



A. VEIDERMAN

---

---

**KEEMIA**  
JA  
**MINERALOOGIA**

II KLASSI KURSUS

▼

---

---

K.Ü. „LOODUS“, TARTU



A. Veiderman

# Keemia ja mineraloogia

Koostatud keskkooli II klassi õppekavale vastavalt

19285

---

K.-Ü. „L o o d u s“, Tartu

2



K./Ü. „Looduse“ keeleline korrektor H. Pürkop.

A-8183

# I. Sissejuhatus.

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

Me näeme endi ümber mitmesuguseid kehi. Raamat, laud, tindipott, nuga, ahi jne. on kõik kehad. Igal kehal on teatud kuju ehk vorm, suurus, kaal, värv ja teised omadused. Nõnda on raamat nelinurkne, tema pikkus 20 sm, laius 15 sm, paksus 2 sm, ta omab punaseid kaani; tindipott omab kuubi vormi; nuga kaalub 20 g; ahi on valge jne.

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

Kehadega toimuvad alalised 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.

Esimesi nähtusi õpetab tundma füüsika, teisi — keemia. Füüsika ja keemia kuuluvad loodusteaduste hulka.

## 2. Mehaaniline segu ja keemiline ühend.

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

tõmba väävlit enda külge. Valame väävlile soolhapet — ta jääb muutumatuks.

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

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

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

Neist katsetest selgub, et säärases mehaanilises segus segatavad ained, raud kui ka väävel, on säilitanud oma omadused. On arusaadav, et igauht segatavaist aineist võib võtta rohkem või vähem, mitmesuguses vahekorras.

Valmistame nüüd mainitud segu nõnda, et rauda on seitse kaaluühikut ja väävlit neli kaaluühikut. Soojendame seda segu katseklaasis. Kui segu hakkab hõõguma, võtame katseklaasi tulelt. Hõõgumine jätkub. Kui hõõgumass 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.

Peame järeldama, et raud ja väävel on oma omadused kaotanud ja tekitanud uue aine uute omadustega. Uut ainet, mis on saadud kahest või enam aineist, nimetatakse keemiliseks ühendiks.

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

Väävli ja raua ühinemisest saadud ainet nimetatakse väävliks. Väävliksrauas on alati ühinenud seitse osa rauda ja neli osa väävlit.

### 3. Keemilised nähtused ehk reaktsioonid.

A. Eespool-tehtud katses ühines raud väävliga, andes uue aine — väävliksraua. Raua asemel võime võtta tilga elavhõbedat ja väävelõit, mis segu hoolega hõõrume umbris. Kui seda segu, milles võime märgata hoolsal vaatlemisel elavhõbeda tilgakesi, kuumutada veidi katseklaasis, muutub ta ühetaoliseks mustaks massiks. Selle massi hõõrume uuesti umbris peeneks ja soojendamise seda katseklaasis. Nüüd omab ta tumepunast värvi.

Uut tekkinud ainet nimetatakse väävlikselavhõbedaks; teda tarvitatakse värvina ja tuntakse kinaveri nime all.

Keemilist nähtust ehk reaktsiooni, kus kahe või rohkem aine liitumisest tekib üks või mitu uut ainet, nimetatakse ühinemisreaktsiooniks (ka sünteesiks).

B. Kuumutame katseklaasis punast elavhõbeahapendi pulbrit. Viimane muutub tumedaks ja hakkab varsti vähenema; ühtlasi tekib klaasiseintele mingi tuhm aine. Kui pistame hõõguva piiru katseklaasi, lõkatab see heledasti põlema. Katseklaasi on tekkinud gaas, mis soodustab põlemist. See gaas on hapnik. Silmitsedes hoolega klaasile kogunenud tuhmi kihti, võime märgata, et ta koosneb elavhõbedatilgakestest. Kuumutamisel laguneb elavhõbeahapend elavhõbedaks ja hapnikuks.

Keemilist nähtust ehk reaktsiooni, kus ühest ainest tekib kaks või rohkem ainet, nimetatakse lagumisreaktsiooniks (ka analüüsiks). Lagumine on vastasnähtus ühinemisele (sünteesile).

D. Kuumutades katseklaasis nelja kaaluosa kinaveri (väävlikselavhõbeda) ja ühe kaaluosa rauapulbri segu, koguneb klaasiseintele peenikeste elavhõbedatilgakeste kiht. Klaasi põhja jääb meile tuntud väävliksraud.

Kinaver on teatavasti elavhõbeda ja väävli ühend. Raua ja kinaveri segu kuumutamisel tõrjus raud ühendist elavhõbeda; raud ise ühines väävliga ja tekitas väävlisraua.

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

#### 4. Lihtained ja liitained.

Kuumutamisel laguneb elavhõbeahapend elavhõbedaks ja hapnikuks. Väävlisraud koosneb rauast ja väävlist, kinaver elavhõbedast ja väävlist. Kui tahaksime aga lahutada elavhõbedat või hapnikku, rauda või väävlit uuteks aineteks, siis ei läheks see korda mingil viisil. Neid aineid, mida ei saa enam lahutada ja mis koosnevad ühest aineist, nimetatakse lihtaineiks, ka elementideks. Kõik teised ained, mis on tekkinud lihtainete liitumisest, ja mida saab lahutada, on liitained. Kõik keemilised ühendid on liitained.

Lihtaineid on võrdlemisi vähe, praegu tuntakse neid umbes 90. Tuntuimaist lihtainetest nimetame hapnikku, rauda, väävlit, elavhõbedat, vaske, süsinikku, vesinikku jne.

Liitaineist nimetame väävlisrauda, elavhõbeahapendit, kinaveri, vett, kriiti, klaasi, suhkrut, rasva jne. Liitaineid on väga palju.

## II. Mittemetallid.

### 5. Hapnik. (*Oxygenium* — O).

#### Hapendamine. Osoon.

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

2. Pistame põleva piiru lambiklaasi, mis seisab laual püsti. Leek muutub väiksemaks ja varsti kustub piirg nagu eelmisegi katse puhul.

3. Kui tõstame lambiklaasi kõrgemale, et õhk pääseb alt klaasi, siis ei lakka piirg põlemast.

Neist katsetest järeldame, et osa õhku soodustab põlemist. Seda osa õhust, mis soodustab põlemist, nimetatakse hapnikuks.

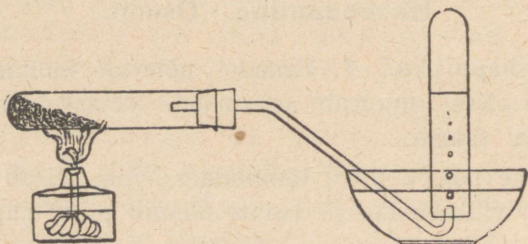
**Saamine.** Puhast hapnikku võib saada keemiliste ühendite lagunemisel. Näiteks lagus ühel eelmisel katsel elavhõbehapend elavhõbedaks ja hapnikuks.

Et saada suuremal määral hapnikku, võetakse kloorhaput kaaliumi ehk Berthollet' soola, mida hõõrutakse uhmris ettevaatlikult peeneks (ettevaatust! ta võib plahvatada!) ja segatakse pruunkivi (mangaanülihapendi) pulbriga. Mangaanülihapendit tuleb enne portselankausis tublisti kuumutada, et vältida plahvatust katse puhul. Segu puistatakse katseklaasi (retorti või kolbi) ja suletakse see korgiga, millest on pistetud läbi kõver klaastoru.

Kui kuumutame segu, 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.

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

1. Pistame ühte silindrisse, mis on täidetud hapnikuga, hõõguva piiru või söe. Kohe lõkatab piirg heledasti põlema. Võtame piiru välja, kustutame leegi ja pistame ta hõõguvalt uuesti purki. Jälle lõkatab ta põlema heleda leegiga.



Joon. 1. Hapniku saamine.

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

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

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

Gaasi, mis teeb lubjavee sogaseks, nimetatakse söehappegaasiks.

Söe põlemisel vähenes süsi ja kadus hapnik. Söeaine ühines hapnikuga, tekitades söehappegaasi.

4. Paneme raudlusikasse tükikese väävliit ja süütame selle põlema. Ta põleb sinaka leegiga. Pistame lusika hapnikuga täide-

tud purki, ta lööb põlema heleda sinaka leegiga, tekitades lämmatava väävliugaasi ehk v ä ä v l i s h a p e n d i.

Valame sellesse silindrisse vett ja loksutame teda hästi. Maitsemä tekkinud lahust keelele; tal on hapu maik. Tilgutame lahust sinisele lakmuspaberile. Viimane muutub p u n a s e k s.

5. Kuumutame raudlusikas tükikest pehmet ääikivat metalli — naatriumi. Ta sütib põlema kollase leegiga. Pistame nüüd lusika hapnikku. Seal põleb ta veel suurema leegiga. Lusikas tekib kollakas aine — n a a t r i u m h a p e n d.

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

6. Keerutame pehme peene raudtraadi spiraalselt piiru ümber, süütame viimase põlema ja pistame ta hapnikupurki, kuhu oli valatud veidi vett. Piirg põleb heleda leegiga. Ühtlasi hakkab ka raudtraat põlema, pildudes ümberringi sädemeid; traadipinnalt langevad vette kuulikesed. Viimased on värvilt mustad ja purunevad haamriga lüües.

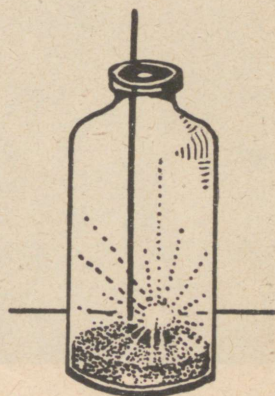
Raud ühineb põlemisel hapnikuga, tekitades t a g i ehk r a u d h a p e n d i.

Katsetest järeldame, et hapnikul on suur tung ühineda teiste kehadega ehk, teiste sõnadega öeldult, tal on teiste ainetega suur keemiline sugulus (affiinsus).

Hapniku ühinemist teiste ainetega nimetatakse hapendumiseks ehk oksüdatsiooniks; tekkinud ühendeid teiste lihtainetega nimetatakse hapenditeks ehk oksüüdideks.

Söe, väävli, raua põlemisel ühinesid need ained hapnikuga; söehappegaas, väävliugaas, tagi 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.



Joon. 2. Väävli põlemine hapnikus.

**Ajalugu.** Hapniku avastas inglise keemik ja usuteadlane Joosep P r i s t l e y 1774. a. Paar aastat hiljem avastas hapniku ka rootsi apteeker S c h e e l e.

**Osoon.** Kui elektrisädemed läbivad hapniku või õhu, siis võib tunda omapärast teravat lõhna. Elektrisädemete mõjul muundub hapnik oma teisendiks, o s o o n i k s. 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.



Joon. 3. Raudtraadi\* põlemine hapnikus.

Paneme suurde kolbi mõned kollase fosfori pulgakesed (ettevaatust! fosfor on mürgine!) ja valame leiget ( $25^{\circ}$  C) vett peale, nõnda et fosfor ulatub osaliselt veest välja. Laseme kolbi seista 12 tundi. Fosfori mõjul tekib kolvis olevast õhuhapnikust osoon, mida tunneme lõhnast. Pistame sinna tärklispaberi, mis on niisutatud joodkaaliumilahuses. Osoon tõrjub välja joodkaaliumist joodi, mis värvib tärklise siniseks.

Osoon on omapärase lõhnaga gaas, mis paksus kihis omab sinakat värvi. Kuumutamisel muutub ta uuesti hapnikuks. Osoon ühineb energilisemalt teiste ainetega kui hapnik, pleegitab värve, puhta läikiva hõbeda muudab ta mustaks, hävitab pisikuid. Teda tarvitatakse pleegitamiseks, õhu ja vee puhastamiseks pisikutest (osoonimiseks) jne.

## 6. Vesi. Vesinikülihapend.

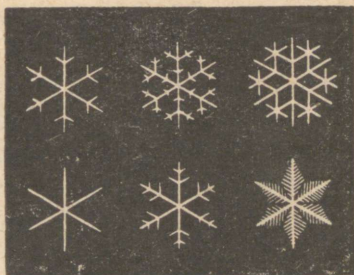
**Leidumine.** Kolmveerand osa maakera pinnast on kaetud veega. Mõnes kohas ookeanides on vee sügavus üle kümne kilo-

meetri. Veeaur on tähtsaim õhu osa. Maapind on läbi imbunud veega. Kõrged mäed, polaarmaad ja -mered on alaliselt kaetud veest tekkinud lume ja jääga; parasvöödes katab jää maa ja mere talvel. Vesi on organismile tähtsaim osa: inimeses on vett 87%, taimede rohelistes osades kuni 95%.

Kuumutame katseklaasis kristallsoodat või sinist vasevitrioli. Varsti ilmuvad klaasi külmal osal veetilgad, mis tekkisid soolast aurunud veest. Järelikult sool sisaldas vett, ilma et me seda oleksime märganud.

**Omadused.** Puhas vesi on selge, värvita ja lõhnata vedel aine; paksudes kihtides omab ta sinakas-rohelist värvi.

Täidame kolvi veega ja suleme ta korgiga, millest on pistetud läbi termomeeter ja klaastoru, et viimases vesi tõuseks kõrgele. Asetame kolvi lumme. Vesi jahtub kolvis ja ühes sellega langeb ka veepinna kõrgus klaastorus.  $+4^{\circ}$  C temperatuuril on veepinna kõrgus kõige madalam. Kui jahtumine läheb edasi, siis hakkab vesi torus uuesti tõusma.



Joon. 4. Lumekristallid.

Sellest katsest järeldame, et  $+4^{\circ}$  C temperatuuril on vee ruumala väikesim; ta on siis tihedaim.

$0^{\circ}$  temperatuuril muutub vesi jääks, kusjuures tema ruumala paisub seesuguse jõuga, et ta lõhub anumad, kaljupraod, puutüved, mis sisaldavad vett. Vaadeldes jäälilli aknaklaasil, märkame, et nad koosnevad ilusaist kristallidest.

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

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

Ka jää aurub. Paneme talvel tüki jääd taldrikuga õue. Aegajalt väheneb jäätükk. Märg külmunud pesu muutub talvel õues kuivaks, sest jää aurub.

Paneme vette suhkrut ja liigutame vett kepikesega. Suhkur kaob ja muutub nähtamatuks, lahustudes vees. Samuti võime lahustada vees keedusoola, maarjast, sinist silmakivi jne.

Lisame suhkrut rohkem, ta lahustub, kuid lõpuks jääb osa suhkrut lahustumata. Sel puhul öeldakse, et vesi on suhkruga küllastatud, ning lahust ennast nimetatakse küllastatud lahuseks.

Vee temperatuuri tõusmisega kasvab tema lahustamisvõime enamiku tahkete ainete suhtes. Maarjast lahustub kuumas vees rohkem kui külmas; keedusoola lahustuvus aga ei tõuse.

Kui laseme kuuma küllastatud lahuse, näit. maarjase, jahutada, siis langeb osa lahustunud ainest kindla geomeetrilise kujuga kristallidena klaasi põhja. Säärast kristallide tekkimist kutsutakse kristallisatsiooniks.

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

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

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

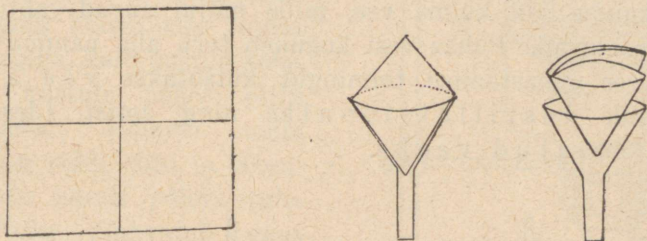
Valame kolbi külma vett kaevust, veetorst jne. Kui nüüd kolbi soojendada, siis ilmuvad kolvi seintele õhumullid. Õhk oli vees lahustunud; soojendamisel tungib ta veest välja.

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

Katsetest 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 leidu-

vad gaasid (hapnik, söehappegaas); vihmatilgad 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.

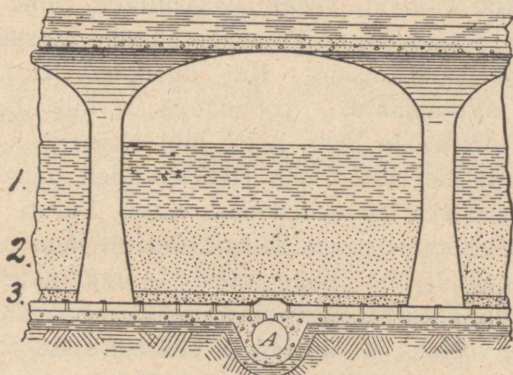


Joon. 5. Paberikurn.

Mõnes kohas sisaldab maapõuest välja tungiv vesi palju lahustunud mineraalaineid (raua- ja väävliühendeid, lupja, keedu-soola, söehappegaasi jne.); säärast vett nimetatakse m i n e r a a l - v e e k s.

Aurutades porselankausis selget kaevuvett, jääb lõpuks kausi põhja valge kiht, mis koosneb mitmesugustest sooladest, mis olid vees lahustunud.

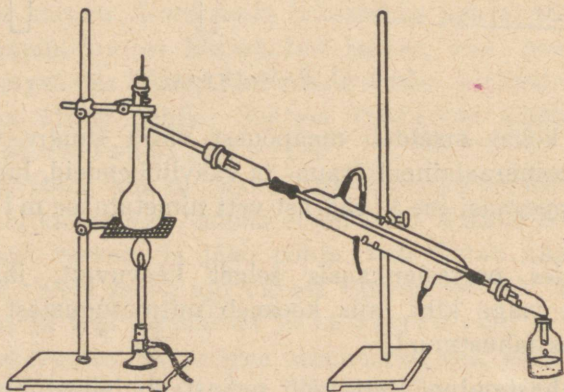
**Vee puhastamine.** Vett võib puhastada lahustumatuist osadest kurnamisega ehk filtreerimisega. Selleks lastakse teda tungida läbi kurnapberi, riide, süte jne., mis hoiavad



Joon. 6. Liivkurn.

kinni tahked osad. Vee kurnamiseks suuremates hulkades lastakse teda läbi puhta liiva ja kruusa kihtide, mis hoiavad kinni suurema osa lahustumatuid osi, isegi baktereid.

Kui tahetakse saada täiesti puhast vett ja eraldada temas lahustunud aineid, siis aetakse vesi keema ja juhitakse veeaurtorude kaudu läbi külma vee, mille mõjul aurud jahtuvad ja uuesti veelduvad. Puhas vesi koguneb toru alla pandud nõusse. Säärast vee puhastamise toimingut kutsutakse vee ajamiseks ehk destillatsiooniks ning aetist (destillaati) destilleeritud veeks.



