalt, sest ta taandub võrdlemisi kergesti ühendeist.

Vasemaagid on järgmised: punane kuni tumepruun **k u p r i i t** —  $\text{Cu}_2\text{O}$ ; vaseseläik ehk kalkosiin —  $\text{Cu}_2\text{S}$ ; kuld kollane **k a l k o p ü r i i t** —  $\text{CuFeS}_2$ , mis erineb  $\text{FeS}_2$ -st seega, et ta omab

pinnal sinilillasid laike, ja roheline malahhiit —  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$ .

Puhast vaske saadakse punasest vasemaagist, kuumutades teda sütega segatult:



Teised ühendid põletatakse enne hapenditeks ja neist taandatakse vask süte abil.

Säärast vase taandumist võib näidata ka katseklaasis. Selleks segame musta  $\text{CuO}$  pulbrit ühe kümnendiku osa puusöepulbriga ja kuumutame katseklaasis. Tekib süsihappegaas, ja vask eraldub.

Kõige puhtamat vaske saadakse elektrolüütilisel teel. Taandumisest saadud toores vask on vasevitrioli vannis anoodiks; katoodiks on puhas vaskplekk, millele ta puhtalt sadestub.

**Omadused.** Vask on punane, läikiv, väga taotav ja venitav metall. Erikaal 8,9, sulab  $1080^\circ$  temperatuuril. Teda võib kergesti taguda ja valtsida, muuta õhukeseks plekiks ja venitada peenikeseks traadiks.

Õhus kuumutamisel kattub ta musta  $\text{CuO}$  korraga. Kuivas õhus harilikus soojuses ta ei muutu; niiskes õhus tekib pinnale alusene süsihappevask —  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$ , nõndanimetatud paatina. Paatinat leidub vanadel vaskkujudel ja -katustel; uued pronkskujud kaetakse paatinaga kunstlikult. Happeis vask lahustub, tekitades mürgiseid sooli. Sel põhjusel kaetakse vasknõud seestpoolt tinaga või nikliga. Vask on väga hea soojuse- ja elektrijuht. Seepärast tehakse vasest elektrijuhtmeid, katlaid, köögiriistu jne.

Arvurikkad sulamid sisaldavad vaske, näit.: kollane vask ehk messing (1 osa Zn ja 2 osa Cu); uushõbe ehk alpaka: 2 osa Cu, 1 osa Ni ja 1 osa Zn. Pronksid on vase ja tina sulamid mitmesuguses vahekorras. Fosforpronks sisaldab peale Cu ja Sn veel fosforit; suure kõvaduse tõttu valmistatakse temast võllilaagreid. Alumiiniumpronks sisaldab alumiiniumi, jne.

Pronks oli esimesi metallide sulameid, mida inimene tundma õppis. Temast valmistati kõiksugu tarbeasju, sõja- ja tööriistu, nõusid, kujudid jne. Inimkonna kultuuriloos järgneb kiviajale

pronksiaeg. Raua avastamisega asendati pronks rauaga: pronksiajale järgnes raua aeg.

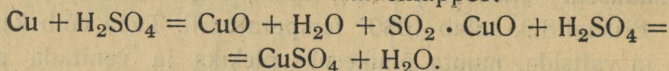
Küprose (Cyprium) saare järgi, kus vaske vanasti toodeti, anti talle ladinakeelne nimi *Cuprum*.

**Vaseühendid.** Vask esineb kahe- ja kolmevalentsusega: vases- ehk kuprouhendes on vask ühevalentne, vask- ehk kupriühendes kahevalentne element.

Hapnikuga annab vask kaks hapendit:

Vaseshapend —  $\text{Cu}_2\text{O}$  — on pruun aine, mida leidub looduses punase vasemaagina; vaskhapend —  $\text{CuO}$  — on must pulber, mis tekib vase kuumutamisel õhu käes.

Vävelhappevask, vasksulfaat (vasevitriol) ehk silmakivi —  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  — on tähtsaim vasesool. Ta tekib vase lahustamisel kuumas vävelhappes:



Nagu reaktsioonist näha, eraldub siin kõrvalainena vävelisgaas —  $\text{SO}_2$ .

Vasevitriol lahustub kergesti kuumas vees. Kuumast küllastatud lahusest kristallub ta suurte siniste kristallidena, mis kuuluvad trikliinsesse süsteemi (kõik kolm telge on üksteisega kaldu). Valides välja suurima kristalli ja paigutades ta niidi otsas uude küllastatud lahusesse, võime kristalli suuremaks kasvatada.

Kuumutamisel  $250^\circ$ -ni kaotab silmakivi täiesti kristallvee ja muutub valgeks. Veega kokku puutudes muutub ta uuesti siniseks.

Vasevitrioli tarvitatakse metallide vasetamiseks; tema ja kustutatud lubja vesilahusega (bordoo vedelik) pritsitakse viljapuid, et hävitada kahjureid, temaga immutatakse puid mädanemise vastu jne.

Kõik vasesoolad on mürgised.

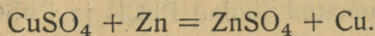
Paigutame vasevitrioli lahusesse rauapuru ja loksutame segu hästi. Sinine lahus muutub rohekaks, tekib rauavitriol ning lahuse põhja sadestub punane Cu.



Joon. 98.  
Sinise sil-  
makivi  
kristall.