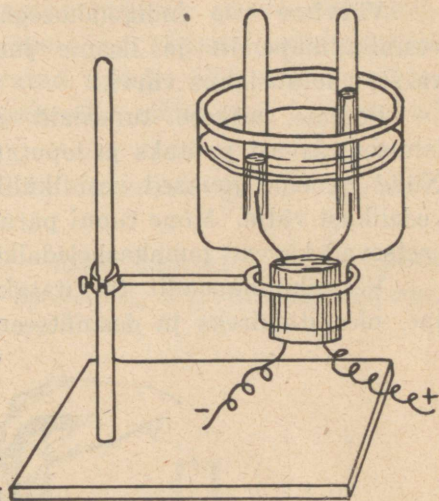
Joon 7. Vee destilleerimine.

**Vee koostis.** Täidame veega klaasilindri, mille korkpõhjast on pistetud läbi traadid. Traatide otstele keerame kummuli veega täidetud katseklaasid. Kui ühendada traadid elektripatarei või akumulaatori poolustega (võib tarvitada ka elektrilambipatareid) ja lasta neist läbi elektrivool, siis hakkavad tõusma traatide otstelt ehk elektrodidelt gaasimullid ülespoole ja tõrjuvad vee katseklaasidest välja. Varsti märkame, et ühte katseklaasi koguneb gaasi kaks korda rohkem kui teise. Kui gaasi on kogunenud juba küllalt, nõnda et üks katseklaasidest on täidetud gaasiga, katkestame voolu ning sõrmega klaasi sulgedes, et vesi välja ei voolaks ja välisõhk ei pääseks sisse, võtame katseklaasi välja ja uurime sellesse kogunenud gaase.

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

Pistame ka teise katseklaasi, mida hoiame suuga allapoole, põleva piiru. Gaas lõkatab põlema klaasi suu juures sinise leegiga, kuid kustub kohe. Samuti kustub põlev piirg katseklaasis. Hoiame nüüd katseklaasi veidi viltu ja lähendame talle uuesti põleva tuleliku. Kohe plahvatab gaas põlema.

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



Joon. 8. Vee elektrolüüs.

Elektrivool lahutab vee kaheks gaasiks: vesinikuks (kaks osa) ja hapnikuks (üks osa).

Vesi on seega vesiniku ühend hapnikuga ehk vesinikuhapend.

Aine lahutamist (analüüsi) elektrivooluga nimetatakse elektrolüüsiks. Hapnik eraldub veest elektroodil, mida kutsutakse anoodiks, vesinik elektroodil — katoodil.



Joon. 9.

Põlev piirg kustub vesinikus, kuna vesinik lõõb põlema.

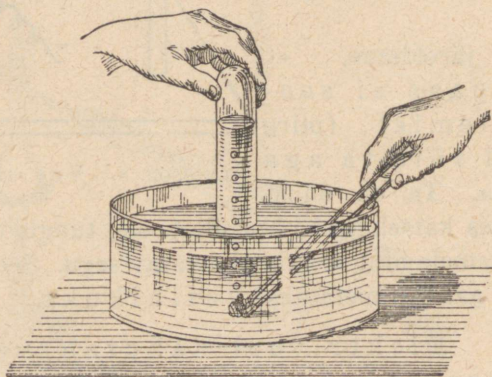
**Vesinikühapend.** Peale vee tekitab vesinik hapnikuga ühinedes veel vesinikühapendi. Viimane on värvita ja lõhnata vedelik, mis kergesti (kuumutamisel, valguses, seismisel) laguneb veeks ja hapnikuks. Vabanev hapnik on väga aktiivne,

ta ühineb kergesti teiste ainetega. Vesinikülihapend on seega hea h a p e n d a j a.

Värvime vee ändigolahusega siniseks, tilgutame juurde vesinikülihapendit ja lisame juurde raudvitrioli kristallikese; varsti kaotab lahus värvi.

Peseme tutikese tumedaid juuksekarvu lahjas 3% soodalahuses rasvast puhtaks ja loputame neid selle järel puhtas vees. Nüüd paneme juuksed vesinikülihapendisse, nõnda et osa jääb vedelikust välja. Mõne tunni pärast muutuvad vesinikülihapendis asetsevad karvad punakasheledaiks.

Vesinikülihapendit tarvitatakse siidi, villa, juuste, sulgede jne. pleegitamiseks ja desinfitseerimiseks, kus teised desinfitsee-



Joon. 10. Kaltsiumitoimel eraldub vesinik veest.

rimisvahendid (jooditinktuur, karboolhape, sublimaat, kloor) on liiga kanged.

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

Kevadel pannakse kangad lumele pleekima. Riide pleekimine on tingitud vesinikülihapendist, mida sisaldab lumevesi.

## 7. Vesinik (*Hydrogenium* — *H*).

### Eksotermilised ja endotermilised reaktsioonid.

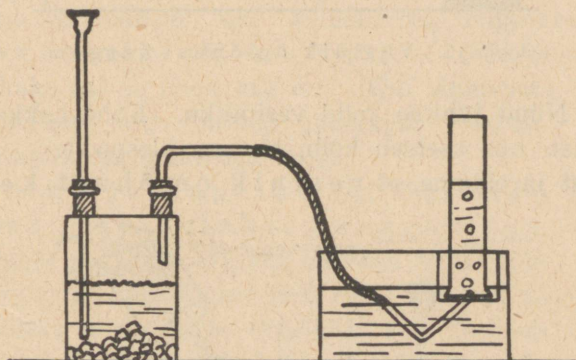
**Saamine.** Mõned metallid tõrjuvad vesiniku veest välja. Kui võtame tükikese kaltsiumimetalle ja viskame vette, siis

hakkavad tõusma metallilt gaasimullid veepinnale. Lähendame gaasidele põleva tiku, kohe plahvatavad nad.

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

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

Metallid tõrjuvad vesiniku välja hapetest. Kui valada tsingile lahja väävelhapest või soolhapest, siis hakkab happet



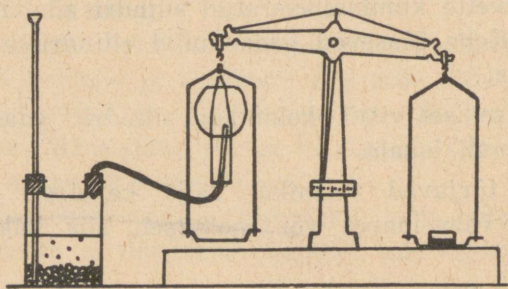
Joon. 11. Vesiniku saamine väävelhapest toimeltsingile.

eralduma vesinikku. Et vesinikku koguda, selleks paigutame tsingitükid kahesuulisse pudelisse. Ühe pudelisuu korgist käib läbi lehtri pikk toru, mis ulatub põhjani; selle lehtri abil valame pudelisse hapet. Teisest korgist käib läbi kõveraks painutatud klaastoru, mille kaudu juhime eralduva gaasi läbi vee kogumise. Enne vesiniku kogumist tuleb selgitada, kas vesinik on tõrjunud pudelist õhu välja. Selleks kogume gaasi katseklaasi ja lähendame sellele põleva tiku. Gaas ei tohi paukudes plahvatada.

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

**Omadused.** Vesinik on lõhnata, värvita ja maitseta gaas. Juhime vesinikku seebivette. Tekkinud seebimullid tõusevad õhku.

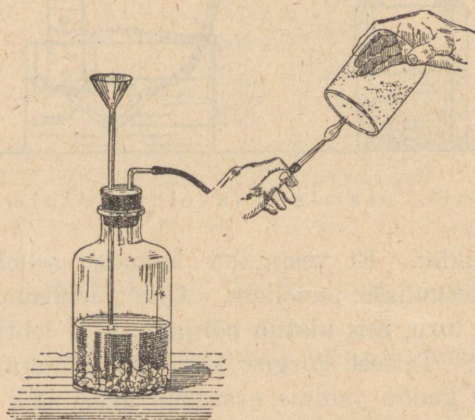
Paigutame kaaludele kolvi (suuga allapoole) ja märgime



Joon. 12. Vesinik on õhust kergem.

ta kaalu. Nüüd juhime kolvi vesinikku. Kohe hakkab see pool kaalukangist, kus asetseb kolb, tõusma ülespoole.

Katsest järeldame, et vesinik on õhust kergem.



Joon. 13. Vesiniku põlemine.

Üldse on vesinik kergeim gaas. Õhust on ta kergem 14,4 korda. Kerguse tõttu täideti vesinikuga varemini õhulaevu (aerostaate). Et aga vesinik õhuga segunedes võib plahvatada sädemest, siis tarvitatakse praegusel ajal teist kergemat gaasi, heeliumi.

Hoides silindrit kummuli, et vesinik ära ei lenduks, pistame põleva piiru silindrisse. Vesinik hakkab põlema ja põleb silindri suus sinaka leegiga. Piirg aga kustub sügavamal silindris.

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

Varsti tekivad klaasile veetilgakesed, nad kasvavad ja hakkavad lõpuks kupli servast maha tilkuma.

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

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

Vesiniku ja hapniku (ka õhu) segu (vahekorras 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 juhatakse vesinikku, sisemise kaudu hapnikku. Toru otstes segunevad gaasid ja neid võib süüdata põlema.

Kui hoida paukgaasi leegis plaatinatraati, siis hakkab see seal sulama. Kriiditükk läheb kuumaks ja annab väga heledat valgust, mida kutsutakse Drummond'i valguseks.

**Vesinik taandamisvahendina.** Paneme klaastorru mõnda metallhapendit, näit. musta vaskhapendi pulbrit, ja juhime sellest torust läbi vesinikku. Mingit muutust me ei märka. Kui aga kuumutame samal ajal klaastorus olevat musta pulbrit, siis muutub ta aegamööda punaseks ja klaastoru otsast hakkab välja tungima veeaur või, kui toru on küllalt pikk, nii et aur saab jahtuda, sealt hakkab välja tilkuma vett.

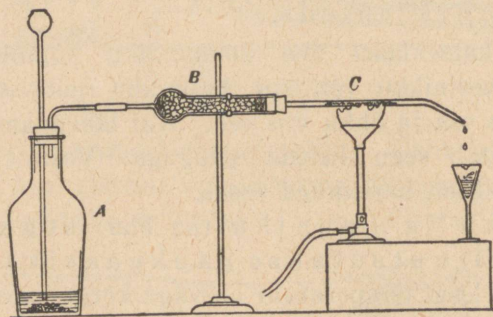


Joon. 14.  
Paukgaasi  
põletit.

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

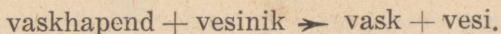
Vesinikul on nõnda suur tung ühineda hapnikuga, et ta ühenditestki omandab hapnikku, mille tagajärjel teised ained vabanevad.

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



Joon. 15. Taandumine vesiniku abil.

Viimast reaktsiooni võime järgmiselt kirjutada:



**Leidumine looduses.** Vesinikku leidub seega vees ühenduses hapnikuga, moodustades ruumala järgi  $\frac{2}{3}$ , kaalu järgi 11% veest. Samuti leidub teda ühenduses teiste ainetega organismides, teda leidub gaasides, hapetes, alustes, piiritustes, õlides jne.

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

**Eksotermilised ja endotermilised reaktsioonid.** Vesiniku põlemisel vabaneb soojus. Sääraseid keemilisi reaktsioone, mille puhul soojus vabaneb, nimetatakse eksotermilisteks reaktsioonideks.

Kõrges kuumuses, näit. juhtides veeauru läbi hõõguvate süte, lagub vesi vesinikuks ja hapnikuks. Vee lagunemise reaktsioonil soojus neeldub. Sääraseid reaktsioone nimetatakse endotermilisteks reaktsioonideks.

## 8. Aine ehitus. Molekulid ja aatomid.

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

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

Neid kõige väiksemaid aineosakesi nimetatakse molekulideks. Viimastel on samasugused füüsikalised ja keemilised omadused, mis kogu ainel. Nõnda on vee molekul harilikus temperatuuris vedel, keeb + 100° C temperatuuril, külmub 0° temperatuuril, koosneb vesinikust ja hapnikust jne.

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

Molekulid koosnevad omakorda aatomitest. Nõnda koosneb vee molekul vesiniku ja hapniku aatomitest, elavhõbehapendi molekul elavhõbeda ja hapniku aatomitest, väävliksraua molekul väävli ja raua aatomitest jne.

Ühe sõnaga: liitaine molekul koosneb teda moodustavate lihtainete aatomitest.

Mitmesugustel asjaoludel, millega tutvume edaspidi, oletatakse, et ka lihtainete molekul koosneb aatomitest.



hõbe Hg — sõnast Hydrargyrum, raud Fe — Ferrum, vask Cu — Cuprum, süsinik C — Carboneum, väävel S — Sulfur jne.

Liitaineid märgitakse nende lihtainete märkidega, millest nad koosnevad, näit. elavhõbehapend — HgO, väävlisraud — FeS, vaskhapend CuO jne. Kui liitaine molekul sisaldab mõne lihtaine aatomeid rohkem, siis tähendatakse nende arv paremal pool all selle lihtaine märgi kõrvale, näit. vesi H<sub>2</sub>O, see tähendab, et vee molekul koosneb kahest vesiniku ja ühest hapniku aatomist; söehappegaas märgitakse CO<sub>2</sub> jne. Osooni valem on O<sub>3</sub>, vesinikülihapendi valem H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.

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 alguses, ja paremale poolele ained, mis tekkisid. Näit. <sup>1</sup>:

Väävlisraua tekkimine:  $Fe + S = FeS$ .

Väävliselavhõbeda tekkimine:  $Hg + S = HgS$ .

Elavhõbehapendi lagunimine:  $HgO = Hg + O$ .

Kinaveri ja raua vastastikune reageerumine:  $HgS + Fe = FeS + Hg$ .

Sõe põlemine:  $C + O_2 = CO_2$  (söehappegaas).

Väävli põlemine:  $S + 2O = SO_2$  (väävligaas).

Raua põlemine:  $Fe_2 + 3O = Fe_2O_3$ .

Vee elektrolüüs:  $H_2O = H_2 + O$ .

Vesinikülihapendi lagunimine:  $H_2O_2 = H_2O + O$ .

Vesiniku põlemine:  $2H + O = H_2O$  (vesi).

Vase redutseerumine vesiniku abil:  $CuO + 2H = Cu + H_2O$ .

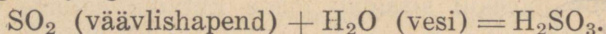
Tsink väävelhappes:  $H_2SO_4$  (väävelhape) + Zn = ZnSO<sub>4</sub> (tsinkvitriol) + H<sub>2</sub>.

---

<sup>1</sup> Et lihtaine molekul koosneb kahest aatomist, siis tuleks lihtaine molekuli märkimiseks tema keemilise märgi juures kirjutada 2. Näit. raud Fe<sub>2</sub>, väävel S<sub>2</sub>, hapnik O<sub>2</sub> jne.; väävlisraua tekkimine  $Fe_2 + S_2 = 2FeS$ , väävli põlemine  $S_2 + 2O_2 = 2SO_2$  jne. Lihtsustamise otstarbel märgime lihtaine molekuli ühekordse märgiga.

## 10. Happed, alused, soolad. Indikaatorid.

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



Uut ühendit  $\text{H}_2\text{SO}_3$  nimetame väävlishappeks.

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

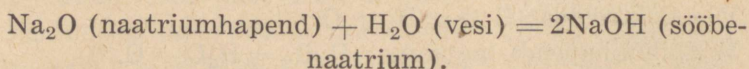
Tähtsamad happed on: väävelhape ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), soolhape ( $\text{HCl}$ ), lämmastikhape ( $\text{HNO}_3$ ), söehape ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ), fosforhape ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ), ränihape ( $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ).

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

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

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

**Alused.** Ka naatriumhapend lahustus vees ja ühines temaga. Seda ühinemist märgime järgmiselt:



Kui aurutame vee lahusest välja, siis jääb järele valge kindel keha, mida nimetatakse sööbenaatriumiks. Sööbenaatriumi lahusel on leelise (puutuha) maitse, ta tundub sõrmedel libedana ja värvib punase lakmuspaberi siniseks. Sääraste omadustega ühendeid kutsutakse alusteks ehk leelisteks.

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

Aluses on metall ühinenud vesihapendi rühmaga OH ehk hüdroksüüliga. Aluseid nimetatakse veel hüdroksüüdideks, vesihapenditeks.

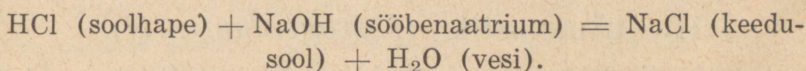
Aluse veelahust nimetatakse veel leeliseks, ka alkaaliks.

Tähtsamad alused on: sööbenaatrium (seebikivi) (NaOH), sööbekaalium (KOH), lubjavesi ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ), ammoniaakvesihapend (tinkpiiritus) ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ).

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

Kui katkestada kohe leelise juurdelisamine ja maitseada lahust, siis tunneme soolast maitset. Aurutades vee välja, jääb katseklaasi valge keedusoola kiht.

Reaktsiooni märgime järgmise võrrandiga:



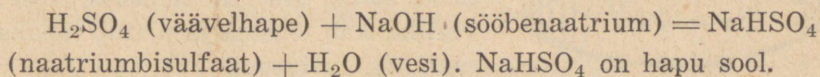
Sellest võrrandist näeme, et happe ja aluse vastastikusel reageerumisel happe vesinik ja aluse metall vahetavad üksteisega kohtining tekitavad soola ja vee.

Happe ja aluse vastastikust mõjustamist nimetatakse kesendamiseks ehk neutraliseerimiseks.

Kui on happes kõik vesinik asendatud metalliga, siis nimetatakse tekkinud soola neutraal-, ka keskseks ehk normaalsoolaks. Keedusool NaCl on neutraalsool.

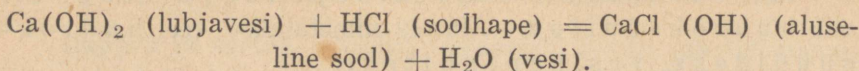
Kui happes ainult osa vesinikku asendub metalliga, siis tekib hapusool.

Näit. kesendades väävelhapet sööbenaatriumiga saame:



Kui aluse ülekaalu tõttu esineb ka hüdroksüülrühm soolas, siis tekkinud soola nimetatakse aluseliseks soolaks.

Näit.:



**Indikaatorid.** Ühendite happeliste või aluseliste omaduste üle otsustatakse lakmuspaberiga. Sääraseid aineid, mis muudavad aluse või happe mõjul värvi, kutsutakse indikaatoriteks.

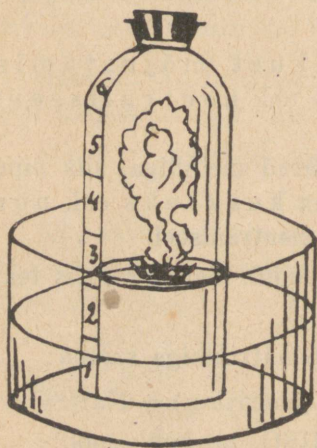
Tähtsamad indikaatorid on järgmised:

|                | Happes:   | Aluses:  |
|----------------|-----------|----------|
| Lakmus         | — punane  | sinine   |
| Fenoolftaleiin | — värvitu | punane   |
| Metüüloranž    | — punane  | kollane. |

Sageli öeldakse aine kohta, et märkida tema happelist, aluselist või neutraalset iseloomu, et tal on hapu, aluseline või neutraalne reaktsioon.

## 11. 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



Joon. 18. Fosfori põlemine pudelis.

korgile veenõus paneme portselan-kausikese tükikese kollase fosforiga (ettevaatust fosforiga!) ning selle üle kummuli põhjata pudeli, nõnda et vee kõrgus ulatuks viienda jaotuseni (kuues jaotus on vees). Fosfor süüdatakse põlema kuuma traadiga läbi pudelikaela ja suletakse pudel korgiga. Põledes ühineb fosfor õhuhapnikuga ja tekitab valget suitsu — fosforhapendi. Varsti kaob suits, sest ta lahustub vees; vesi hakkab tõusma ja ulatub lõpuks neljanda jaotuseni.

Et põlemisel kaob õhust hapnik ning, nagu katsest selgub, see kao-

tus on  $\frac{1}{5}$  osa õhus, siis järeldame, et õhus on hapnikku  $\frac{1}{5}$  ruumalast.

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

Pistame nüüd põleva piiru pudelisse. Ta kustub kohe. Jäänud õhk ei sisalda hapnikku ega võimalda põlemist. Seda järelejäanud õhuosa nimetatakse lämmastikuks, *Nitrogenium*—N.

Lämmastikku on õhus umbes  $\frac{4}{5}$  ruumalast osa.

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

Õhus 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 söehappegaas, mis ühineb lubjaveega; järele jääb lämmastik.

**Omadused.** Lämmastik on värvita, lõhnata ja maitseta gaas, mis ei võimalda põlemist ja hingamist. Viimasest omadusest on tingitud ka tema nimi. Harilikes tingimuses lämmastik ei ühine teiste ainetega; ta on inertne 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 sinna põleva piiru, siis jätkab viimane põlemist.

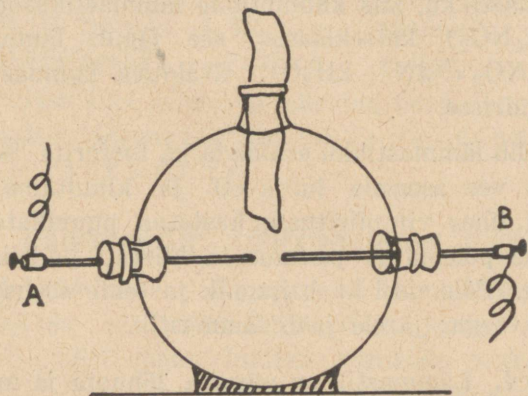
Katsest järeldame, et silindrisse on tunginud hapnikku.

Lämmastik on veidi kergem 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 tšiili salpeetrit.

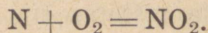
**Lämmastiku ühendid. Hapendid.** Ühinedes hapnikuga annab lämmastik viis hapendit:  $N_2O$  — lämmastikalahapend,  $NO$  — lämmastikhapend,  $N_2O_3$  — lämmastikushapend (ka lämmastikkolmelishapend),  $NO_2$  — lämmastikkahelishapend,  $N_2O_5$  — lämmastikviielishapend. Neist vaatleme ainult  $NO_2$ .

Võtame kolme avaga klaaskera, mis on täidetud õhuga. Kaks ava on suletud korgiga, neist on pistetud läbi raudpulgakesed. Kolmandast avast on pistetud klaaskerasse märgsinine lakmuspaber. Mõlemad raudpulgad on ühendatud tugeva elektri-induktsioonmasina poolustega. Kui lasta läbi klaaskera



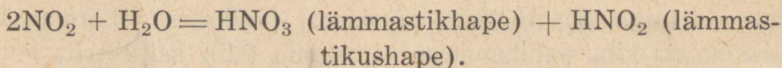
Joon. 19. Lämmastikhapendi valmistamine õhust.

õhu elektrisädemeid, siis ühineb lämmastik hapnikuga ja tekib värvita, niiskuse mõjul aga punakaspruuniks muutuv, mürgine, iseloomulise lõhnaga gaas, lämmastikkahelishapend, mis värvib sinise lakmuspaberi punaseks:



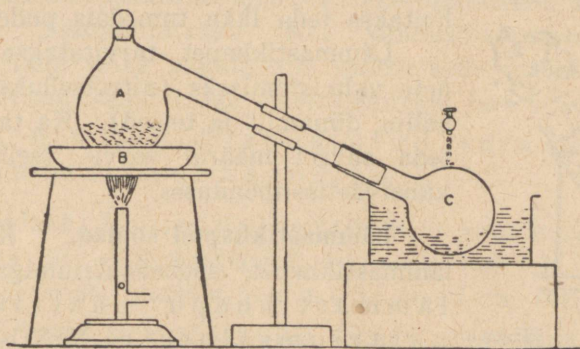
Lämmastikkahelishapendit tarvitati maailmasõja ajal ühes klooriga mürgise gaasina.

**Lämmastikhape.** Valame klaaskerasse pisut vett ja loksutame teda tublisti. Tekkinud gaas ühineb veega ja annab kaks hapet: lämmastikhappe ja lämmastikushappe:



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

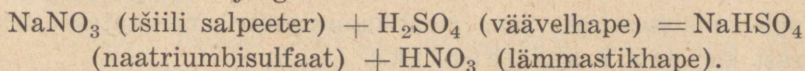
Suuremal määral saadakse lämmastikhapet tšiili salpeetrist, kuumutades seda väävelhappega. Valame retorti (150 sm<sup>3</sup>) umbes 30 sm<sup>3</sup> kanget väävelhapet ja lisandame vähehaaval sinna 30 g pulbriks hõõrutud tšiili salpeetrit, jahutades retorti külma veega. Segu lastakse nüüd üks tund 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.



Joon. 20. Lämmastikhappe saamine tšiilisalpeetrist.

Kui retordist hakkavad tulema värvilised gaasid, katkestame destilleerimise.

Reaktsioon on järgmine:



Et lämmastikhapet saadakse salpeetrist, siis kutsutakse teda ka salpeeterhappeks.

Puhas lämmastikhape on vastiku lõhnaga, värvitu vedelik. Õhus ta suitseb, keeb 86° C temperatuuril. Kange koondatud lämmastikhape on 65% HNO<sub>3</sub> veelahus (erikaal 1,4).

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

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

Soojendame lahja sinist indigolahust mõne tilga lämmastikhappega. Värv kaob, sest indigo ühineb salpeeterhappesest vabaneva hapnikuga.

Tilgutame portselankaussi, milles on veidi kanget lämmastikhapet, mõne tilga tärpentiinõli. Viimane lõkatab kohe põlema suure leegiga. Et lämmastikhape laiali ei pritsiks, asetatakse kausike laia keeduklaasi.

Neist katsetest järeldame, et lämmastikhape on hea hapendaja.

Valguskiirte käes värvub kange lämmastikhape punakas-kollaseks ja laguneb  $\text{NO}_2$ -ks, vesinikuks ja hapnikuks. Seepärast hoitakse teda ikka tumedais pudeleis.

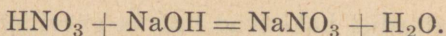


Joon. 21. Süsi jätkab põlemist lämmastikhappes.

Lämmastikhapet tarvitatakse lõhkeainete valmistamiseks (nitrotselluloos, püroküliin, dünaamiit ja teised). Ka tarvitatakse teda suurel määral värvi-, tselluloidi- ja kunstväetise-tööstuses.

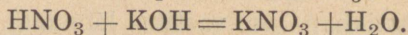
**Lämmastikhapud soolad.** Kesendades lämmastikhapet sööbenaatriumiga, saame lämmastikhapu naatriumi ehk naatriumsalpeetri  $\text{NaNO}_3$ .

Reaktsioon toimub järgmiselt:



Looduses leidub naatriumsalpeetrit suurte lademetena Tšiilis, kust teda veetakse teistesse maadesse kunstväetiseks, lämmastikhappe valmistamiseks jne. Naatriumsalpeetrit nimetatakse seepärast ka tšiili salpeetriks.

Lämmastikhappe ja sööbekaaliumi vastastikusel reageerimisel tekib kaaliumsalpeeter  $\text{KNO}_3$ :



Ida-Indias, Egiptuses, Alžeerias ja teistes maades sisaldab maapind palju kaaliumsalpeetrit. Suurte vihmade järel tekib maapinnale veeaurumise tagajärjel soola; sellest tuleb ka nimi „sal petrae“ (= kalju sool).

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

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

Seepärast kasutatakse lämmastikhappe soolasid samuti lõhkeainete (püssirohu) valmistamiseks.

Segame ettevaatlikult ühe osa kuiva potasipulbrit ühe osa väävelöie ja kolme osa kaaliumsalpeetriga. Kui kuumutame seda pulbrit (vähe 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. tinnanitraat, vasknitraat, elavhõbenitraat jne.

Kõik nitraadid lahustuvad vees ja eritavad kuumutamisel hapnikku.

**Ammoniaak.** Kui segada lämmastiku ja vesiniku gaase ning segust lasta läbi elektrisädemeid, siis ühinevad nad omapärase lõhnaga värvituks gaasiks, ammoniaagiks  $\text{NH}_3$ .

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

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

$\text{Ca}(\text{OH})_2$  (kustutatud lubi) +  $2\text{NH}_4\text{Cl}$  (salmiaak) =  $\text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_3$  (ammoniaak).

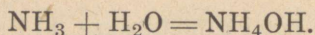
Koguda võib seda gaasi sel teel, kui juhime toru otsa kumulihoitud kolbi, sest ta on kergem kui õhk.

Harilikul rõhumisel ja  $33,5^\circ \text{C}$  temperatuuril veeldub ammoniaak värvituks vedelikuks. Vedel ammoniaak tekitab aurumisel väga madala temperatuuri, seepärast tarvitatakse teda 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 toru kaudu joana kolbi, värvudes siniseks, ja täidab selle suurema osa.

Ammoniaagil on suur tung lahustuda vees. 1 liitris vees lahustub 0° temperatuuril 1150 l, toatemperatuuril 750 l gaasi. Lahuses on ammoniaak osalt ühinenud veega.

Reaktsioon on järgmine:



Tekkinud aine kuulub aluste hulka, ta värvib lakmuse siniseks.

Müügil on ammoniaagi lahus ammoniaakvee, ammooniumhüdrosüüdi, tinkpiirituse, nuuskpiirituse jne. nime all. Kange lahus sisaldab umbes 25% ammoniaaki.

Soojendamisel laguneb ammooniumhüdrosüüd veeks ja ammoniaagiks, mis eraldub.

Ammoniaak tekib orgaaniliste (taimedest ja loomadest saadud) ainete mädanemisel ja kuumutamisel.

Kuumutame katseklaasis nahka, villa, karvu jne.; hoiaime eralduvais

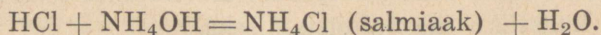
Joon. 22. Ammoniaagi lahustuvuse tagajärjel tungib vesi kolbi.

aurudes punast lakmuspaberit. Viimane värvub siniseks. Ka on tunda ammoniaagi lõhna.

Suuremal arvul saadakse ammoniaaki tõrvaveest gaasivabrikuis.

Ammooniumhüdrosüüdi, kui aluse, ja hapete vastastikusel reageerimisel tekivad soolad.

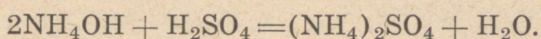
Näit. annab soolhape ja ammooniumhüdrosüüd valge soola — salmiaagi:



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

Salmiaaki tarvitatakse metallide jootmisel, taskulampide elektripatareides jne.

Väävelhappega annab ammoniumhüdrosüüd väävelhapu ammoniumi.



Seda soola tarvitatakse väetisena ammoniumsulfaadi nime all.

Küpsetuspulbrina leiab tarvitamist söehapu ammonium  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ , mis on „põdrasarve soola“ tähtsaim sisuosa.

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

**Lämmastiku ringkäik looduses.** Lämmastik on taime-, looma- ja inimesekeha tähtsamaid elemente. Raku protoplasma — elukandja — koosneb mitmesugustest valkainetest, mis sisaldavad lämmastikku.

Taimed ei saa otseselt võtta vaba lämmastikku õhust, vaid ainult lämmastikhapusid sooli, nitraate mullast.

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

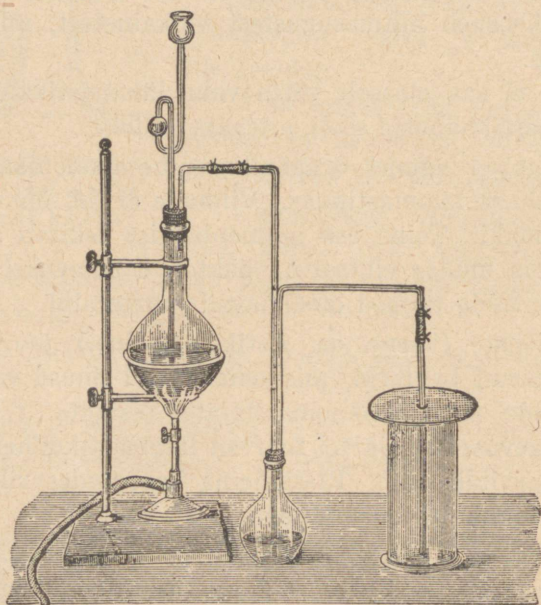
Liblikõieliste (herne, oa, ristikkeina jne.) juurtel leiduvais mügarais elavad bakterid, mis omandavad õhust vaba lämmastikku. Nende lämmastikuomandajate pisikute („mügarbakterite“) elutegevuse tagajärjel tekivad lämmastikuühendid, nitraadid, mida tarvitab taim. Ristikheina kasvatades rikastab põllumees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

Ammoniaagi ja lämmastikhapud soolad on tähtsamaid kunstväetisaineid. Neid saadakse loodusest (näit. tšiili salpeeter) või valmistatakse kunstlikult õhulämmastikust ja tõrvaveest.

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

## 12. Kloor (*Chlorum* — Cl).

**Saamine.** Riputame kolbi 30 kuni 50 g peeneks tõugatud pruunkivi ehk mangaanülihapendi pulbrit ja valame sellele soolhapet (2 osa kanget soolhapet segatud 1 osa veega) peale. Kolvi suleme kummikorgiga, millest on pistetud läbi kaks korda kõveraks painutatud klaastoru. Kui soojendame segu, siis hakkab sellest eralduma kollakasrohelist lämmatavat gaasi, mida kogume nõusse. (Katset tuleb toimetada tõmbekapis, sest eralduv gaas on mürgine!). Et nimetatud gaas on raske, siis vajub ta nõus põhja.



Joon. 23. Kloori saamine.

Kogume säärasel viisil kolm-neli nõutäit ja katame nad pealt klaasiga.

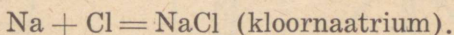
Saadud gaasi nimetatakse klooriks; tema ladinakeelne nimi on Chlorum, keemiline märk Cl.

**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 verepunarauaga, mille järeldusel veri tardub.

Keerame ühe kloorinõu kummuli vette ja avame nõu suu. Vesi hakkab pikkamööda tungima nõusse, sest kloor lahustub temas. Kloori vesilahust kutsutakse kloorveeks.

Klooril on suur tung ühineda teiste ainetega.

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



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

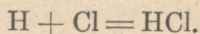
Puistame järgmisse kloorinõusse antimoni (Sb) pulbrit. Kohe ühineb antimon klooriga kloorantimoniks,  $\text{SbCl}_5$ , mis täidab klaasi valge suitsuna. Seejuures tekib nõnda palju soojust, et antimon sütib põlema.

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

Kui kloor ja metallid on täiesti kuivad, siis nad ei sidune. Kui aga tilgakese vett juurde lisame, siis tekib reaktsioon kohe. Sääraseid aineid, mis reaktsiooni tekkimisele kaasa aitavad, ilma et nad ise muutuksid, nimetatakse katalüsaatoriteks. Veel on praegusel korral katalüsaatori ülesanne. Katalüsaatori osa etendas hapniku saamisel Berthollet' soolast mangaanülhapend.

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

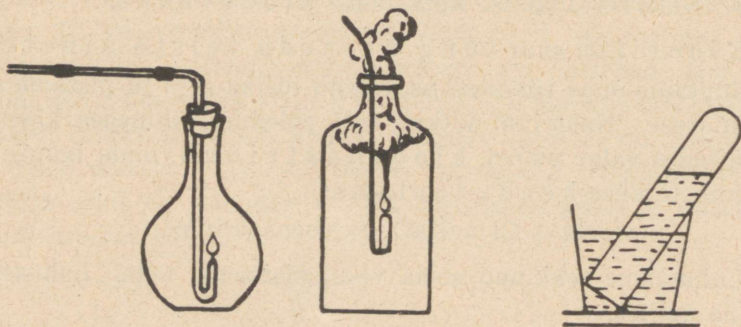
teravat lõhna. Valame nõusse vett, vesi omandab hapu maitse. Kloor ühines vesinikuga, tekitades kloorvesiniku, mis lahustub vees.



Täidame ühe katseklaasi vesinikuga, teise klooriga, seame mõlemad klaasid avadega kokku. Tuleleegi kohal katseklaasi uuesti avades tekib plahvatus, kuna vesinik ja kloor ühinevad kloorvesinikuks.

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

Pistame põleva küünla klooriga täidetud nõusse. Põlemine



Joon. 24. Kloor põleb vesinikus.

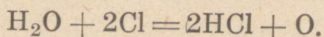
Joon. 25. Küünal jätkab põlemist klooris.

Joon. 26. Valguses eraldub kloorveest hapnik.

jätkub, tekib tahmapilv. Küünlaaine vesinik ühineb nüüd hapniku asemel klooriga.

Pistame tärpentiiniga leotatud pabeririba kloorianumasse. Paber süsineb ja plahvatab põlema, sest kloor võtab tärpentiinis 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 piiruga, veendume, et katseklaasi on kogunenud hapnikku. Kloor võttis veelt vesiniku ja ühines temaga, hapnik eritus.



Kloorvett tuleb seepärast hoida pimeduses või tumedas nõus.

Hapnik tekkimise momendil („*in statu nascendi*“) on väga aktiivne ja ühineb teiste ainetega. Värvilised ained muutuvad hapnikuga ühinemise tõttu värvituiks. Sel põhjusel kasutatakse kloorvett pleegitamiseks.

Valame tindi sisse kloorvett ja loksutame segu. Varsti kaob tindi värvus.