Teeme sama katse tsingiga. Ka tsink tõrjub vase välja, tekitades  $ZnSO_4$  ja Cu.

Reaktsioon on järgmine:



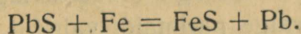
Üldse võivad metallid üksteist soolade lahustest välja tõrjuda. Alljärgnevas reas on metallid nii asetatud, et eelmine tõrjub välja kõik järgmised: K, Na, Ca, Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

Nagu sellest nimestikust näha, seisab plii (Pb) järel vesinik (H), kuigi see ei kuulu metallide hulka. Metallid, mis asetsevad vesinikust eespool, tõrjuvad teda välja hapetest. Vesiniku järel asetsevad metallid ei tõrju teda välja, vaid vesinik võib need metallid välja tõrjuda nende soolade lahustest. Nii eraldub vask vasesooladest vesiniku toimel soojendamisel rõhu all, hõbe ja kuld aga harilikes tingimustes.

#### 44. Plii (seatina) (*Plumbum — Pb*).

**Leidumine.** Looduses leidub pliid ehk seatina harva ehedalt. Maakidest on tähtsaim galeniit ehk pliiläik —  $PbS$ , mida leitakse Saksamaal, NSVL-s (Kazahstanis), Inglismaal, Rootsis, Hispaanias, USA-s jne. Ka Eestis leitakse teda vähesel hulgal Viljandimaal Adavere lademes. Pliiläiku saadavad alati hõbeda- ja tsingiühendid. Ta on hallikas metalli läikega mineraal; tema kristallid kuuluvad regulaarsesse süsteemi. Pinnalt muutuvad pliiläigu lademed muudeks pliühendeiks (karbonaadiks, sulfaadiks, fosfaadiks).

**Saamine.** Kui kuumutada pliiläiku rauaga, tõrjub raud plii ühendist:



**Omadused.** Plii värske lõigupind on sinakasvalge. Õhus katub ta varsti halli pliihappendi —  $PbO$  — kihiga, mis teda kaitseb edasise hapendumise eest. Erikaal on 11,37. Plii on nii pehme, et teda võib noaga lõigata ja isegi küünega kriimustada. Sel põh-

jusel tarvitati varemini pliipulki kirjutamiseks. Sulab 326° temperatuuril.

Sool- ja väävelhappes lahustub ta vähe, sest tema pinnal tekiavad happes lahustumatud soolad  $PbCl_2$  ja  $PbSO_4$ , mis kaitsevad metalli hapete edasise mõju eest. Lämmastikhappes lahustub plii nitraadiks —  $Pb(NO_3)_2$ .

Plii on kahe- ja neljavalentne.

**Tarvitamine.** Pliist valmistatakse tema painduvuse tõttu veetorusid, elektrijuhtmete kesti jne. Suure erikaalu tõttu täidetakse pliiga esemeid, mis peavad olema rasked (näit. seinakellade pommid). Vastupaneku tõttu kemikaalidele kasutatakse teda keemiatööstuses (pliiakamid, -katlad, -tiigid). Akumulaatoreis tarvatakse pliiplaate, millest ühed on kaetud  $PbO_2$ , teised  $PbSO_4$ -ga.

Plii sulamitest nimetame tähemetalli ( $Pb$  ja  $Sb$ ), kergelt jootmismetalli ( $Sn$  ja  $Pb$ ) jt.

**Ühendid.** Õhus kuumutamisel ühineb plii hapnikuga kollaseks  $PbO$ -ks, mida nimetatakse massikooks. Soojendatakse aga pliid sulamiseni, muutub ta punakaskollaseks siluks.

Pliihapendit tarvitatakse maalrivärvi, kiti, pliiklaasi (kristallklaas) ja saviriistade vaaba valmistamiseks. Linaseemneõli keedetakse pliihappendiga ja saadakse värnits. Rasvaga soojendamisel annab ta pliiplaastri. Pikemaajalisel kuumutamisel 300—400° vahel muutub pliihappend punaseks meringiks —  $Pb_3O_4$ , mida tarvitatakse maalrivärviks.

Plii sooladest nimetame järgmisi:

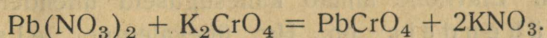
Kloorpliid —  $PbCl_2$  — tarvitatakse tinutamisel.

Lämmastikhappepliid —  $Pb(NO_3)_2$  — tarvitatakse ilutulestikus. Süsihappepliid —  $PbCO_3$  — leidub looduses valge plii kivina.

Alusene süsihappeplii —  $2PbCO_3 \cdot Pb(OH)_2$  — on tuntud valge värvina plii valge (seatinavalge) nime all. Katmisvõime poolest on plii valge parimaid valgeid värve, kuid ta on mürgine ning läheb väävelvesiniku mõjul mustaks.

Äädikhappeplii saadakse pliihappendi lahustamisel äädikhappes. Teda nimetatakse ka plii suhkruks. Tarvitatakse arstiteaduses „plii vees“ nime all.

Mõjutades pliiisooli kaaliumkromaadiga ( $K_2CrO_4$ ), saadakse ilus kollane värv pliiikromaat —  $PbCrO_4$  — ehk kroomkollane:



Lisandades sellele soolale sööbekaaliumi saadakse kroomoranž ( $PbCrO_4 \cdot PbO$ ).

Pliiühendid on mürgised. Kui toiduained nendega kokku puutuvad, võivad nad toidusse sattuda ja põhjustada mürgitust. Seepärast püütakse ilusaid pliiivärve asendada teiste, kahjutute värvidega.