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

Pleegitamise järel tuleb kloor riidest tingimata kõrvaldada, vastasel korral sööb ta riide ära. See toimub naatriumhüposulfiidi  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  või mõne teise aine abil, mida seepärast nimetatakse antiklooriks.

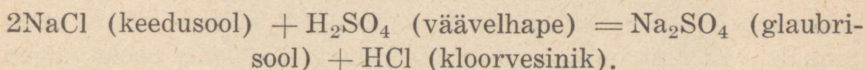
Kloorvett tarvitatakse ka desinfitseerimiseks.

Harilikult tarvitatakse pleegitamiseks kloorlupja, mis on kustutatud lubja ja kloori ühend. Kloorlubja veelahus sisaldab vaba kloori.

Mürgist kloorgaasi tarvitatakse gaasisõjas. Kaitsevahendiks osutub naatriumhüposulfiit, mis klooriga annab sool- ja väävelhappe. Viimased kesendatakse soodaga.

**Kloorvesinik — soolhape.** Tähtsaim klooriühend on kloorvesinik. Teda võib saada kloori ja vesiniku otsesel ühinemisel. Suuremal määral saadakse kloorvesinikku, kui keedusoolale valatakse väävelhapet ja kuumutatakse seda segu.

Reaktsioon on järgmine:



Kogume kloorvesiniku katseklaasi.

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

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

Sellest järeldub, et kloorvesinik lahustub energiliselt vees. 0° temperatuuris lahustab üks ruumiühik vett 500 ruumiühikut kloorvesinikku.

Maitseme lahust, tal on hapu maitse. Sinise lakmuspaberi värvi ta punaseks. Järelikult on meil tegemist happega. Kloorvesiniku veelahust nimetatakse soolhappeks. Harilik soolhape sisaldab 24% HCl, koondatud soolhape kuni 35% kloorvesinikku. Soolhape lahustab suurema osa metalle.

Kolme osa koondatud soolhape ja ühe osa koondatud lämmastikhappe segu kutsutakse kuningaveeks. Ta lahustab eneses peaaegu kõik metallid.

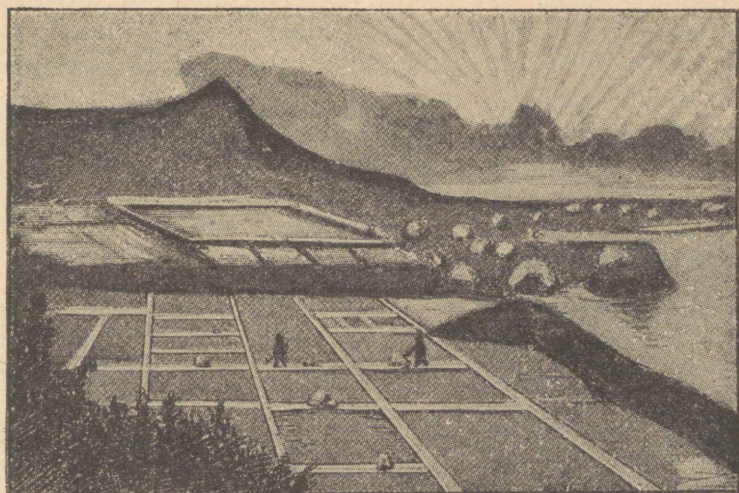
**Keedusool.** Tähtsaim kloriid on keedusool, NaCl. Keedusool on klaasisarnane, läbipaistev, värvitu aine. 100 puhta vee kaaluosas võib lahustuda kõige rohkem 39,1 (+ 100° C temperatuuril) osa keedusoola. Ta on inimese ja loomade toidu vajalik osa. Keskmiselt tarvitab inimene aastas 7¾ kg keedusoola. Keedusoolaga konservitakse toitaineid, temast valmistatakse soolhapet, soodat, sööbenaatriumi ja teisi aineid.

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

Wieliczka kivisoola kaevandused töötavad juba 600 aastat, igal aastal murtakse välja umbes 40 000 tonni (1 tonn = 1000 kg) soola. Kaevandused asetsevad nelja korrana üksteise all. Kõige puhtamat valget soola saadakse kõige sügavamalt. Kivisoola murtakse lahti suurte pankadena ja saadetakse šahtide kaudu maapinnale. Et korrad ei langeks sisse, on jäetud igale poole valged paksud kivisoolasambad. Esimesel korral leidub suur maa-alune soolajärv, millel võib sõita lootsikuga. Ka on siin soolast raiutud kabel, mille altar, kantsel, kujud, sambad, pingid jne. on kõik kivisoolast. Ka on olemas suur pidusaal. Üht teist ruumi kutsutakse „kroonlühtrisaaliks“, mille laest ripub alla lihvitud soolätükkidest koostatud kroonlühter.

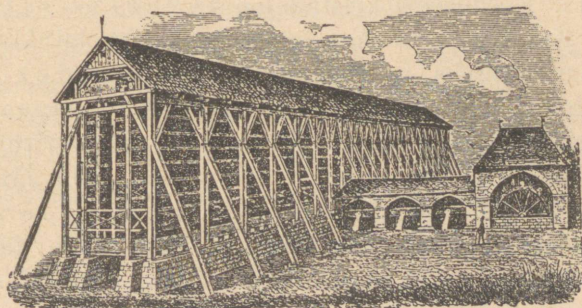
Mereveest saadakse keedusoola sel teel, et soolane vesi juhitakse selleks kaevatud basseinidesse, kust vesi aegamööda

aurub, kuna sool jääb järel. Põhjamaades lastakse soolane vesi külmuda jääks; sool eraldub jääst basseini põhja.



Joon. 27. Keedusoola saamine mereveest.

Soolajärvedest aurub vett suvel nõnda palju ära, et osa soola vajub põhja, kust ta siis labidatega välja tõstetakse ja kaldale kuivama laotatakse.



Joon. 28. Keedusoola saamine soolaallikate veest.]

Soolaallikate veest soola saamiseks juhitakse soolane vesi läbi haoriitade (gradiirvärk), kus osa vett aurub; järelejäänud soolane vesi jookseb edasi nende all seisvatesse basseinidesse. 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 müügile saatmist.

Valame keedusoola küllastatud lahust taldrikule ja laseme seismisel vee auruda. Kui vaatleme taldrikule jäänud soolatera-kesi, siis märkame juba palja silmaga, et neil on kuustahu ehk heksaedri (kuubi) kuju.

Kui võtame suurema kivisoola-tüki ja katsume teda lõhestada vasaraga lüües, siis võib saada suuremaid kuubitaolisi kristalle.

Kui ühendame heksaedri vastastahkude keskpunktid, saame kolm kristallograafilist telge, mis on ühepikkused ja lõikuvad üksteisega ristloodis, s. o.  $90^\circ$  nurgaga.

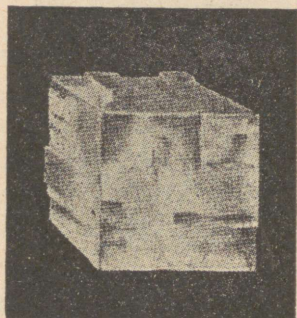
Säärased kristallid kuuluvad nõndanimetatud korrapärasesse ehk regulaarsesse

süsteemi. Keedusoola kristalle on ka seesmiselt kristalse ehitusega. Kui lüüa vasaraga suuremat kivisoolatükki, siis lõhub see suuremateks ja väiksemateks kuupideks. Siledad lõhmunispinnad lõikuvad üksteisega alati  $90^\circ$  nurgaga.

Kui kriimustame kivisoola pinda näit. marmoritükikese servaga, siis jääb kivisoola pinnale kriips. Kivisool aga marmori pinda ei kriimusta. Marmor on seega kivisoolast kõvem. Kivisool kriimustab omakorda rasvakivi ehk talgi pinda: ta on sellest kõvem. Öeldakse, et talgi kõvadus on üks, kivisoolal kaks, marmoril kolm.

### 13. Jood (*Jodum* — *J*).

**Saamine ja omadused.** Segame joodnaatriumi või joodkaaliumi soola (2 g) pruunkiviga (4 g), valame segule natuke väävel-



Joon. 29. Keedusoola kristall.

hapet juurde ja soojendame teda ettevaatlikult liivavannis. Katseklaasis tekib sinakaslilla aur, mis heitub tumedate läikivate kristallidena klaasiseintele.

See aine on j o o d, keemilise märgiga J, ladinakeelsest nime- tusest *jodum*.

Jood on metalli läikega mustjashall kristalne keha.

Soojendame joodikristalle katseklaasis kõrgel leegi kohal. Joodist eraldub tumelillat auru, mis kohe laskub seintele väikeste läikivate kristallidena. Kui aine jahtudes gaasilisest olekust muutub kohe tahkeks kehaks, siis nimetame säärast nähtust *sublimatsiooniks*.

Jood lahustub vees vähe, joodkaaliumis, samuti ka piirituses, eetris, kloroformis, väävelsüsinikus hästi, andes mitmesuguseid värvilisi lahuseid. 10% lahust alkoholis kutsutakse j o o d - t i n k t u u r i k s, mida tarvitatakse haavade desinfitseerimiseks.

Valmistame katseklaasis tärkliiskliistri, keedame veidi ja laseme seda jahtuda. Lisandame lahjat, veidi kollakat joodilahust joodkaaliumis. Kohe värvub tärkliis siniseks. Soojendame veidi kliistrit, värv kaob, kuid jahtudes ilmub ta uuesti. (Tärglist ei tohi liiga kuumutada!)

J o o d on seega tärglise reaktiiv.

Tilgutame saiale joodilahust: ta värvub kohe siniseks, mis on tõenduseks, et saiaaine koosneb tärglisest.

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

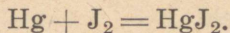
Varemini saadi joodi mererohtude tuhast, kuid nüüd saadakse teda kõrvalainena tšiili salpeetri puhastamisel.

**Ühendid.** Tähtsaim joodi ühend on vähepüsiv j o o d - v e s i n i k, HJ (gaas), mis vees lahustub, andes j o o d v e s i n i k - h a p p e.

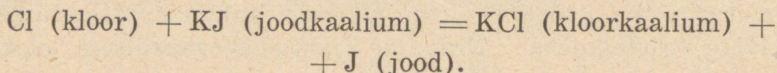
Selle sooli nimetatakse j o d i i d i d e k s. Jodiidid võivad otsekohe tekkida elementide ühinemisel.

Kui segada magneesiumipulbrit peenekshõõrutud joodiga ja tilgutada juurde paar tilka vett, siis ühineb magneesium joodiga j o o d m a g n e e s i u m i k s,  $MgJ_2$ .

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 ühenditest välja:



Joodi ühendeid peab olema inimese joogis või toidus. Kui joodi üendid puuduvad täiesti, siis jääb kilpnääre arenemata, mille tagajärjel inimene ei arene (jääb idiodiiks, kretiiniks). Inimene saab joodi ühendeid ühes keedusoolaga.

#### 14. Broom (*Bromum* — *Br*).

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

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

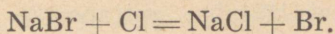
Broomi tarvitati segatult klooriga maailmasõjas. Teda kesendatakse nagu kloorigi naatriumhüposulfiidiga.

Broomi ühendeid leidub merevees, mõnes mineraalallikas ja kivisoola lademeis.

**Üendid.** Broom ühineb vesinikuga broomvesinikuga, vänge lõhnaga gaasiks, mis vees lahustub, tekitades broomvesinikhappe. Selle sooli nimetatakse bromiidideks.

Samuti nagu jood ühineb ka broom metallidega otseselt. Kui riputada broomvette magneesiumipulbrit ja loksutada segu tublisti, siis kaob pruun värvus ning magneesium ühineb broomiga broommagneesiumiks  $\text{MgBr}_2$ , mis lahustub vees.

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

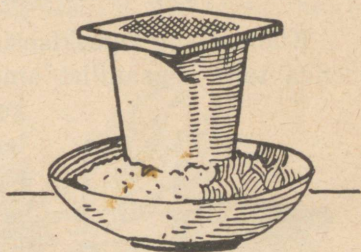


Kaalium- ja naatriumbromiidi tarvitatakse arstiteaduses.

## 15. Fluor — F. Halogeenid.

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

Tähtsaim fluori ühend on fluoriit (fluorkaltsium) ehk sulapagu,  $\text{CaF}_2$ . See on klaasi läikega, sageli läbipaistev, värvitu või lisandite mõjul värviline mineraal. Läbitungivas valguses omab fluoriit sinakaslillat värvust. Säärast nähtust, kui kehad omavad kaheksugust värvust — langevas valguses ühte, läbitungivas teist —, nimetatakse fluorestsentsiks. Fluoriit moodustab kristalle, mis kuuluvad regulaarsesse süsteemi. Ta kriimustab marmorit, tema kõvadus on 4.

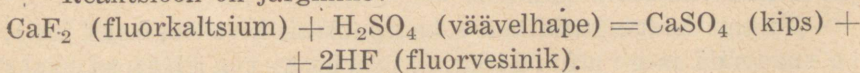


Joon. 30. Klaasi sööbimine fluorvesiniku toimel.

Paneme tinatiiglisse veidi fluorkaltsiumi puru ja valame peale väävelhapet. Tiiglile paneme klaasi, mis on kaetud parafiiniga või vahaga, millesse on tehtud mõned joonised, nii et klaasjoonise kohal on paljastatud.

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

Reaktsioon on järgmine:



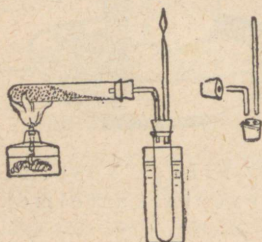
Fluorvesinikku tarvitatakse seepärast klaasi söövitamiseks (etsimiseks).

Fluorvesinikhapet hoitakse guttapertša- või tinanõudes, ka parafiinnõudes, klaasnõudes teda ei või hoida.

**Halogeenid.** Kloor, broom, jood ja fluor omavad ühiseid omadusi, nad kuuluvad kõik halogeenide, s. t. soolatekitajate rühma. Nende ühendeid metallidega kutsutakse haloidideks.

## 16. Süsinik (*Carboneum* — C).

Kuumutame katseklaasis saepuru, suhkrut, taimeosi, liha või mõnda teist orgaanilist ainet. Klaasist hakkavad välja tulema kollakad gaasid, mida võib süüdata põlema. Nad põlevad suitseva leegiga. Kui hoiame leegis külma portselankausikest, siis koguneb viimasele tahma. Katseklaasi jääb järele must süsi, seinetele kogunevad kollased tõrvatilgad. Säärast orgaanilist ainete lahustamist tahkeks söeks, vedelaks tõrvaks ja gaasiks kutsutakse kuivajamiseks ehk kuivdestilleerimiseks.



Joon. 31. Puu kuivajamine.

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

Süsinik on orgaanilise maailma, taime- ja loomariigist saadud aine peaelement.

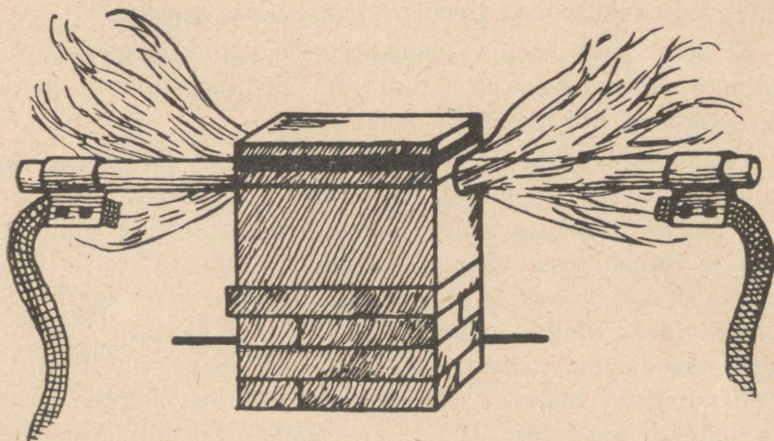
Süsiniku ühendeid on nõnda palju, et neid käsitletakse keemia erilises osas, orgaanilises keemias. Orgaaniline keemia on süsinikku sisaldavate ainete keemia. Süsinik moodustab taime- ja loomakehas huvitavad ja tähtsad ühendid: suhkrut, tärklise, tselluloosi, rasvad, õlid, valgud jne. Süsinik on tähtsaim sisuosa kütteenetes (puus, kivisöes, naftas, petroolis, bensiinis, alkoholis jne.). Süsinikku on söehappegaasis, mida leidub õhus, vees ja mullas. Kriit, lubjapagu jne. sisaldavad süsinikku.

Puhtalt leidub süsinikku söe (puusüsi, kivisüsi, koks jne.), teemandi ja grafiidikuul. Säärast nähtust, kus

üks ja sama lihtaine esineb mitmel kujul, 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, roheline jne. mineraal. Musta teemanti kutsutakse karbonaadoks.

Looduses leidub teemante ainult kristallidena, mille põhivormina esinevad korrapärased oktaeedrid (kaheksatahud).



Joon. 32. Moissani elekterahi.

Viimased kuuluvad regulaarsesse kristallisüsteemi. 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 priljantideks.

Teemant on kõvem kõigist teistest mineraalidest. Tema kõvadus on 10. Tarvilise suurusega ja vormiga teemandiga võiks lõigata klaasplaadilt laaste nagu hõövlirauaga puulaualt. Kõvaduse tõttu tarvitatakse halvemaid sorte klaasilõikamiseks,

kivipuuride otsteks jne. Teemanti lihvitakse tema oma pulbriga. Lihvimisel kaotab teemant suurema osa oma massist.

Kui kuumutada teemanti üle  $1000^{\circ}$  C ilma et õhk pääseks talle juurde, siis muutub ta koksisarnaseks massiks. Hapnikus põleb ta kõrges kuumuses söehappegaasiks  $\text{CO}_2$ , mis on tõendusks, et ta koosneb süsinikust.

Prantsuse õpetlasel Moissan'il õnnestus (1887. a.) teemanti valmistada kunstlikult. Selleks lahustas ta suhkruga kuivajamisel saadud söe elekterahjus sulatatud (kuni  $3500^{\circ}$  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 värvitud, suurem osa mustad.

Et söest võib saada teemanti, tõendab omakorda, et ka lihtainete molekul koosneb aatomitest. Söe molekulis on aatomid teisiti asetatud kui teemandi molekulis.

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 Braama templist Indias. Sõdurilt varastas teemandi laevakapten ja müüs selle lõplikult vene vürstile Orlov'ile umbes 1,6 milj. krooni eest. Orlov kinkis teemandi Vene keisrinnale Katariina II-le. See teemant kaalub  $194\frac{3}{4}$  karaati ja on värvilt veidi kollakas.

**Grafiit.** Grafiit on väga pehme hallikasmust mineraal, tuhmi metallise läikega, hästi elektrit juhtiv ja sulamatu nagu teemantki. Pehmuse tõttu tarvitatakse teda pliiatsisüdameiks, segades teda saviga. Masinates, kus kange kuumuse tõttu õli laguneb, tarvitatakse teda määreõlide täidisena. Grafiidi keemilise vastupidavuse tõttu tehakse sellest mineraalist elektroode.

Hapnikus põleb grafiit, tekitades söehappegaasi.

Grafiiti leitakse looduses mitmes kohas, näit. Tseiloni ja Madagaskari saarel. Viimasel ajal valmistatakse grafiiti ka kunstlikult.

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

Puu kuivajamisel saadakse puusütt. Teda tarvitatakse sepatöös, metallide väljasulatamiseks maakidest, süsikurnade valmistamiseks.

Kontide kuivajamisel saadakse kondisütt. Ta sisaldab palju lubjasooli.

Kivisöe kuivajamisel saadakse koksi, mis leiab tööduses laialist tarvitamist. Peale koksi saadakse kivisöe kuivajamisel veel kivisöetõrva ja gaasi.

Turbast saadakse turbakoksi.

Õlide põletamisel saadakse tahma, mida tarvitatakse mustaks värviks (kiindrus), trükimustaks, tušiks jne.

Tahmast valmistatud tušši kloor ei pleegita.

Kui kuumutada katseklaasis puusütt, ilmuvad klaasi külme-  
maile osadele veetilgad. Kui laseme sütt mõni päev seista ja kuumutame teda uuesti, annab ta jälle palju vett. Süsi imab endasse (absorbeerib) palju veeauru ja gaase.

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

Samuti tõmbab süsi endasse lõhnavaid aineid.

Sel põhjusel kasutatakse sütt vedelikkude kurnamiseks ja puhastamiseks, tuletõrjajate maskides jne.

**Mineraalsüsi.** Mineraalsüteks nimetatakse pruunsütt, kivisütt ja antratsiiti (läiksütt). Ka turvas kuulub siia.

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

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

Turvast võime vaadelda kui noorimat kivisütt, mis tekib veel praegusel ajal. Tähtsaim taim, mida leidub turba koostises,

on turbasammal. 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 tähtsaimaid kütteaineid. Neist saadakse kuivajamisel koksi, tõrva ja gaasi. Tõrvast ja tõrvaveest saadakse mitmesuguseid kasulikke aineid (äädikhapet, ammoniaaki, naftaliini, karboolhapet, bensooli jne.).

**Põlevkivi.** Põhja-Eestis vahelduvad lubjapaekivi lademetega mitmesuguse paksusega põlevkivikihid. Läänest itta ulatuvad nad Paldiskist Narvani ja jätkuvad sealt edasi Venemaale. Kõige paksemad, töönduslikult kasutatavad kihid asetsevad Virumaal umbes Kadrina — Narva jõe vahel; nende lõuna-piiriks on Tudulinna — Iisaku vaheline joon.

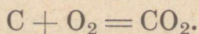
Põlevkivi nimetatakse veel õlikiviks, ka kukersiidiks (Kukruse küla järgi).

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

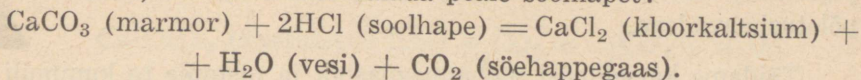
Ta on värvuselt kollakaspruun, mõnikord punakas. Alumised kihid on tihedad, ülemised muredad. Põlevainet sisaldab põlevkivi umbes 43%. Tema halbuseks on suur tuhasisaldavus (keskmiselt 50%). Põlevkivi tarvitatakse kas otse kütteks või saadakse temast kuivajamisel toorõli. Viimane on paks raske pruunikas-must vedelik, mida tarvitatakse kütteinena (sõjalaevadel, veduritel) või töötatakse ümber. Toorõlist saadakse bensiini, immutusõlisid (peamiselt raudteeliiprite immutamiseks), karbolineumi ja pigi, mida tarvitatakse tänavate sillutamiseks, jne.

Põlevkivi tuhasta tehakse ehituskive.

**Süsiniku ühendid. Söehappegaas ehk süsinikkahelishapend.** Söe põlemisel küllaldase hapniku või õhu juurdepääsuga tekib söehappegaas ehk süsinikkahelishapend:



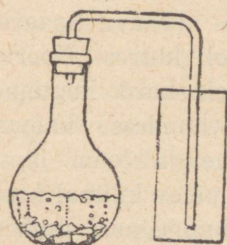
Suuremal hulgal võib saada söehappegaasi paekivist või marmorist, kui viimaseile valada peale soolhapet:



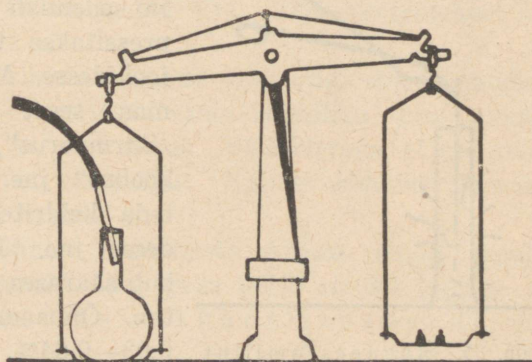
Söehappegaas on värvita ja lõhnata.

Paneme keeduklaasi kaalukaasile ja seame kaalud tasakaalu. Juhime nüüd keeduklaasi toru kaudu söehappegaasi. Kohe vajub see kaalukauss allapoole. Söehappegaas on seega õhust raskem (umbes  $1\frac{1}{2}$  korda).

Pistame põleva piiru söehappegaasi nõusse. Kohe kustub



Joon. 33. Söehappegaasisaamine.

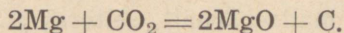


Joon. 34. Söehappegaas on õhust raskem.

piirg, sest söehappegaas ei soodusta põlemist. Paneme küünla klaasi ja valame sinna söehappegaasi. Kohe kustub küünal.

Söehappegaas ei võimalda hingamist. Elusolend sureb söehappegaasis.

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

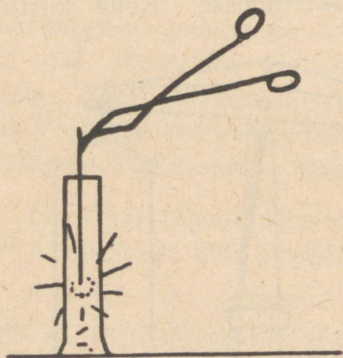


Rõhumisel muutub söehappegaas vedelaks. Säärast vedelat söehappegaasi müüakse teraspudelites. Kui avada säärane teraspudel, siis jahtub väljatungiv gaas niivõrt, et toru suu juurde koguneb lumesarnane tahke  $\text{CO}_2$ . Tahket  $\text{CO}_2$  võib võtta pesse,

auruv  $\text{CO}_2$  ei lase teda puutada vastu nahka. Kui aga teda pigistada, siis tekitab ta kätele külmetushaavu, mis sarnanevad põletushaavadega.

Täidame katseklaasi söehappegaasiga ja pistame ta kummuli vette. Varsti hakkab vesi katseklaasis tõusma, sest  $\text{CO}_2$  lahustub vees. 0° temperatuuril lahustub vees 1,8 ruumiühikut  $\text{CO}_2$ ; rõhumisega aga kasvab söehappegaasi lahustuvus vees.

Kui avame õllepudeli, tungib sealt välja käärimisest tekkinud söehappegaas. Ta annab jookidele hapuka karastava maitse ja edendab seedimist. Seepärast pressitakse teda kunstlikult neisse jookidesse. Mõnes kohas voolab teda maa seest välja (Jaava saarel „Surmaorus“, Napoli juures „Koerakoobas“ jne.). Teinekord koguneb teda keldritesse, vanadesse kaevudesse jne. Inimene ja loom lämbub säärases õhus, põlev küünal kustub. Õhus on söehappegaasi umbes 0,03—0,04%. Mõned mineraalveeallikad sisaldavad ka palju söehappegaasi.

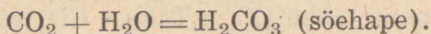


Joon. 35. Magneesiumilint põleb söehappegaasis.

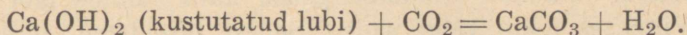
Söehappegaas tekib taigna kerkimisel ja teeb selle kohedaks. Tulekustutamisaparaatides surub tulekustutamisel soolhappe ja sooda reageerimisel tekkiv söehappegaas vee aparaadist välja ja kustutab leegi.

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

**Söehape.** Vesi, milles söehappegaas on lahustunud, omab hapukat karastavat maitset (näit. selterss jt.). Sinise lakmus-paberi värvib säärane vesi nõrgalt punaseks. Sellest järeldame, et söehappegaas tekitab veega ühinedes nõrga happe, mida nimetatakse **s ö e h a p p e k s**:



Juhtides söehappegaasi läbi lubjavee, sadestub söehapukaltsium (kriit)  $\text{CaCO}_3$ . See on söehappe sool:



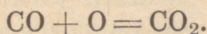
Paas, lubjapagu, marmor, kriit ongi  $\text{CaCO}_3$ .

Söehapused sooli nimetatakse karbonaatideks. Tähtsamad karbonaadid on söehapu kaltsium  $\text{CaCO}_3$ , magnesiit  $\text{MgCO}_3$ , sooda  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , söögisooda  $\text{NaHCO}_3$ , potas  $\text{K}_2\text{CO}_3$  ja teised.

**Süsinikhapend.** Kui põlemisel pole õhku küllaldaselt, tekib mürgine gaas, süsinikhapend  $\text{CO}$ . Teda kutsutakse ka vinguks ja karmuks.

Vingugaas ühineb sissehingamisel verepuna ehk hemoglobiiniga, viimane ei saa enam võtta vastu hapnikku, pea hakkab valutama, teadvus kaob ja tuleb surm. 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 söehappegaasi:

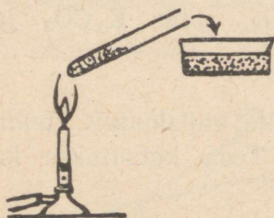


Ahjus hõõguvates sütes on vähe hapnikku, seepärast tekib seal süsinikhapend, mis sütest läbi tungides nende peal põleb sinise leegiga süsinikkahelishapendiks.

Kui panna süsinikhapendi ja kloori segu valguse kätte, siis ühinevad nad äärmiselt mürgiseks gaasiks fosgeeniks  $\text{COCl}_2$ . Seda gaasi tarvitati gaasisõjas.

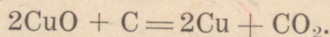
Fosgeeni aur on värvita ja iseloomulise lõhnaga, väikeses kontsentratsioonis aga lõhnata. Tubakasuitsul on fosgeeni atmosfääris iseäranis paha maik, mis asjaolu võimaldab teda ära tunda. Fosgeen mõjub hävitavalt kopsudele, hingamisloõride ilanahale ja silmadele. Ta on väga kaval ja kardetav aine, mis hävitab oma ohvri, ilma et sel oleks hädaohust aimugi. Kaitseks fosgeeni vastu tarvitatakse gaasimaske, milles puusüsi, pimsskivi ja teised ained imevad endasse selle gaasilise mürgi.

**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 söehappegaas. Must pulber katseklaasis on muutunud punaseks. Lähemalt vaadeldes tuleme otsusele, et katseklaasis on tekkinud vask.



Joon. 36. Vase taandamine vaskhapendist söe abil.

Süsi ühines vaskhapendi hapnikuga CO<sub>2</sub>-ks ja taandas vase:

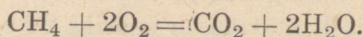


Taandamisvõime tõttu kasutatakse sütt metallide taandamiseks nende maakidest.

**Süsiniku ühendid vesinikuga.** Süsinik ja vesinik ühinevad väga mitmesugustes suhetes. Kõiki neid ühendeid nimetatakse süsivesinikkudeks.

Tuntuimad neist on järgmised: CH<sub>4</sub> — metaan ehk soogaas ja C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> — atsetüleen.

**Metaan ehk soogaas — CH<sub>4</sub>.** Soos, madalail vesiseil kohil käies, tungivad veest välja vorinal gaasimullid. 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 ei pääse nende juurde. Laboratooriumis saab seda gaasi äädikhapu naatriumi ja naatronlubja segu kuumutamisel. See on lõhnata, värvita gaas. Põleb sinaka leegiga söehappegaasiks ja veeks:



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

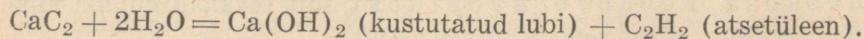
Ka meie Kokskäri saarel saadi varemini seda maagaasi ja tarvitati tuletorni valgustamiseks.

**Atsetüleen.** Mitmed metallid ühinevad süsinikuga kõrges kuumuses (elekterahjus). Metallide ja süsiniku ühendeid kut-

sutakse karbiitideks. Nõnda saadakse söepuru ja kustutamata lubja segu kuumutamisel elekterahjus kaltsiumkarbiiti,  $\text{CaC}_2$ .

Vee mõjul laguneb kaltsiumkarbiit, tekitades atsetüleen  $\text{C}_2\text{H}_2$ .

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



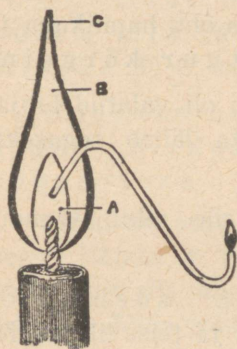
Atsetüleen on värvita, vastiku lõhnaga, mürgine gaas. Ta põleb heleda valgustava leegiga, andes palju tahma. Atsetüleeni ja õhu segu plahvatab kergesti, seepärast peab temaga toimima ettevaatlikult.

Atsetüleeni tarvitatakse valgustamiseks erilistes lampides (jalgratastel).

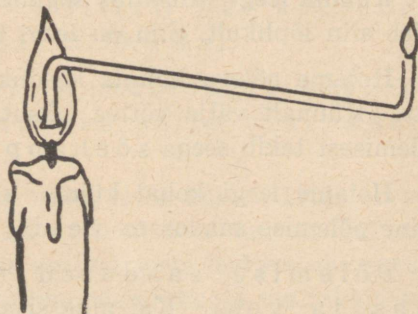
## 17. Põlemine. Leek. Hingamine.

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

Paneme küünla põlema ja vaatleme tema kuhikutaolist leeki. See koosneb kolmest kihist: seesmine on tume, keskmine hiilgav, väliskiht vaevalt-nähtav sinine.



Joon. 37. Küünla-leegiehitus.

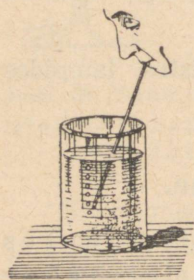


Joon. 38. Küünlaleegi siseosa koosneb gaasidest.

Puutükki põigiti leegis hoides hakkab ta kõige enne põlema leegi välises kihis, kuna tumedas keskosas ta veel ei süsine. Sellest järeldame, et leegi välisosas temperatuur on kõrgem kui siseosas.

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

Kui hoiame leegi helendavas osas mõnd külma asja, näit. klaaspulka, laskuvad sellele kohe mustad söekübemed ehk tahm.



Joon. 39. Hingamisest tekkinud söehappegaas teeb lubjavee sogaseks.

Küünla valgus tekibki söekübemete hõõgumisest. Üldse valgus tekib 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 kunstsiidi kiududest. Viimased põlevad ära, järelejäänud soolad hakkavad leegi kõrge temperatuuri toimel 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 kõrgeim.

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

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

Põlemise saadused on seega söehappegaas 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.

Hingamine sarnaneb põlemisega. Meie hingame kopsu õhku, veri omandab kopsust osa õhu hapnikku ja kannab ta igale poole kehha laiali. Keha rakkude aine ühineb hapnikuga, seejuures vabaneb soojus ja tekivad söehappegaas ja veeaur, mida inimene hingab välja. Puhudes hingeõhku läbi lubjavee, läheb see sogaseks. Puhume hingeõhku külmale klaasile, see kattub veeuduga. Harilikul põlemisel vabaneb korraga palju soojust, hingamisel vabaneb soojus pikkamööda. Hingamine erineb põlemisest selle poolest, et ta toimub pikaldaselt, ning valgust ega leeki ei teki.

Vesinik jätkab klooris põlemist, ühinedes viimasega (§ 12). Põlemiseks laiemas mõttes nimetatakse üldse keemilist nähtust, mille juures tekib soojus ja valgus.

## 18. Kütteained.

Kui soojendame ühel puhul 1 kantsentimeeter vett  $0^{\circ}$ -st  $10^{\circ}$ -ni soojaks ja teisel puhul 1000 kantsentimeetrit (1 liiter) vett  $0^{\circ}$ -st  $10^{\circ}$ -ni soojaks, siis läheb teisel puhul soojust 1000 korda rohkem tarvis. Soojust võib mõõta. Mõõtühikuks on kalor.

Väike kalor (kal) on soojuse hulk, mis läheb ühe grammi (1 sm<sup>3</sup>) vee soojendamiseks  $0^{\circ}$ -st  $10^{\circ}$ -ni. Suur kalor (Kal) väljendab soojuse hulka, mis läheb 1 kg (1 liitri) vee soojendamiseks  $1^{\circ}$  C võrra. 1 Kal = 1000 kal.

Soojuse hulka, mille annab tegelikult 1 kg ainet põledes, nimetatakse selle aine kütteväärtuseks.

Hindame seda kütteainet rohkem, mille kütteväärtus on suurem. Nõnda on kuivadel puudel kütteväärtus suurem kui märgadel, sest siis läheb põledes osa soojust puus leiduva vee aurutamiseks. Mida rohkem sisaldab aine süsinikku ja vesinikku, seda suurem on selle aine kütteväärtus. 1 kg süsinikku annab 8100 Kal, üks kg vesinikku 34 000 Kal soojust.

Tahkete veevabade kütteainete kütteväärtus on keskmiselt järgmine:

|           |          |
|-----------|----------|
| Pruunsüsi | 5000 Kal |
| Turvas    | 4800 Kal |
| Puu       | 4200 Kal |
| Puusüsi   | 6900 Kal |
| Koks      | 7500 Kal |
| Kivisüsi  | 7650 Kal |
| Põlevkivi | 4650 Kal |

Tähtsaim vedel kütteaine on nafta. See on tumepruun või rohekaskollane vedelik, iseloomulise lõhnaga, ja voolab mõnes kohas maa seest välja. Tähtsamaid nafta leiukohti maailmas on: Bakuu Kaukasuses, Pennsylvania Ameerika Ühendriiges, Karpaa did Rumeenias jne.

Nafta koosneb mitmesuguseist süsivesinikest. Need eraldatakse üksteisest järgulise destilleerimise teel. Umbes 150<sup>o</sup>-ni kuumutades lahkub bensiin, 150<sup>o</sup>—250<sup>o</sup>-ni petrol, siis tulevad mää rdeõlid, masuut, parafiin, vaseliin jne.