Pliitorud kõlbavad ainult karge vee tarvis, sest siis tekib plii pinnal vees leiduvatest sooladest pliiikarbonaadi ja pliiisulfaadi kiht, mis ei lahustu. Pehme vesi lahustab plii õhuhapniku abil pliiialuseks —  $Pb(OH)_2$ . Pehme vee tarvis pliiitorud ei kõlba.

#### 45. Elavhõbe (*Hydrargyrum* — *Hg*).

**Leidumine.** Elavhõbedat leitakse niihästi ehedalt tilkadena kui ka ühenduses väävliga kinnaverina (ka tsinnoober) —  $HgS$ . Viimane on punane, kuid mitmesuguste segude mõjul võib muutuda tumedamaks kuni tinahalliks. Kinnaveri leitakse Hispaanias, Kalifornias, NSVL-s jne.

Kinnaverist saadakse elavhõbedat põletamise teel, kusjuures väävel põleb  $SO_2$ -ks ning elavhõbe vabaneb, muutudes auruks, mis veeldub jahutajas.

**Omadused.** Elavhõbe on ainus metall, mis on harilikus temperatuuril vedel. —  $39,5^\circ$  temperatuuril muutub ta tahkeks,  $357^\circ$  temperatuuril ta keeb. Erikaal on 13,6.

Soolhappes on elavhõbe lahustumatu, väävelhappes lahustub ta raskesti, lämmastikhappes aga kergesti.

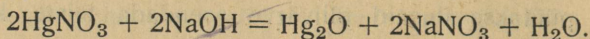
Metallid peale raua, nikli ja plaatina lahustuvad elavhõbedas, andes amalgaami. Tehniliselt on tähtsaim tina-amalgaam, millega varemini hõbetati peegleid; praegusel ajal toimub see hõbedasoolade abil. Kuldamiseks tarvitati vanasti kulla-amalgaami, nüüd toimub see aga elektrivoolu abil (galvaaniliselt).

Elavhõbedat tarvitatakse termomeetris ja baromeetris, elavhõbe-õhupumbas jne.

**Ühendid.** Elavhõbe annab kahesuguseid ühendeid: elavhõbedasühendeis on Hg ühevalentne, elavhõbeühendeis kahevalentne.

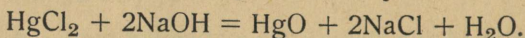
Elavhõbedashapendit —  $\text{Hg}_2\text{O}$  — saadakse kangete aluste toimel ühevalentse elavhõbeda sooladest.

Näiteks:



Elavhõbedashapend on must pulber, mis kergesti laguneb elavhõbedaks ja elavhõbehapendiks.

Elavhõbehapendit —  $\text{HgO}$  — saadakse elavhõbeda kuumutamisel õhus veidi alla keemistemperatuuri. Ka saadakse teda elavhõbedasooladest kange aluse mõjul:



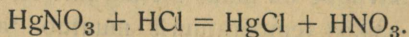
Ta on kollakaspunane pulber, mis suuremal kuumutamisel laguneb elavhõbedaks ja hapnikuks.

Elavhõbehapendit tarvitatakse arstimina, ka laevade värviks.

Elavhõbeda hapendumise abil tõestast Lavoisier teatavasti aine säilimise seadust.

Elavhõbedasnitraati —  $\text{HgNO}_3$  — saadakse küllaldase hulga elavhõbeda lahustamisel lahjas lämmastikhappes.

Kui selle soola lahust mõjutada soolhappega, tekib valge lahustumatu sade elavhõbedaskloriid (merkurokloriid) ehk kalomel —  $\text{HgCl}_2$ :



Kalomeli (veidi mürgine) tarvitatakse arstimina.

Elavhõbeda lahustamisel kuningvees (3 osa  $\text{HCl}$  ja 1 osa  $\text{HNO}_3$ ) tekib sublimaat (merkuriokloriid) —  $\text{HgCl}_2$ . See on valge kristalne vees lahustuv ja väga mürgine aine. Valkaine kalgestub sublimaadi mõjul. Tema vesilahust (2 osa sublimaati 1000 osa vee kohta) tarvitatakse desinfitseerimiseks. Ka immutatakse sublimaadilahusega puud mädanemise vastu. Valkudega annab sublimaat lahustumatu ühendi.

Väävli ja elavhõbeda ühinemisel saadakse punane väävel-elavhõbe ehk kunstlik kinnaver — HgS, mida tarvitatakse värviks.

#### 46. Hõbe (*Argentum* — *Ag*).

**Leidumine.** Hõbedat leitakse looduses ehedalt karva- ja traadikujuliselt, ka kristallides (heksaeedrites). Ka leitakse teda maakidena. Viimaseist on tähtsaim hõbedaläik ehk argentiit — AgS, mis peaaegu alati esineb üheskoos galeniidiga — PbS. Hõbedamaake leitakse Ameerikas (Mehhiko, Ühendriigid, Peruu, Tšiili, Boliivia), Saksamaal, NSVL-s jne.

Ehedat hõbedat eraldatakse teistest ainetest elavhõbedaga, milles hõbe lahustub. Saadud amalgaamist aurutatakse välja elavhõbe.

Maakidest saamise viisid on kaunis keerulised.