Vedelate kütteainete keskmine kütteväärtus on järgmine:

|                               |                 |
|-------------------------------|-----------------|
| piiritus (täiesti ilma veeta) | 7100 Kal        |
| nafta                         | 10000—11000 Kal |
| bensiin                       | 11000 Kal jne.  |

Kivisütt destilleerides saame valgustusgaasi. Kui laseme veeauru läbi hõõguvate süte, siis ühineb süsinik vee hapnikuga, vesinik H vabaneb ja tekivad v i n g u g a a s CO ja osalt ka CO<sub>2</sub>. Säärast põlevat gaasi nimetatakse vesigaasiks.

1 kuupmeeter valgustusgaasi annab soojust 5000 Kal, 1 m<sup>3</sup> vesigaasi 2400—2600 Kal.

## 19. Süsiniku ringkäik looduses.

Kõik elusolendid, loomad ja taimed sisaldavad süsinikku. Elusolendid hingavad kogu aeg; seejuures ühineb nende keha süsinik sissehingatud hapnikuga; tekib söehappegaas, mida hingatakse välja, ja vabaneb soojus.

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

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

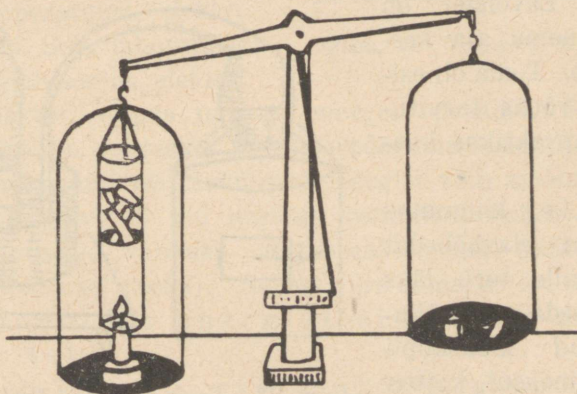
Kui paneme söehappegaasiga küllastatud vette rohelisi vetikaid ja seame nõu päikese kätte, siis tõusevad vetikate pinnalt gaasimullid ülespoole. Eralduvat gaasi võib püüda katseklaasi. Uurides seda veendume, et see on hapnik.

Taimed valmistavad orgaanilisi aineid ja püüavad kinni päikese soojuse (energia). Orgaanilise aine põletamisel vabaneb kinnipüütud soojus ja tekib uuesti söehappegaas ning vesi. Sama protsess toimub ka hingamisel.

Soojus, mis tekib puude, süte jne. põlemisel ja mille abil paneme käima masinad, samuti ka soojus, mis tekib meie kehas, on päikese soojus. Õigusega võime nimetada kõiki elusolendeid „päikese lasteks“. Päikese kustumisega lõpeb ka elu.

## 20. Aine ja energia säilimine.

Asetame küünla kaalukaasile, seame kaalud tasakaalu ja seome küünlaleegi kohale klaasilindri kloorkaltsiumi ja naatron-



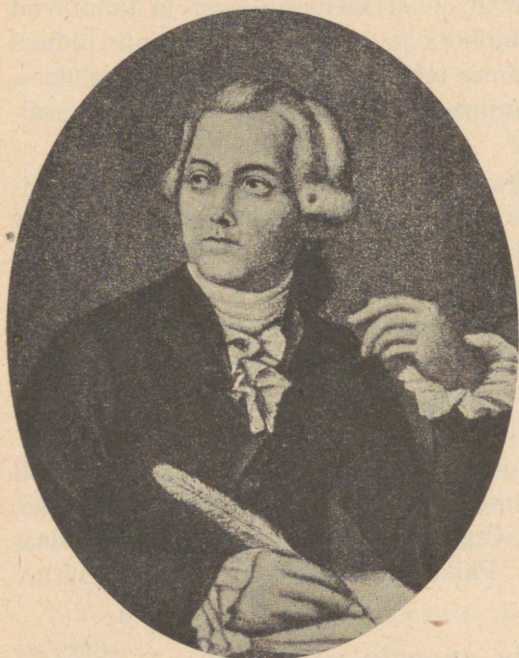
Joon. 40. Aine muutub põlemisel raskemaks.

lubjaga. Süütame küünla põlema. Kauss läheb raskemaks ja vajub allapoole. Põlemisel aine ei kao, vaid tekivad

uued ained uute omadustega. Küünla põlemisel ühines põlev aine õhu hapnikuga, tekkinud põlemistooted — vesi ja söehappegaas — püüti kinni klaasilindris, sel põhjusel vajus kauss küünlaga allapoole.

Üldse, keemilistes reaktsioonides ainet ei kao ega teki ka uut ainet.

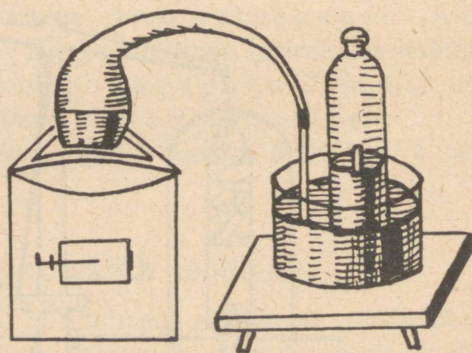
Selle nn. aine säilimisseaduse leiutas prantsuse õpetlane Lavoisier (loe: lavoasjee). Lavoisier (1743—1794) elas Suure Prantsuse revo-



Joon. 41. Antoine Laurent Lavoisier.

lutsiooni ajal ning hukati giljotiinil. Lavoisier 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.



Joon. 42. Lavoisier' katse elavhõbedaga.

Samal ajal vähenes õhu hulk klaaskuplis ning elavhõbe tõusis selles kõrgemale. Kaaludes leidis Lavoisier, et nõnda palju kui õhu kaal oli vähenenud, oli elavhõbede kaal tõusnud. Saadud punase pulbri kuumutamisel lagunes see elavhõbedaks ja hapnikuks. Viimast tekkis just sama palju kui klaaskuplis õhku oli vähenenud.

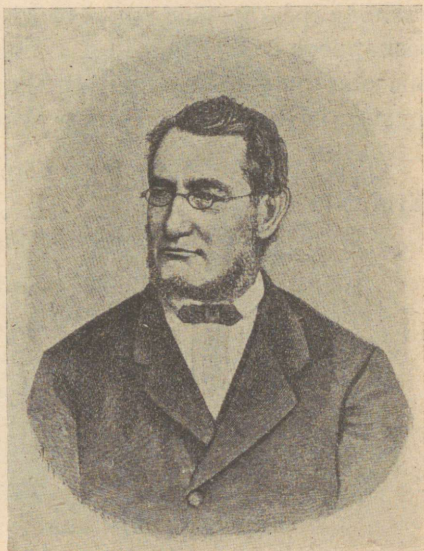
Sellest katsest järeldas Lavoisier, et keemilistes reaktsioonides aine hulk jääb muutumatuks. Pärast Lavoisier'd on mitu korda kontrollitud tema väidet mitmesugustes reaktsioonides ja ikka on see osutunud õigeks. Seepärast järeldatakse üldiselt, et looduses ainet ei teki ega hävi.

Lavoisier pani aluse moodsale keemiale, õigusega nimetatakse teda seepärast moodsa keemia „isaks“. Aine säilimisseadus on looduse nähtuste tähtsaim põhiseadus.

Vesiniku, söe jne. põlemisel vabaneb soojus, mille hulka võib mõõta. Kui tahame tekkinud põlemissaadusi, vett, söehappegaasi jne. lahutada, siis võib see toimuda kõrge temperatuuri, elektrivoolu mõjul. Selle lahutamise puhul neeldub soojus, elekter.

Soojus, elekter, valgus jne. on energia teisendid. Soojust võib muuta elektriks, valguseks ja ümberpöörduvalt. Keemilistes reaktsioonides vabanenud või tarvitatud energiat võib mõõta. Selgub, et sama palju energiat kui neeldus keemilises reaktsioonis (näit. vee lahutamisel), vabaneb vastasreaktsioonis (näit. tekkinud vesiniku põlemisel veeks). Sellest järeldame, et keemilistes reaktsioonides energiat ei kao ja uut energiat ei teki.

See tõde kannab energia säilimisseaduse nime. Teda väljendas esimest korda 1842. aastal sakslane Robert



Joon. 43. Robert Mayer.

M a y e r (1814—1878), kes oli arst Heidelbergis; pärastpoole põhjendas seda kuulus füüsik H e l m h o l t z 1847. a.

## 21. Mõned keemiliste reaktsioonide seadused.

### Avogadro hüpotees.

**Kordsete suhete ehk Daltoni seadus.** Nagu eespool nägime, võivad mõned lihtained üksteisega ühinedes tekitada rohkem kui ühe keemilise ühendi. Nõnda tunneme kaht süsiniku ühendit: süsinikhapendit ehk vingugaasi ja süsinikkahelishapendit ehk söehappegaasi. Lämmastik annab hapnikuga koguni viis ühendit, mis oma omadusilt 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 3:4  
süsinikkahelishapendis on süsiniku ja hapniku kaaluline suhe  
3:8

väävlisrauas on väävli ja raua suhe 4:7

püriidis on väävli ja raua suhe 8:7.

Lämmastiku ja hapniku ühendites on järgmised suhted:

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

Nagu neist lämmastiku ja hapniku ühenditest näha, võivad sama hulga lämmastikuga ühineda mitmesugused hapnikuhulgad, kuid viimaste kaaluline suhe üksteisega väljendub alati lihtsate, täisarvudega. Nõnda on esimeses ühendis üks osa hapnikku, teises 2 kaaluosa, kolmandas 3, jne.

Üldse, kui kaks elementi A ja B moodustavad mitu ühendit, siis valitseb aine B hulkade vahel, mis ühinevad võrdsete aine A hulkadega, lihtne täisarvudega väljendatav suhe.

Selle seaduse väljendas keemik John Dalton XIX sajandi alul ja seda nimetatakse seepärast ka Daltoni seaduseks. John Dalton (1760—1844) elas Inglismaal.

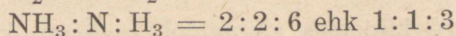
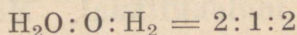
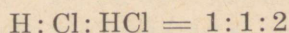
**Gay-Lussac'i seadus.** Kui võtta üks ruumiühik kloori ja üks ruumiühik vesinikku, segada neid ja lasta segust elektrisäde läbi, siis ühinevad nad ja annavad kaks ruumiühikut kloorvesinikku.

Kui võtta kaks ruumiühikut veeauru (vesi üle 100°) ja lasta sellest läbi elektrivoolu, siis saame ühe ruumiühiku hapnikku ja kaks ruumiühikut vesinikku.

Kui vesinik ühineb lämmastikuga, siis tuleb ühe ruumala lämmastiku kohta kolm ruumala vesinikku ning saadakse kaks ruumala ammoniaaki.

Prantsuse õpetlane Gay-Lussac (1778—1850) väljendas seda korrapärasust lihtainete ühinemisel järgmiselt:

Kui kaks gaasi ühinevad, siis väljendub ühinevate gaaside ja neist tekkinud uue gaasi ruumalade suhe lihtsate täisarvudega.



Seda nähtust seletab itaalia füüsiku Avogadro (1776—1856) hüpotees:

Kõigi gaaside võrdsed ruumalad sisaldavad ühesuguse temperatuuri ja rõhumise puhul võrdse arvu molekule.



Joon. 44. Joseph Louis Gay-Lussac.

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

Avogadro hüpotees on keemiateaduse tähtsaim põhialus.

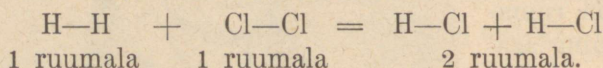
Avogadro hüpotees võimaldab aru saada molekulide ehitusest.

Kui oletame, et vesiniku ja kloori molekul koosneb igauks ühest aatomist ja nende arv on ühes ruumalas  $n$ , siis peaks ühest ruumalast H ja ühest ruumalast Cl saama üks ruumala kloorvesinikku; tegelikult saame aga kaks.

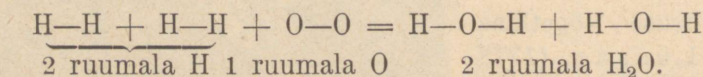
Sellest järeldame, et igas võetud lihtaines aatomite arv on kaks korda suurem molekulide arvust ehk, teiste sõnadega, iga lihtaine molekul koosneb kahest aatomist.

Skeemiliselt võime märkida reaktsioone järgmiselt:

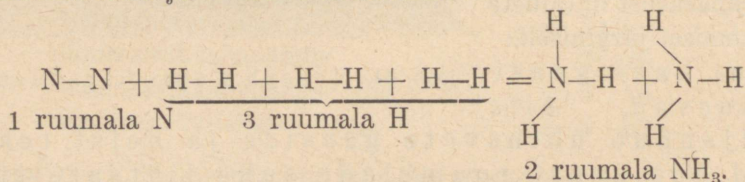
Vesiniku ja kloori ühinemine:



Vesiniku ja hapniku ühinemine:



Lämmastiku ja vesiniku ühinemine:



## 22. Aatomikaal ja molekulikaal. Molekuliruumala.

Avogadro hüpotees võimaldab määrata kindlaks 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 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 ( $0^{\circ}$  t ja 760 mm rõhum.) 0,08987 g, 1 liiter kloori 3,2 g. Kloor on vesinikust raskem  $3,2 : 0,08987 = 35,46$  korda. Seega peab ka klooriaatom olema raskem vesinikuaatomist 35,46 korda.

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

Nõnda on kloori aatomikaal 35,46.

Gaasiliste lihtainete aatomikaalu võib kindlaks teha võrreldes selle gaasi ühe liitri kaalu ühe liitri vesiniku kaaluga. Nende lihtainete aatomikaal, mis harilikus temperatuuris gaasiks ei muutu, toimub teissuguste meetodite abil.

Uuemal ajal võetakse elementide aatomikaalu aluseks hapniku aatomikaal, mis on 16, ja võrreldakse sellega teiste elementide aatomikaalu.

Meie seni tundma õpitud lihtainete aatomikaalud 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 iga lihtaine molekul koosneb kahest aatomist, siis võrdub tema molekulikaal kahekordse aatomikaaluga.

Lihtainete molekulikaal on tema molekuli moodustavate aatomite kaalude summa. Näit. on vee ( $H_2O$ ) molekulikaal  $2 \cdot 1,008 + 16 = 18,016$ ; ammoniaagi ( $NH_3$ )  $14,01 + 3 \cdot 1,008 = 14,01 + 3,024 = 17,034$ ; söehappegaasi ( $CO_2$ )  $12 + 2 \cdot 16 = 44$  jne.

**Molekuliruumala.** Hapniku molekulikaal on  $2 \cdot 16 = 32$ . On teada, et üks liiter hapnikku ( $0^{\circ}$  ja 760 mm rõhumisel) kaalub

1,429 g. Seega on 32 g hapniku ruumala 32:1,429=22,4 liitrit (ümmarguselt). Teisiti väljendatult, 22,4 liitrit hapnikku kaalub nii mitu grammi, kui suur on hapniku molekuli kaal. Grammi arvu, mis võrdub aine molekuli kaaluga, nimetatakse lihtsalt gramm-molekul ehk lühidalt mol. Ka teiste gaasiliste lihtainete gramm-molekuli ehk moli ruumala on 22,4 liitrit ehk üldiselt:

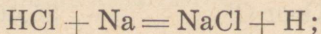
Iga gaasilise aine gramm-molekuli ruumala 0° ja 760 mm rõhumisel on 22,4 liitrit, ja ümberpöörduvalt, 22,4 liitri gaasilise aine kaal normaalingimuses väljendab selle gaasi molekuli kaalu.

### 23. Elementide vääriskus ehk valentsus.

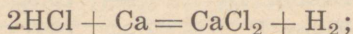
Nagu eespool nägime, ühineb üks ruumala vesinikku ühe ruumala klooriga ehk, teisiti, üks aatom H-i ühe aatomi Cl-ga kloorvesinikuks HCl; üks aatom hapnikku ühineb 2 vesinikuaatomiga (H<sub>2</sub>) veeks H<sub>2</sub>O; 1 lämmastikuaatom ühineb kolme vesinikuaatomiga ammoniaagiks (NH<sub>3</sub>); süsinikuaatom ühineb nelja vesinikuaatomiga metaaniks (CH<sub>4</sub>).

Paljud metallid tõrjuvad vesiniku tema ühenditest (näit. hapetest, veest jne.).

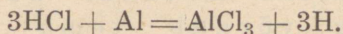
Soolhappes tõrjub välja üks naatriumiaatom ühe vesinikuaatomi:



kaltsiumiaatom kaks vesinikuaatomit:



alumiiniumiaatom kolm vesinikuaatomit:



Arvu, mis näitab, mitu vesinikuaatomit võetud lihtaine aatom seob endaga või ühendist tõrjub välja, kutsutakse selle lihtaine keemiliseks vääriskuseks ehk valentsuseks.

Nõnda on kloor üheväärne, hapnik kaheväärne, lämmastik kolmeväärne, süsinik neljaväärne.

Lihtaine valentsust võib saada teada ka sel teel, kui vaadeida tema ühendit mõne teise lihtainega, mille valentsus on teada.

Näit. väävlishapendis  $\text{SO}_2$  on S ühendatud kahe hapnikuaatomiga, hapniku valentsus on 2, seega on väävli valentsus väävlishapendis neli.

Mõne elemendi valentsus on kõikuv. Näit. ühendites  $\text{CO}_2$  ja  $\text{CH}_4$  on süsinik neljavalentne, ühendis CO on süsinik kahevalentne; lämmastik on NO-s kahevalentne,  $\text{N}_2\text{O}_3$ -s ja  $\text{NH}_3$ -s kolmevalentne,  $\text{NO}_2$ -s neljavalentne,  $\text{N}_2\text{O}_5$  viievalentne.

Harilikuks ja normaalvalentsuseks loetakse seda, mis väljendub sagedamini. Kõrgeim valentsus võib olla 8.

Keemiliste valemite ja võrrandite õigekirjutamisel peab tundma reageerivate elementide valentsust.

## 24. Stõhhiomeetrilised arvutused.

Kui on teada ühendi molekuli koosseis ja liitunud elementide aatomikaal, 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  $\text{sm}^3$ ) vee lahustamisel?

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

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

10 g vee kohta saame seega  $\text{H} = \frac{2 \cdot 06 \cdot 10}{18,02}$  g ja  $\text{O} = \frac{16 \cdot 10}{18,02}$  g

ehk umbes 1,14 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.

1,14 g vesiniku ruumala on  $\frac{22,4 \cdot 1,14}{2,02}$  l = umb. 12,6 l.

Hapnikku on pool vesinikust, s. o.  $\frac{12,6}{2} = 6,3$  l.

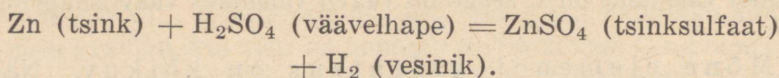
2) Tsingist ja väävelhapest võib saada vesinikku.

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:



Ainete molekulikaal on järgmine:

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

Lahendus:

a) 65,4 g tsingile 98,1 g väävelhapet

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

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

b) 65,4 g tsingi kohta 2 g vesinikku

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

2 g vesiniku ruumala on 22,4 l

$$\begin{array}{cccc} 0,15 & \text{g} & & \\ & & & \times & \text{l} \\ & & & & \\ & & & & \times = \frac{22,4 \cdot 0,15}{2} = 1,68 \text{ l vesinikku.} \end{array}$$

65,4 g tsingi kohta 161,5 g tsinksulfaati

$$\begin{array}{cccc} 5 & \text{g} & & \\ & & \times & \text{g} \\ & & & \\ & & & \times = \frac{161,5 \cdot 5}{65,4} = 12,46 \text{ g tsinksulfaati} \end{array}$$

d) Kõige enne tuleb arvutada 2,8 l vesiniku kaal

2 g vesiniku ruumala on 22,4 l

$$\begin{array}{cccc} x & & & \\ & & & \times & \text{l} \\ & & & & \\ & & & & \times = \frac{2 \cdot 2,8}{22,4} = 0,25 \text{ g} \end{array}$$

2 g vesiniku saamiseks 65,4 g Zn

$$\begin{array}{cccc} 0,25 & \text{g} & & \\ & & \times & \text{g} \\ & & & \\ & & & \times = \frac{65,4 \cdot 0,25}{2} = 8,175 \text{ g Zn läheb tarvis.} \end{array}$$

Sääraseid arvutamisi nimetatakse stöhhhiomeetrilisteks arvutamisteks. Arvutamise lihtsustamiseks jäe-

takse sajandikud murrud kõrvale ja muudetakse vastavalt küm-  
nendikud.

Stõhhiomeetria tuleb kreekakeelsetest sõnadest stoicheion —  
element, metrein — mõõtma.

## 25. Atmosfääri õhk.

Õhk, mida me hingame sisse, on peamiselt kahe gaasi segu: lämmastikku umbes 78% (mahu järgi) ja hapnikku umbes 21% (mahu järgi). Peale nende on õhus veel veidi söehappegaasi, keskmiselt 0,03%, veeauru, vesinikku, ammoniaaki, tolmu, baktereid jne. Võrdlemisi hiljuti avastati õhus senitundmatud gaasid: argon umbes 0,63% (mahu järgi), heelium, neon, krüpton ja ksenon. Need uued gaasid ei ühine ühegi teise ainega, mispärast neid nimetatakse vääriskaasideks. Nende keemiline valentsus on null.

Õhu koostis jääb enam-vähem püsivaks. Hingamisel ja põlemisel väheneb hapniku ja kasvab söehappegaasi hulk, kuid teiselt poolt taimed võtavad vastu söehappegaasi 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<sup>o</sup> ja hariliku rõhumise puhul 1,294 g. Maa-  
kera õhukihi ehk atmosfääri paksus ulatub umbes 300—400 km. Suurel rõhumisel (39 atmosfääri) ja alla — 140<sup>o</sup> õhk veeldub. Vedel õhk on liikuv sinakat värvi vedelik.

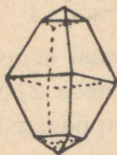
Kui vedela õhu temperatuur veel rohkem langeb, siis ta muutub tahkeks kehaks.

## 26. Väävel (*Sulfur* — S).

**Omadused.** Väävel on tahke, rabe aine, omapärase kollase värvusega. Soojendades väävlitükke peos ja hoides neid siis kõrva juures, kuuleme iseäralist priginat. Villase riidega hõõrudes muutub väävel elektriliseks ja tõmbab enda külge paberitükikesi.

Väävlil on sama kõvadus mis kivisoolalgi, s. o. 2. Vees väävel ei lahustu, küll aga vähe piirituses ja eetris, hästi aniliinis ja väävelsüsinikus. Müügil on ta kahel kujul: tükkidena ja pulbrina („väävelõis“).

Lahustame väävelsüsinikus lusikatäie väävelõit (ettevaatust, sest väävelsüsinik on tulekardetav!) ja laseme lahust mõni päev seista. Väävelsüsinik aurub, kuna lahustunud väävel jääb järele ilusate, mõnikord väga korrapäraste kristallidena, mis omavad rombiline kaksikpüramiidi kuju.

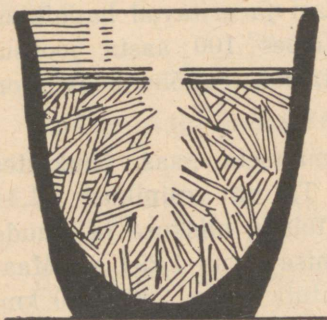


Joon 45.  
V ä ä v l i -  
k r i s t a l l .

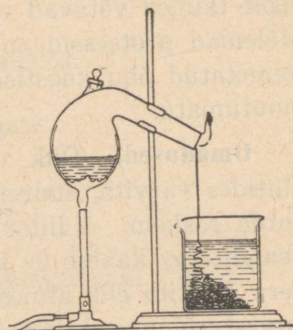
Kui ühendaksime säärases püramiidis vastastipud, siis saaksime kolm mitmesuguse pikkusega kristallitelge, mis lõikuvad täisnurgi.

Säärased kristallid kuuluvad kaldruudu- ehk rombiline süsteemi.

Kuumutades väävlit 115<sup>0</sup>-ni, sulab ta kollaseks õlisarnaseks vedelikuks. Valades seda õli külma vette, muutub ta kohe kõvaks väävlis.



Joon. 46. Väävlil hangumisel saadud nõelataolised kristallid.



Joon. 47. Plastilise väävlil valmistamine.

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

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

Mõne päeva pärast muutuvad pruunid kristallid helekollaseiks ja läbipaistvaiks. Nad on muutunud jälle harilikuks väävliks, mis võib lahustuda väävelsüsinikus ja moodustada rombilisi kristalle.

Üle 115° kuumutades muutub vedel väävel pruuniks ja siis nõnda sitkeks, et teda ei saa valada välja. Edasi üle 300° kuumutades läheb ta uuesti vedelikuks. Viimast külma vette valades saame plastilise veniva pruuni aine, mida kutsutakse plastiliseks väävliks ja mis ei lahustu väävelsüsinikus ega oma kristallikuju. Temast võib valada asjade, näit. rahade 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, väävelõiena.

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

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

Suurim väävli leiukoht on Ameerika Ühendriiges (Lousiana osariigis). Lademe paksus on siin 350 m. Huvitav on siin väävlisaamine. Selleks surutakse ülekuumendatud veeaur (170° C) torude kaudu väävlikihtidesse. Väävel sulab ning sulaväävel tõuseb teise toru kaudu maapinnale, kus ta hangub kõvaks.

---

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

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

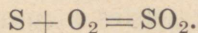
Väävlit leidub ühendites metallidega, näit. rauarähk ehk püriit ( $\text{FeS}_2$ ), tinaläik ( $\text{PbS}$ ), tsingiläik ( $\text{ZnS}$ ) jne.

Mõned mineraalallikad sisaldavad väävlit (näit. Aachenis). Väiksemal määral leidub väävlit looma ja inimese kehas.

Väävlit tarvitatakse väävelhappe, püssirohu ja teiste lõhkeainete valmistamiseks, kautšuki vulkaniseerimiseks jne. Väävelõiega hävitatakse taimeparasiite.

**Väävli ühendid.** Väävlis h a p e n d ja väävlis h a p e.

Väävel põleb õhus või hapnikus ja tekitab selle juures värvita, lämmatava lõhnaga raske gaasi, väävlis h a p e n d i  $\text{SO}_2$ :

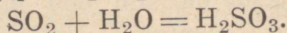


Seda gaasi võib koguda, põletades klaasis, millest ta tõrjub välja õhu.

Kui hoida väävlis h a p e n d i gaasis märga värvilist riidetükki või taime õit, kaob mõne aja pärast värvus. Sel põhjusel tarvitatakse väävlis h a p e n d i t paberi, siidi, villa, õlgede jne. pleegitamiseks. Ka on väävlis gaas hea desinfitseerimisvahend: temaga suitsutatakse veinivaate, toidusahvleid jne., et hävitada hallituse tekkimist.

Joon. 48. Pleegitamine väävlisgaasi abil.

Väävlis h a p e n d lahustub kergesti vees, ühinedes viimasega ja andes väävlis h a p p e  $\text{H}_2\text{SO}_2$ :

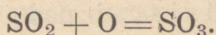


Üldse nimetatakse mittemetallide h a p e n d e i d, mis veega ühinedes annavad h a p p e, h a p p e - a n h ü d r i i d i d e k s.

$\text{SO}_2$  on seega väävlis h a p p e a n h ü d r i i t.

Väävlishappe sooli kutsutakse sulfiitideks.

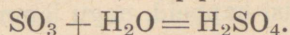
Väävelhapend ja väävelhape. Väävlishapend võib ühineda edasi hapnikuga, andes väävelhapendi ehk väävelhappe-anhüdrüidi:



Selle hapendi saamiseks juhatakse väävlishapendi ja õhu või hapniku segu läbi toru, milles on plaatinapulbriga immutatud asbest. Viimase aine mõjul toimubki kuumutamisel  $\text{SO}_2$  ja  $\text{O}$  ühinemine.

Väävelhapend on harilikus temperatuuris värvita vedelik, mis  $17,7^\circ$  temperatuuril hangub kõvaks kristalseks massiks.

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



Tehniliselt saadakse väävelhapet kahel viisil: 1) kammer-viisil ja 2) kontaktviisil.

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

Teisel puhul  $\text{SO}_2$  hapendatakse õhuhapnikuga  $400^\circ \text{C}$  temperatuuril  $\text{SO}_3$ -ks platineeritud asbesti abil. Platineeritud asbest etendab siin katalüsaatori osa.

Väävelhape on õlisarnane vedelik, erikaaluga 1,84, madalas temperatuuris ta hangub tahkeks aineks, mis sulab  $10^\circ \text{C}$  temperatuuril. Puhastamata väävelhapet nimetab rahvas lõngaõliks.

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

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 tarvitatakse väävelhapet kuivatamiseks kuivatamisaparatuurides ehk eksikkatorites, pannakse teda talvel akende vahele jne.

Kui pistame puupiiru väävelhappesse, piirg süsistub.

Valame peensuhkrule väävelhapet. Suhkur muutub sööks,

segu läheb kuumaks, tõuseb kõrgemale ja võib ajada üle klaasi ääre (ettevaatust!).

Väävelhape imeb endasse orgaanilistest ainetest vee elemendid ( $H_2$  ja  $O$ ) ja süsistab nad. Üldse mõjub väävelhape kõigile orgaanilistele ainetele sööbivalt, seepärast peab temaga ümber käima ettevaatlikult.

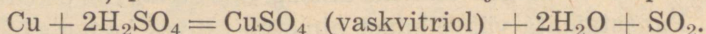
Tema mõju kesendab mõni alus (ammoniaakvesilahus, sooda jne.).

Väävelhape on tähtsamaid ja tarvilikumaid happeid. Tema tarvitamine töönduses on nõnda 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.), väetusaineid (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 väävelhapest väävelhappu tsink ehk tsinkvitriol:



Vask annab väävelhappega vaskvitrioli ehk sinise silmakivi, peale selle tekib veel vesi ja väävlisshapend:



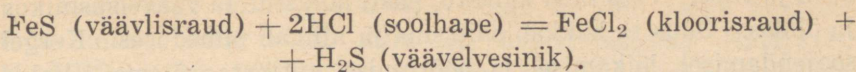
Rauaga tekib raudvitriol  $FeSO_4$ , naatriumiga glaubrisool  $Na_2SO_4$ , magneesiumiga mõrusool  $MgSO_4$ , kaltsiumiga kips  $CaSO_4$ .

Kui kuumutame sinist silmakivi katseklaasis, siis hakkab klaasist välja tulema veeauru ning sinine värvus kaob. Sinine silmakivi sisaldab veel vett. Seepärast oleks õigem kirjutada silmakivi valem järgmiselt:  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ , kipsi valem  $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ , glaubrisool  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  jne.

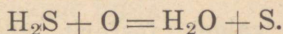
Ainega ühinenud vett kutsutakse kristallveeks.

Väävelvesinik. Kui juhtida kuiva vesinikku läbi toru, milles kuumutatakse väävlit, ühineb viimane vesinikuga mädamunalõhnaliseks gaasiks — väävelvesinikuks,  $H_2S$ .

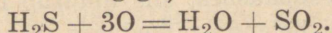
Väävelvesinikku võib saada, kui valada mõnele väävlismetallile, näit. väävlisrauale, lahjendatud soolhapet:



Väävelvesinik on värvitu, halvasti lõhnav gaas. Ta on väga mürgine; üks vee ruumiosa lahustab 4 ruumiosa väävelvesinikku. See lahus läheb seistes sogaseks, sest väävelvesinik laguneb õhu hapniku mõjul, ja eraldub väävel.

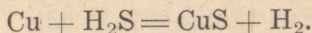


Õhus ta põleb sinaka leegiga, tekitades vee ja väävlishapendi:



Sinise lakmuspaberi värvib ta nõrgalt punaseks; tal on seega h a p p e o m a d u s e d, ja seesugusena annab ta metallidega sooli.

Näit. puhas vasepind muutub mustaks tekkiva väävliisvase tõttu:

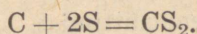


FeS, ZnS, Ag<sub>2</sub>S ja teised on samuti väävelvesiniku soolad. Nad võivad tekkida ka otsekohe väävli ja metalli ühinemisel.

Väävelvesinikku tarvitatakse reaktiivina metalle sisaldavate ainete a n a l ü s i m i s e l.

Väävelvesinik tekib orgaaniliste ainete mädanemisel. Reo- vete, prügikastide jne. vastik lõhn on tingitud muu seas väävel- vesinikust.

V ä ä v e l s ü s i n i k. Väävli aurused lastes läbi hõõguvate süte, nõnda et õhk ei pääseks nende juurde, tekib v ä ä v e l - s ü s i n i k CS<sub>2</sub>:



See on raske (erikaal 1,27) vastikulõhnaline vedelik. Ta lahustab hästi väävli, fosfori, halogeenid ja paljud orgaanilised ained (rasvad, õlid). Tema aurud sütivad kergesti põlema. Et CS<sub>2</sub> on mürgine, siis tarvitatakse teda rottide ja teiste närijate hävitamiseks. Mõnikord tarvitatakse väävelsüsinikku rasvade ja õlide saamisel kontidest ja seemnetest.

## 27. Fosfor (*Phosphorus* — *P*).

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

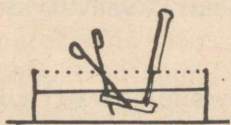
Valge fosfor on kollakas või värvitu. Külma käes on ta

kõva ja rabe. Vees ta ei lahustu, hästi lahustub ta väävelsüsinikus ja õlides. Õhus ta hakkab suitsema ja hiilgab pimeduses. Kergel soojendamisel, lõikamisel ja hõõrumisel sütib ta põlema. Valge fosfor on väga mürgine. Nahale sattudes tekitab ta seal haavad, mis ei taha paraneda. Seepärast peab fosforiga olema ettevaatlik. Teda hoitakse vees, lõigatakse vee all, kätega ei tohi teda puudutada.

Kui kuumutada valget fosforit 260°-ni pikemat aega (10 päeva) õhu juurdepääsuta, siis muutub ta punaseks.

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

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



Joon. 49. Fosfori lõikamine vee all.

Puhast fosforit saadakse peamiselt kontidest.

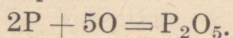
**Tarvitamine.** Fosforit tarvitatakse tikude valmistamisel. Tikutoosi seinale (süütepinnale) määratakse punase fosfori, väävelantimoni ja klaaspulbri segu; tikuotsad kaetakse Berthollet' soola, tinaühilhapendi ja väävelantimoni seguga.

Tõmmates tuletikuga süütepinda mööda, eralduvad punase fosfori osakesed ja sütivad hõõrdumisel. Berthollet' soolast eralduv hapnik soodustab põlemasüttimist.

Fosforit lisatakse juurde metallide sulamitele. Nõnda muudab fosfor pronksi kõvaks ja elastseks.

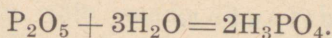
Maailmasõja ajal tarvitati fosforit granaatides suitskatte tegemiseks.

**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 kolmealuseline hape, ta võib seega moodustada kolme seltsi sooli, näit. on naatriumsoolad  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  ja  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ . Neist on kaks esimest hapud soolad, kolmas neutraalsool.

Fosforhappe sooli nimetame fosfaatideks. Neist on tähtsaimad apatiit ja fosforiit. Kondid sisaldavad peamiselt fosforhaput lupja.

Taimed võtavad fosforit mullast lahustuvate fosforhapude soolade näol. Et fosforiit lahustub vähe, siis muudetakse ta väävelhappe abil hapuks fosforhapuks lubjaks, mis on müügil superfosfaadi nime all. Viimane on hapu fosforhapu lubja  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  ja kipsi  $\text{CaSO}_4$  segu.

Raua sulatamisel maa-kidest saadakse kõrvalainena toomasjahu, mis sisaldab fosforit ja mida tarvitatakse samuti väetiseks.

Õige palju fosfori ühendeid sisaldavad laudasõnnik ja lindude väljaheidet. Viimast leidub õige palju mõnel Vaikse ookeani saarel ja seda tarvitatakse väetusaineks guano nime all. Ka kondijahu on tähtis fosforit sisaldav väetusaine.

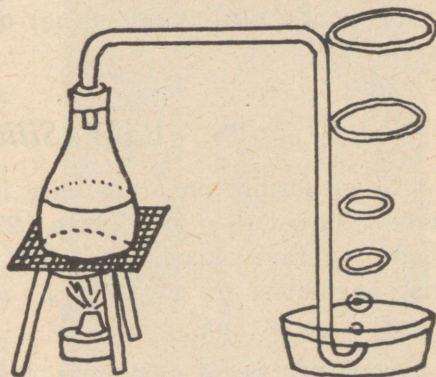
Loomad ja inimesed saavad fosforit taimtoitude näol.

**Fosfori ja vesiniku ühenditest** on tähtsaim värvitu, väga 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 sütib ta iseenesest põlema.

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

Fosforvesiniku helendav gaas ongi kõiksuguste tondijuttude põhjuseks kalmistuil.



Joon. 50. Fosforvesiniku saamine.

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

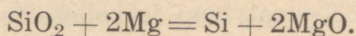
Neist on **arseen** rabe, terashall, metallise läikega aine, mida looduses leidub ühendites. Arseen ja tema ühendid on väga mürgised. Ühenditest nimetame arseenhapendit  $As_2O_3$  ehk nn. **arseenikut**, mida tarvitatakse hiirte, rottide („rotimürk“) ja parasiitide hävitamiseks. Arseenhapu tinaga pritsitakse viljapuid; arseenhapu kaltsiumiga ja Schweinfurdi rohelistega hävitatakse taimede parasiite. Realgar ( $As_2S_2$  rubiinpunane) ja auripigment  $As_2S_3$  (kuld kollane) on arseeni sisaldavad mürgised värvid.