**Omadused.** Hõbe on valge, läikiv, võrdlemisi pehme metall, erikaaluga 10,5, kristallub korrapäraseis oktaeedrites, sulab 960,5° temperatuuril, pauksaasi leegis muutub siniseks auruks.

Hõbe on väga hea soojuse- ja elektriijuht (parem kui vask). Tema taotavus ja venitavus on nii suur, et temast saadakse hõbedalehti 0,0027 mm paksusega ja traati  $\frac{1}{1000}$  mm (= 1 mikron) läbimõõduga.

Hõbe kuulub väärismetallide hulka, sest õhus ta ei hapendu; ainult osooni mõjul tekib pinnale must hõbeülihapend. Väävelvesinikule on ta tundlik, tekitades viimasega musta väävlishõbeda — Ag<sub>2</sub>S. Kui hõbeasju ei hoita küllalt puhtatena, siis muutub nende pind tekkiva Ag<sub>2</sub>S mõjul mustaks. Asja pinnale toimib sel puhul orgaaniliste oluste lagunemisel tekkiv väävelvesinik. Seepärast hoitakse hõbeasju erilises paberis, mis ei sisalda väävli. Teinekord kaetakse hõbeasjade pind kunstlikult musta väävlishõbedaga (oksuüdiidhõbe).

Soolhape hõbedale ei mõju; väävelhape lahustab hõbedat ainult keedes; lämmastikhape lahustab hõbedat kergesti. Alused hõbedale ei mõju.

Hõbe on ühevalentne metall.

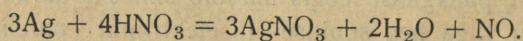
**Tarvitamine.** Hõbedat tarvitatakse enamasti sulandatult va-sega. Hõbeda hulka sulamis, mis on väljendatud tuhandikes, kutsutakse prooviks. Sagedaim proov on 750—950, s. t. et sulami 1000 kaaluosa kohta tuleb 750—950 kaaluosa hõbedat.

Hõbetamine toimub elektrivoolu abil (galvaaniliselt) või ese kaetakse õhukese hõbeplekiga (plateeritud hõbe). Ka hõbetatud esemeil on teinekord number, mis näitab, mitu grammi hõbedat on tarvitatud ühe või tosina eseme hõbetamiseks.

Hõbedasooladega hõbetatakse peegleid; peegli läikepinna moodustab üliõhuke hõbedakiht.

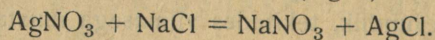
Peseme katseklaasi soodalahusega hästi puhtaks. Valame sinna natuke põrgukivilahust, millesse on tilgutatud paar tilka ammoniaakvesilahust, ja lisame juurde veidi kobarsuhkrulahust või formaliini. Segu soojendamisel taandub klaasile läikiv hõbedakiht (peegel).

**Ühendid.** Lahustades hõbedat lämmastikhappes saadakse hõbenitraat ehk põrgukivi —  $\text{AgNO}_3$ , mis esineb värvitute kristallidena:



Teda tarvitatakse arstiteaduses soolatüügaste, kasvajate jne. põletamisel. Et ta valguses hõbeda eraldumise tõttu mustub, siis hoitakse teda tumedais pudeleis.

Valades põrgukivilahusele keedusoola või soolhapet saame valge lahustumatu kloorhõbeda ( $\text{AgCl}$ ) sademe:



Valades põrgukivilahusele broomkaaliumi saame kollaka broomhõbeda ( $\text{AgBr}$ ) sademe:



Joodisooladega annab põrgukivi kollase  $\text{AgI}$  sademe.

Kõik hõbeda halogeensoolad on vees lahustumatud. Ammooniumvesihapend ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) lahustab aga  $\text{AgCl}$  hästi,  $\text{AgBr}$  raskesti;  $\text{AgI}$ -le ta ei mõju.

Naatriumtiosulfaadi ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ) vesilahuses lahustuvad kõik hõbeda halogeensoolad.

Valguse käes muutuvad hõbeda halogeensoolad mustaks, sest metalne hõbe eraldub. Punane valgus neile sooladele ei mõju.

**Päevapildistamine.** Leotame kuivatuspaberit pikemat aega 10% keedusoolalahuses, pärast kuivatame teda ja paneme ta nüüd esiküljega hõbenitraadi lahusesse (pimedas kambris). Paberikiududele tekib nüüd kloorhõbe. Kui paneme nüüd paberi papitüki alla, millest tähed on välja lõigatud, ja hoiame ta valguse käes, siis eraldub valgustatud kohtades hõbe hõbekloriidist ning need kohad lähevad mustaks. Kui pesta paberit naatriumtiosulfaadiga, lahustub lagunemata hõbekloriid ning valgus enam paberile ei mõju. Säärasele paberile jäävad siis mustad tähed.

Samasugused keemilised reaktsioonid toimuvad ka päevapildistamisel ehk fotograafimisel.

Päevapildiplaat on kaetud valgustundliku hõbebromiidiga želatiinis. Plaadile juhitakse ülesvõtteaparaadi eesseinas asetseva kumera klaasi kaudu ülesvõetava eseme joonis. Valgustatud kohtades broomhõbe laguneb, tumedais aga jääb ta muutumatuks. Selle järel võetakse plaat pimedas toas (punases valguses) aparaadist ja asetatakse sääraste ainete (hüdrohinoon, pürogallool, metool jne.) lahusesse, mille mõjul soola lagunemine jätkub neis kohtades, kus ta juba on alanud. Plaadile ilmub nüüd ülesvõetud eseme pilt. Säärast toimingut nimetatakse *ilmutamiseks*.

Nüüd asetatakse plaat naatriumtiosulfaadi lahusesse, mis lahustab lagunemata hõbebromiidi, kuna plaadile eraldunud hõbe jääb puutumata. Säärasele plaadile valgus enam ei mõju. Seda toimingut kutsutakse *kinnitamiseks* ehk *fikseerimiseks*. Plaadil asetseval pildil on ülesvõetud eseme heledad kohad vastavalt tumedad ja läbipaistmatud, tumedad kohad vastavalt heledad ja läbipaistvad. Säärast pildiga plaati kutsutakse *negatiiviks*.

Negatiiv asetatakse päevapildipaberile, mis on kaetud hõbebromiidiga želatiinis, ja lastakse valgust tema läbi mõjuda paberile. Valguskiired tungivad läbi heledaist kohtadest ja muudavad paberi seal mustaks, tumedaist kohtadest ei pääse valguskiired läbi ning neis kohtades klaasi all jääb paber heledaks. Säärast pilti kutsutakse *positiiviks*. Pilt kinnitatakse paberile naatriumtiosulfaadi lahusega. Valgus talle enam ei mõju.

## 47. Kuld (*Aurum* — *Au*).

**Leidumine ja saamine.** Kulda leitakse looduses ainult ehedalt räni sisaldavais kivimeis või viimaste murenemisest tekkinud liivas. Vesi kannab kullaterakesed ja -kübed ühes liivaga jõgede ja järvede äärde. Tähtsamaid kulla leiukohti on Transvaalis, Ameerikas (Alaska), Austraalias, NSVL-s Uuralis ning Leena jõe ääres ja mujal.

Kõige algelisemal viisil eraldatakse kuld liivast uhtumise teel sellekohaseis rennides, kus raskema erikaalu tõttu kuld vajub vees allapoole ja renni põhjal asetsevate põõnadega kinni peetakse; kergemad savi- ja liivaosad uhetakse veega ära.

Ka segatakse kullaliiv elavhõbedaga. Kuld lahustub elavhõbedas, tekitades amalgaami. Liiv kui kergem aine ujub elavhõbeda pinnal; ta kõrvaldatakse sealt mehhaanilisel teel. Amalgaamist eraldatakse kuld destilleerimisega: elavhõbe aurab ära, kuld jääb anumasse.

Kivimid, milles leidub kulda, peenendatakse enne liivaks ning viimasest eraldatakse kuld pesemisega ja amalgaamimisega.

Elavhõbeda asemel tarvitatakse ka tsüaansooli ja kloorvett, milles kuld lahustub.

**Omadused.** Kuld on läikiv kollane metall. Ta on taotavaim kõigist metallidest. Lehtkuld võib olla nii õhuke (0,0001 mm, isegi kuni 5 miljondikku mm), et ta vastu valgust hoidmisel laseb läbi sinakasrohelisi kiiri. Erikaal on 19,33, sulamistemperatuur 1064°. Õhus ta ei muutu. Happed kullale ei mõju, küll aga lahustavad teda kuningvesi ja kloorvesi, kusjuures tekib kuld-kloriid —  $\text{AuCl}_3$ .

**Tarvitamine.** Puhas kuld on tarvitamiseks liiga pehme. Seepärast sulandatakse teda hõbeda või vasega, mille tagajärjel metalli kõvadus kasvab. Vasesulamid on tumekollased kuni punased, hõbedasulamid helekollased. Kulla hulka sulamis väljendatakse prooviga. Viimase arv näitab, mitu promilli (tuhandikku) kulda on sulamis. Ehteasjade proov on 580—900.

Kulda tarvitatakse ka teiste metallide kuldamiseks.

**Ühendid.** Kuld annab kahesugused ühendid: kullas-  
ühendid (auroühendid) on ta ühevalentne, kuldühendid  
(auriühendid) kolmevalentne.

Kuldkloriidi ( $\text{AuCl}_3$ ) tarvitatakse fotograafias toonimiseks.  
Teda saadakse kulla lahustamisel kuningvees.

Kui lisada kuldkloriidi lahusele tinaskloriidi lahust, eraldub  
punane kuld purpur ehk kassiuspurpur, mida tarvita-  
takse klaasi ja portselani värvimiseks purpurpunaseks või roos-  
punaseks. Kuldpurpuris on kullaosakesed peenelt ära jaotatud.

## 48. Plaatina (*Platina* — *Pt*).

**Leidumine.** Plaatinat leidub looduses ehedalt ühes teiste  
haruldaste metallidega (osmium, iriidium, roodium jt.). Ta esineb  
suuremate või väiksemate hallide terakestena jõeliivas peamiselt  
Uuralis, vähem Borneo saarel jne. Väga harva leidub teda suure-  
mate, mitu kilogrammi raskete tükkidena.

Plaatina eraldamine liivast ja teda saatvaist metallidest on  
väga keeruline.

**Omadused.** Plaatina<sup>1</sup> on hallvalge läikiv metall, väga taotav,  
kõrge sulamistemperatuuriga ( $1755^\circ$ ) ja erikaaluga 21,48. Õhus  
ta ei muutu. Happed talle ei mõju, välja arvatud kuningvesi  
ja kloorvesi. Viimastega annab ta kloorplaatina —  
 $\text{PtCl}_4$ .

Alused, kaaliumi- ja naatriumiühendid tsüaaniga ja väävliga,  
samuti rasked metallid (Pb, Sn jt.) mõjuvad sulas olekus plaati-  
nale. Seepärast ei või neid aineid kuumutada plaatinanõudes.

Plaatina esineb veel musta pulbrina, mida kutsutakse must-  
plaatinaks, või kobeda massina — käsnpaatina.

Neid plaatina teisendeid tarvitatakse keemilistes reaktsiooni-  
des katalüsaatoreina. Nõnda hapendub käsnpaatina  
mõjul väävlishapend ( $\text{SO}_2$ ) väävelhapendiks ( $\text{SO}_3$ ); kui tilgutada  
viinpiiritust käsnpaatinale, hapendub see äädikhappeks, jne.

---

<sup>1</sup> Nimi „plaatina“ on tuletatud hispaaniakeelsest sõnast *plata*, mis tähendab „hõbe“.

**Tarvitamine.** Kõrge sulamistemperatuuri ja happekindluse tõttu valmistatakse platinast kausikesi, tiigleid, plekki ja traati laboratooriumiotstarveteks. Veel vastupidavamad nõud tehakse platinaga ja platinaga sarnase metalli iriidiumi sulamist. Platinatraati tarvitatakse elektriühõõglampides, kunsthammade kinnitamiseks ja vääriskivide raamideks.

## 49. Elementide perioodne süsteem.

Väävli ja hapniku kirjeldamisel nägime, et mõlemail elementidel on palju ühiseid keemilisi omadusi; hapendite rühmale vastab sulfiidirühm, näit. hapendite rühm  $H_2O$ ,  $CaO$ ,  $MgO$ ,  $ZnO$ ,  $HgO$  jne., sulfiidid:  $H_2S$ ,  $CaS$ ,  $MgS$ ,  $ZnS$ ,  $HgS$  jne. Samuti moodustavad halogeenid (kloor, broom, jood, fluor) vesinikuga ja mitmete metallidega sarnaseid ühendeid. Halogeenide omadused sõltuvad nende aatomkaalust. Nõnda on fluor nõrgalt kollakasroheline gaas, tema aatomkaal 19; kloor kollakasroheline gaas, tema aatomkaal 35,46; broom tumepruun vedelik, tema aatomkaal 79,9; jood kindel kristalne aine, tumedat värvust, aatomkaal 126,9.

1869. aastal tegid vene õpetlane Dmitri Mendelejev (1834—1907) ja peaaegu samal ajal saksa õpetlane Lothar Meyer kindlaks, et elementide ja nende ühendite omadused muutuvad vastavalt nende aatomkaalule.

Kui asetada elemendid üksteise järele nende aatomkaalu tõusu järjekorras, alates kerge elemendi heeliumiga, mille aatomkaal on neli, siis selgub, et elementide omadused ei muutu mitte täielikult nagu elementide aatomkaalud, alates kõige kergemaga ja lõpetades raskeimaga, vaid nad muutuvad perioodselt teatud elemendini ja korduvad siis uuesti.

Kui kirjutada elementide perioodid üksteise alla nõnda, et ühiste omadustega elemendid seisavad kohakuti, siis on horisontaalseis ehk põikridades elemendid muutuvate omadustega, vertikaalseis ehk püstridades elemendid ühiste omadustega.

Näit.:

1. He Li Be B C N O F Fe
2. Ne Na Mg Al Si P S Cl Co
3. Ar K Ca Sc Ti Y Cr Mn Ni

Püstread moodustavad elementide loomulikud rühmad. Viimaseid on üldse üheksa. Igas püstreas liigitatakse elemendid a- ja b-alarühma, millest igaüks koondab ühtlaste omadustega elemendid.

Esimese püstrea ehk null-rühma moodustavad nõnda-nimetatud vääriskaasid: heelium (He), neon (Ne), argon (Ar), krüpton (Kr) ja ksenoon (X). Nende valentsus on null, sest nad ei ühine ühegi teise ainega. Ka paigutatakse mõnikord null-püstrea elemendid kaheksanda rühma b-alarühma.

Teises püstreas ehk esimeses rühmas on alused ehk leelismetallid: naatrium (Na), kaalium (K), vask (Cu), hõbe (Ag), kuld (Au) jt. Nende valentsus on üks. Ainult vask on hapniku ja halogeenide ühendes veel kahevalentne, kuld ühe- või kolmevalentne.

Teise rühma kuuluvad alused ehk leelis-muldmetallid: magneesium (Mg), kaltsium (Ca), tsink (Zn), elavhõbe (Hg), radium (Ra) jt. Need elemendid on kõik kahevalentsed, ainult elavhõbe on hapniku ja halogeenide ühendes ühe- või kahevalentne.

Kolmandasse rühma kuuluvad muldmetallid; neist tähtsaim on alumiinium (Al); need elemendid on peamiselt kolmevalentsed.

Neljandasse rühma (süsiniku-räni rühm) kuuluvad süsinik (C), räni (Si), tina (Sn), plii (Pb) jt.; nad on peamiselt neljavalentsed.

Viienda rühma (lämmastiku-fosfori rühm) elementidel, nagu lämmastik (N), fosfor (P), arseen (As), antimon (Sb) jt., on suurim valentsus hapnikuühendes viis, vesinikuühendes aga kolm (näit.  $\text{NH}_3$ ,  $\text{PH}_3$  jne.).

Kuueenda rühma elemendid (väävl-i-hapniku rühm) hapnik (O), väävel (S), kroom (Cr) jt. on ühendis vesinikuga kahevalentsed, suurim valentsus hapnikuühendes on neil kuus.

Seitsmendasse rühma (halogeenrühm) kuuluvad halogeenid (F, Cl, Br ja J) ja mangaan; nad on vesinikuga ühinedes ühevalentsed, hapnikuga ühinedes aga kõige rohkem seitsmevalentsed, näit.  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .

Kaheksanda rühma elemendid raud (Fe), koobalt (Co), nikkel (Ni), plaatina (Pt) jt. ei ühine üldse vesinikuga; hapnikuga ühinedes on nende kõrgeim valentsus kaheksa.

Vesinikule (H) on süsteemis raske sündsata kohta leida. Sageli paigutatakse ta esimese rühma etteotsa.

Elementide perioodne süsteem liigitab elemendid nende omadustelt. Elementide füüsikaliste ja keemiliste omaduste tundmaõppimine on seetõttu palju kergem; ka mälule pakub ta tunduvat toetust. Teades elemendi kohta süsteemis, mis on tingitud tema aatomkaalust, võime ennustada selle elemendi omadusi ja ühendeid. Teiselt poolt, teades elemendi omadusi ja tema ühendeid ja seega tema kohta süsteemis, võime otsustada tema aatomkaalu üle.

Perioodne süsteem võimaldab ennustada senitundmatuid elemente ja nende omadusi. Süsteemi koostamisel ei tuntud veel metalle skandiumi (Sc), galliumi (Ga) ja germaaniumi (Ge), kuid Mendelejev ennustas juba nende metallide olemasolu ja nende omadusi. Alles mõni aasta hiljem avastati need metallid. Samasugune lugu oli ka hafniumi (Hf), masuuriumi (Ma) ja reeniumi (Re) avastamisega.

## Elementide

Rühm	0	I	II	III
Ühendite tüüp: 1) vesiniku v. halogeeni (X) järgi: 2) hapniku järgi:		MX M <sub>2</sub> O	MX <sub>2</sub> MO	MX <sub>3</sub> M <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
1.		(1) H 1,008		
2.	(2) He 4,00	(3) Li 6,94	(4) Be 9,02	(5) B 10,82
3.	(10) Ne 20,2	(11) Na 22,997	(12) Mg 24,32	(13) Al 26,97
4.	(18) Ar 39,94	(19) K 39,10 (29) Cu 63,57	(20) Ca 40,07 (30) Zn 65,38	(21) Sc 45,10 (31) Ga 69,72
5.	(36) Kr 82,9	(37) Rb 85,5 (47) Ag 107,88	(38) Sr 87,6 (48) Cd 112,4	(39) Y 38,93 (49) In 114,8
6.	(54) X 130,2	(55) Cs 132,8 (79) Au 197,2	(56) Ba 137,4 (80) Hg 200,61	(57)—(71) Haruldased mullad (81) Tl 204,4
7.	(86) Em 222	(87) —	(88) Ra 225,97	(89) Ac 227?

periodne süsteem.

IV	V	VI	VII	VIII
MX <sub>4</sub> MO <sub>2</sub>	MX <sub>3</sub> M <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	MX <sub>2</sub> MO <sub>3</sub>	MX M <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	MO <sub>4</sub>
(6) C 12,00	(7) N 14,008	(8) O 16,000	(9) F 19,00	
(14) Si 28,06	(15) P 31,04	(16) S 32,07	(17) Cl 35,46	
(22) Ti 47,90 (32) Ge 72,60	(23) V 51,0 (33) As 74,96	(24) Cr 52,01 (34) Se 79,2	(25) Mn 54,93 (35) Br 79,92	(26) Fe (27) Co (28) Ni 55,84; 58,97; 58,69
(40) Zr 91,25 (50) Sn 118,7	(41) Nb 93,5 (51) Sb 121,76	(42) Mo 96,0 (52) Te 127,5	(43) Ma (53) J 126,92	(44) Ru (45) Rh (46) Pd 101,7 102,9 106,7
(72) Hf 178,6 (82) Pb 207,2	(73) Ta 181,5 (83) Bi 209,0	(74) W 184,0 (84) Po 210	(75) Re (85) —	(76) Os (77) Ir (78) Pt 190,9 193,1 195,2
(90) Th 232,1	(91) Pa 230	(92) U 238,2		

## IV. Kivimid.

### 50. Kivimeist üldse.

Mineraalide kogumikke, mis moodustavad maakera kindla koore, nimetatakse kivimeiks ehk kiviliikideks. Paas, graniit, sau, liiv jne. on kõik kivimid. Kui kivim koosneb ühest mineraalist, näit. kaltsiit, kips jne., siis on ta lihtkivim. Koosneb kivim aga mitmest mineraalist, on ta liitkivim, näit. graniit.

Kivimid jagatakse kolme rühma: 1) tard- ehk purske- (ka kristall-) kivimid, 2) setekivimid ja 3) moonekivimid.

**Tard- ehk kristallkivimid** on tekkinud sulamassi ehk magma jahtumisel, mis tungis välja maa sisemusest. Kui sulamass jahtus pikkamööda sügavamas maapõues, olles ülemiste kihtide, küllastunud gaaside ja auru rõhumise all, omandas tekkinud kivim kristallteralise struktuuri, nagu graniit, porfüür, süeniit jt. Kui aga sulamassi jahtumine toimus maapinnal ja kiiresti, kusjuures eraldusid gaasid ja aurud (veeaur, HCl, SO<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>S), siis omandas kivim klaasilise struktuuri, näit. basalt jt.

**Setekivimid.** Vee, õhu ja vahelduva temperatuuri mõjul tardkivimid murenevad. Murenenud osad kantakse vee, jää või tuulega teise kohta, kus aegade jooksul tekivad paksud kihid, mis teinekord võivad tiheneda kõvaks. Sääraseid kihilise ehitusega kivimeid kutsutakse setekivimeiks. Ka organismid võtavad osa setekivimite tekkimisest. Lõpmatu arv organisme (juurjalgsed, käsnad, korallid, teod, vetikad jne.) tarvitavad oma skelettide ja karpide ehitamiseks lupja ja räni. Orga-

nismide surma korral langevad nende lubja- ja ränirikkad kehaosad veekogu põhja, kus nad aegade jooksul moodustavad paksud lademed. Suurel rõhumisel liituvad need lademed pikkamisi kõvadeks kivimeiks. Maakera sisejõudude tagajärjel võib merepõhi kerkida, kuivaks muutuda ja tekitada isegi mägesid. Setekivimeis võime sageli leida nende moodustamisest osavõtnud organismide kivilinenud jäänuseid ehk kivistisi, mille järgi otsustatakse nende kivimite vanuse üle.

Setekivimeis on setted kas liitumata, näit. savi, liiv, kruus, turvas (irdkivimid), või liitunud ja kõvastunud, näit. lubjakivid, liivakivid, kiltkivid, kivisool, kips, põlevkivi jne.

**Moonekivimid.** Suure rõhumise, kõrge temperatuuri ja kuuma vee toimel muunduvad tard- kui ka setekivimid ja omandavad kihilise ehituse. Sääraseid kivimeid kutsutakse moonekivimeiks. Et moonekivimid on kirstalsed ja ülekaalult kiltja ehitusega, siis nimetatakse neid ka kristalseiks kiltkivimeiks. Siia kuuluvad näit. gneiss ehk varesekivi, mis koosneb samadest mineraalidest kui graniitki, kuid omab kihilist ehitust, marmor, vilkkilt jt.

## SISUKORD.

	Lk.		Lk.
I. Sissejuhatus . . . . . 3			
1. Keha ja aine. Füüsikalised ja keemilised nähtused . . . . .	3	23. Aine keemilise valemi koostamine . . . . .	77
2. Mehhaaniline segu ja keemiline ühend . . . . .	3	24. Stõhhiomeetrilised arvutused . . . . .	79
3. Keemilised nähtused ehk reaktsioonid. Keemilised nähtused igapäevases elus, looduses ja tööstuses . . . . .	5	25. Atmosfääri õhk . . . . .	80
4. Lihtained ja liitained . . . . .	7	26. Väävel . . . . .	81
II. Mittemetallid . . . . . 9			
5. Hapnik. Hapendumine. Osoon . . . . .	9	27. Fosfor . . . . .	88
6. Vesi. Vesinikülihapend . . . . .	13	28. Räni . . . . .	90
7. Vesinik . . . . .	20	29. Klaas . . . . .	94
8. Aine ehitus. Molekulid ja aatomid . . . . .	25	30. Silikaadid looduses . . . . .	96
9. Keemilised valemid ja võrrandid . . . . .	27	31. Mineraalide kristallivormid . . . . .	98
10. Elementide vääriskus ehk valentsus . . . . .	29	32. Saue- ehk keraamikatööstus . . . . .	102
11. Happed, alused, soolad. Indikaatorid . . . . .	30	III. Metallid . . . . . 104	
12. Lämmastik . . . . .	34	33. Metallidest üldse . . . . .	104
13. Kloor . . . . .	44	Kerged metallid . . . . . 106	
14. Keemilised ründeained ja kaitsevahendid nende vastu . . . . .	52	34. Kaalium . . . . .	106
15. Jood . . . . .	53	35. Naatrium . . . . .	110
16. Broom . . . . .	55	36. Kaltsium . . . . .	112
17. Fluor. Halogeenid . . . . .	56	37. Magneesium . . . . .	119
18. Süsinik . . . . .	57	38. Alumiinium . . . . .	120
19. Põlemine. Leek. Süttimine. Hingamine . . . . .	67	Rasked metallid . . . . . 124	
20. Süsiniku ringkäik looduses . . . . .	71	39. Raud . . . . .	124
21. Aine säilimine (jäävus) ja koostise püsivus . . . . .	72	40. Kroom ja mangaan . . . . .	131
22. Avogadro hüpotees. Aatomkaal ja molekulaal. Molekuli-ruumala . . . . .	75	41. Tsink . . . . .	131
		42. Tina . . . . .	133
		43. Vask . . . . .	134
		44. Plii (seatina) . . . . .	137
		45. Elavhõbe . . . . .	139
		46. Hõbe . . . . .	141
		47. Kuld . . . . .	144
		48. Plaatina . . . . .	145
		49. Elementide perioodne süsteem . . . . .	146
		IV. Kivimid . . . . . 150	
		50. Kivimeist üldse . . . . .	150



Hind Rmk. 2.-