## 28. Räni (*Silicium* — Si).

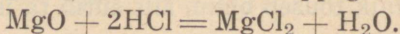
Nagu süsinik on orgaanilise looduse põhielement, on **räni** eluta looduse peaaaine. 27% maakera kindlast koorest moodustab räni. Looduses leidub teda ainult seotult. Lihtsaim neist ühenditest on **ränihapend**  $SiO_2$ , mis esineb looduses kvartsina ja liivana.

**Saamine.** Segame uhmrise hoolega ühe kaaluosa peeneks-hõõrutud valget kvartsi liiva (liiv tuleb enne läbi kuumutada, et ta ei sisaldaks vett ja orgaanilisi osi) kahe kaaluosa magneesiumipulbriga. Kuumutame segu portselantiigli kaanel või katseklaasis. 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 soolhappesega kloormagneesiumi:



Reaktsioonis tekib veel gaasiline aine **ränivesinik**  $SiH_4$ , mis veest välja tungides sütib prigisedes põlema.

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

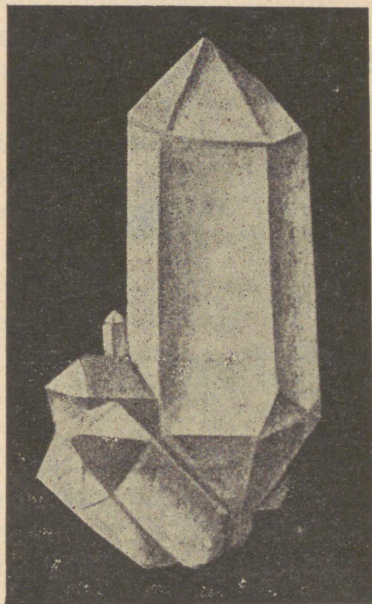
Elekterahju kõrges temperatuuris taandab süsinik (koks) liivast puhta räni, viimane aga ühineb süsinikuga ränikarbiidiks ehk karborundiks  $\text{SiC}$ . Oma suure kõvaduse tõttu tarvitatakse karborundi kivide lihvimisel.

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

**Ränihapend, kvarts ja selle teisendid.** Tähtsama räniühendina looduses esineb kvarts,  $\text{SiO}_2$ . Kvartsi leidub mitmesugustes kivimites, nagu graniidis, gneisis, porfüüris jne. Teinekord moodustab ta võimsad kvartsiidimassid. Liivakivi koosneb peamiselt kvartsiteradest. Kivimite murenedes tekib kvartsist kruus, sõmer ja liiv.

Värvuselt on kvarts hallvalge, murdepind rasvaselt läikiv, õhemad kohad lasevad valgust läbi. Kvarts kriimustab klaasi, tema kõvadus on 7. Erikaal on 2,65. Hapetest lahustab teda ainult fluorvesinik. Kui hõõrume pimedas kaht kvartsitükki teineteise vastu, siis hakkavad nad helenema, ka tunneme omapärast lõhna.

Kvarts esineb sagedasti kristallidena. Viimastel on kuueta huliste prismade kuju, mille otstele on asetatud kuueta hulised püramiidid. Selles kristallis võib pikuti tõmmata ühe pikitelje ning sellele 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. Mõni-



Joon. 51. Mäekristallid.

kord asetseb hulk kristalle üksteise kõrval ühisel alusel, moodustades kobar kristalli ehk druusi.

Puhtaim ja täiesti selge ning läbipaistev liige kvartsi-perekonnas on mäekristall. Läbipaistvus on teinekord nõnda täielik, et ta sarnaneb puhtaima jääga. Vanad kreeklased olidki sel arvamusel, et mäekristall on jää, mis kestva külma tagajärjel on muutunud kõvaks ja vastupidavaks. Nad andsid talle sellepärast nime „*krystallos*“, s. t. jää.

Mitmesugused lisandid annavad kvartsile värvuse ja läike, sel puhul kannab kvarts ka isenimetust. Nõnda on ametüst lilla, tsitriin kollane, suitsuvärviline — suitstopaas jne. Kõiki neid kive tarvitatakse ehetena, poolvääriskividena.

Piimvalgete tükkidena esineb piimkvarts, roosavärviliseena roosakvarts. Kassisilm on kvarts, millest käivad läbi peened asbestikiud, mis annavad lihvitud pinnale omapärase läike.

Amorfsetest ränikividest on nimetamisväärt sarvkivi, jaspis ja tulekivi. Tulekivi tarvitati vanasti ühes taelaga tulesüütamiseks, kui tuletikke veel ei osatud valmistada. Kivi-aja inimene tegi tulekivist sõja- ja tööriistu, kirveid, nuge, odasid jne.

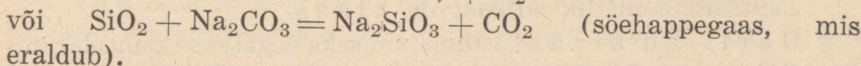
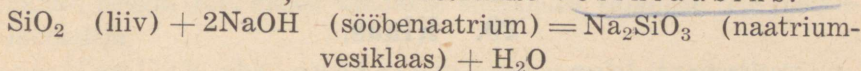
Tiheda ränimassina, sagedasti kiulise ehitusega ja kobaralise pinnaga esinevad kaltsedonid, mille hulka kuulub musta- ja valgekihiline oonüks, lihakarva punane karneol, õunroheline krüsopraas ja teised. Siia kuulub ka kihilise ehitusega ahaat.

Enam või vähem veega on ränihapend ühinenud opaalis, mille liikidest nimetame piimvalget vikerkaareläikega väärisopaali, tuliopaali ja teisi.

Ränihapendit leidub ka taime ja looma kehas. Nõnda sisaldab linnusulgede tuhk kuni 75%  $\text{SiO}_2$ , ränikäsnade skelett koosneb peamiselt ränihapendist. Taimeriigis sisaldavad räni kõige rohkem kõrstaimesed ja osjad. Mõnda osjaliiki tarvitatakse puu poleerimiseks. Kõrvenõgeste karvakeste haprus on tingitud  $\text{SiO}_2$  sisaldavusest. Ränivetikate karbid koosnevad  $\text{SiO}_2$ -st. Mõnes kohas on ränivetikaist tekkinud paksud ränitusti (Kieselgur) lademed.

Kvartsi sulatamisel kõrges kuumuses saadakse kvartsklaas, mis on tulekindel ja vastupidav temperatuurimuutustele (sulab 1700<sup>o</sup>—2000<sup>o</sup> C temperatuuril). Kuumendatud kvartsklaas jääb külma vette pistetult terveks.

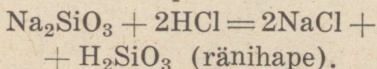
**Ränihape.** Kuumutades peenekshõrutud liiva ja mõne aluse (sööbenaatriumi, sööbekaaliumi, sooda või potasi) segu ühes vähese veega raskesti sulavas katseklaasis, saame paksu, veniva, vees lahustuva massi, mida nimetatakse vesiklaasiks:



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

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

Mõjustades vesiklaasi soolhappega, eraldub süldisarnane aine, **metaränihape**:



Ränihappeid on mitu, neist tuntuimad on H<sub>4</sub>SiO<sub>4</sub> (ortoränihape) ja H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> — metaränihape.

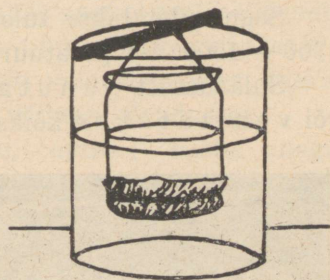
Kuumutades ränihapet, kaotab viimane vee ja muutub SiO<sub>2</sub>-ks.

Ränihappe sooli nimetatakse **silikaatideks**.

Vesiklaas on kunstlikult saadud naatriumi või kaaliumi silikaat.

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

**Kolloidid ja kristalloidid.** Kui tahame eraldada eelmisel katsel saadud ränihapet keedusoolast, siis valame segu põie-



Joon. 52. Ränihappe eraldamine dialüüsi teel.

nahast või pärgamendist põhjaga nõusse ja asetame viimase vee-  
anumasse. Mõne aja jooksul imbub keedusool läbi põienaha,  
kuna ränihape jääb nõusse. Säärast ainete eraldumisviisi  
põienaha kaudu nimetatakse dialüüsiks. Aineid, mis tungi-  
vad läbi põienaha, kutsutakse kristalloidideks; ained, mis  
aga läbi ei tungi, on kolloidid. Kristalloidid võivad anda  
kristalle. Kolloidid aga ei kristallu.

Ränihape on kolloidaalne aine.

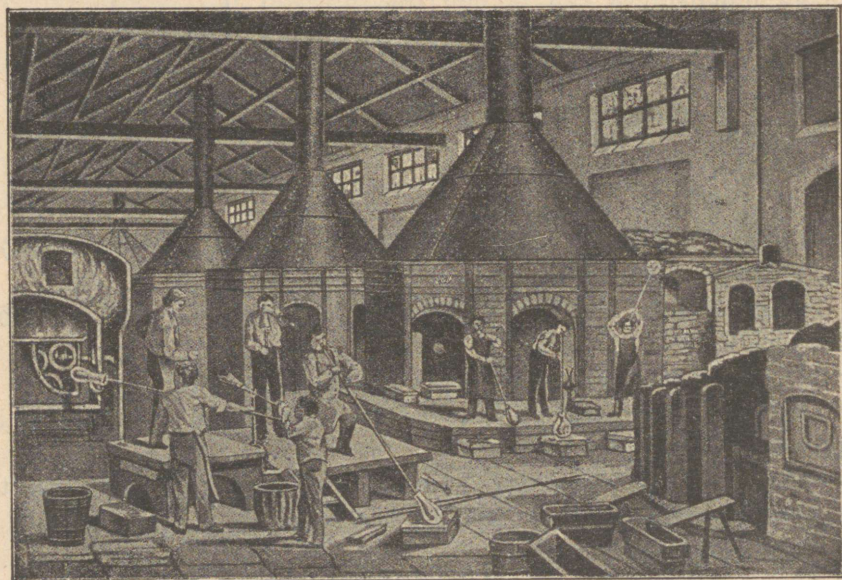
## 29. Klaas.

Tähtsaim kunstlik silikaat on klaas.

Hariliku klaasi valmistamiseks segatakse puhast ränni-  
liiva lubjapao või marmoriga ja sooda või glaubrisoolaga ning  
lisatakse siia veel juurde veidi koksi.

Segu sulatatakse tulekindlais tiigleis klaasisulatamishjudes  
1300<sup>o</sup>—1500<sup>o</sup> temperatuuril vedelaks.

Sulamassist puhutakse, préssitakse, valatakse  
või venitatakse kõiksuguseid klaasesemeid. Varemini puhuti



Joon. 53. Klaasitehases.

klaasi suuga, nüüd toimub see masinate abil. Aknaklaasi valmistamisel puhutakse välja alul suur silinder, selle otsad eraldatakse, silinder lõigatakse pikuti lõhki ja tasandatakse kuumas ahjus raudroobiga siledaks. Valmispuhutud klaasi kuumutatakse uuesti ahjus ja lastakse seal pikkamööda jahtuda. Säärane karastatud klaas on temperatuurimuutustele palju vastupidavam. Paksemaid klaasnõusid valmistatakse pressimise teel vastavais vormides. Klaastorusid ja -pulgakesi valmistatakse venitamise teel. Vaateakna-, peegli- jne. klaasi saadakse sulaklaasi valamise teel metalllaudadele.

Harilik ehk naatriumklaas sulab kergesti.

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

Kui kaaliumklaasi segus võtta lubjapao asemel seatinühendit (näit. tinapunast  $Pb_3O_4$ ), siis saadakse tina- ehk kristallklaas. See klaas on ilusa läikega, hästi valgust-murdev, raske, kuid madala sulamistemperatuuriga ja väikese kõvadusega.

Tinaklaasist valmistatakse iluasju, optilisi riistu, nagu prilliklaase, luupe jne. Et kristallklaasi lihvimine toimub käsitsi, mis 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  $Cr_2O_3$  värvib klaasi roheliseks, koobalthapend siniseks, vaskhapend punaseks jne. Piimjas klaas sisaldab kondituhka või fosforiiti.

Kui keedame peent klaasipulbrit mõni aeg veega, siis omandab vesi aluselise reaktsiooni (fenoolftaleiin värvub punaseks). Kuum vesi lahustab seega veidi klaasi. Kui tahame omada täiesti puhast vett, siis ei või vett destilleerida klaasnõudes, samuti ka teda neis hoida.

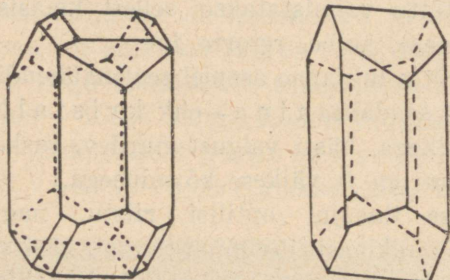
### 30. Silikaadid looduses.

Maakoort moodustavaist mineraalidest seisavad esikohal kvartsi ja lubjapao kõrval mitmesugused silikaadid. Tähtsamaid rühmi silikaatidest moodustavad kvartsi, millest oli juttu eespool, ja poldpao.

Siia kuulub esmalt kaaliumpõldpagu ehk ortoklass. See on pärlnutriläikega, läbivalenduv või läbipaistmatu, harva värvita, enamasti lihakarva punane, kollakas, hall või valkjas mineraal, mille kõvadus on 6, erikaal 2,5. Tema kristallid kujutavad enamasti lühikesi, jämedaid sambakesi, mis sagedasti kasvavad kokku kaksikuiks. Ortoklassi kristallid kuuluvad monokliinsesse süsteemi. Koostiselt on ta kaalium-alumiiniumsilikaat.

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 kolm ühesuurust telge, mis lõikuvad kaldnurgaga. Säärased kristallid kuuluvad trikliinsesse süsteemi.



Joon. 54. Ortoklassi kristallid.

Albiidisarnane, kuid sisaldab naatriumi asemel kaltsiumi, on anortiit.

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

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

Põldpao murenemisest tekib sau.

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 seda kutsutakse kaoliiniks. 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 õhukesiks siledaiks ja läikivaiks lehekesteks. Kõik vilkkivid on pehmed, neid võib küünega kriimustada.

Vilkkivi liikidest nimetame kaaliumvilkkivi ehk muskoviiti. See on vettsisaldav kaalium-alumiiniumsilikaat. Ta on helehall või pruunikas ning teda leidub paljudes kivimeis, nagu graniidis, gneisis, vilkkildkivis, õhukeste lehekeste või liblikeste näol teiste mineraalide osade vahel kulla või hõbeda sarnaselt läiklemas. Seepärast nimetab rahvas teda ka kassikullaks ja kassihõbedaks.

Vilkkivitahvlid on painduvad, kannatavad kõrget kuumust ega lõhke järsul jahutamisel, seepärast tarvitatakse neid laevakendeks, lambisilindriteks ja sulatamisahjude akendeks.

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

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

**Küünekivid.** Küünekivi on kaltsium-, magneesium- ja raudsilikaat, mis sisaldab sagedasti veel alumiiniumi. Tema kristallid esinevad lühikeste sambakestena ja kuuluvad monokliinsesse süsteemi. Sagedasti omab küünekivi teralist, sõmeralist, kiulist ja varrelist ehitust. Värvuselt on ta must, rohekas, hall, mõnikord isegi valge.

Küünekivi sarnane on augiit, suuremalt jaolt must, tume või roheline.

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

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

Granaatide koosseis on kõikuv; peale räni sisaldavad nad alumiiniumi, rauda, sagedasti veel kaltsiumi, magneesiumi jne. 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 sambakujuulistest 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**; teda tarvitatakse optikariistades mineraalide uurimisel. Värvuselt enamasti must.

### **31. Saue- ehk keraamikatööndus.**

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 kuivavad kõvaks. Kuumutades säärast sau-estet kõrges temperatuuris, saadakse temast kõva, kõlisev, kuid urbane keha, mis vees enam ei lähe pehmeks. Et teha põletatud saue tihedaks, lisandatakse sauemassile sulandajaid, nagu peeneksjahvatatud põldpago ja kvartsi.

Et anda sau-asjadele ilusamat välimust ja teha neid veekindlaks, kaetakse nad **võõbaga** ehk **glasuuriga**.

Võõpa valmistatakse seatinasoolade või kaoliini, põldpao ja kvartsi segust, millega kaetakse asi; siis sulatatakse ta ahjus vedelaks ja lastakse jahtuda.

Ka visatakse ahju põletamise ajal keedusoola. Kuuma vee-

auru mõjul laguneb keedusool soolhappeks ja sööbenaatriumiks. Viimase aurud ühinevad sauega ja moodustavad nõu pinnale klaasisarnase kihi.

Saue- ehk keraamikakaupadest on tähtsaimad: portselan-, kivi-, fajanss- ja harilik saukaup.

Portselanit saadakse kaoliinist; tema murre on klaasine, killud valgusele läbipaistvad; kannatab kuumutamist 1400—1500° C.

Portselaniga sarnaneb kivikaup, mida valmistatakse sauest. Murre on tihe, sagedasti värviline (hall või pruun). Kivikaup annab terasega sädemeid ja heliseb lüües; teda võib viilida.

Fajanssi saadakse sauest, tema murre on paksem, punakas või valge, urbne, läiketa; fajansi murdepind imeb endasse niiskust. Võõbasse tekivad aja jooksul praod.

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

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

Šamottkivid on valmistatud tulekindlast sauest; nad kannatavad välja väga kõrget temperatuuri, ilma et nad sulaksid.

### III. Metallid.

Raud, vask, tina, hõbe, elavhõbe jne. on metallid. Nad on harilikus temperatuuris tahked kehad, välja arvatud elavhõbe, mis on vedel. Neil on omapärane metalline 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 anda soovitava kuju, teda võib valtsida plekiks ja venitada traadiks.

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

Üksikute metallide sulamistemperatuur on erinev. Sulanud olekus segunevad nad üksteisega ning tekib ühetaoline aine — sulam. Sulamid kannavad sagedasti erinimetusi, näit. nimetatakse vase ja inglistina sulamit pronksiks; vase, tsingi ja nikli sulamit alpakaks jne.

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

## Kerged metallid.

### 32. Kaalium (*Kalium* — *K*).

**Leidumine.** Looduses leidub kaaliumi vaid ühendites; nende hulgas on esikohal silikaadid, mis sisaldavad kaaliumi, nagu põldpagu ja vilkkivi. Kivimite murenemisel kaaliumiühendid satuvad mullasse, millest taimed omandavad kaaliumisooli.

Kloorkaaliumi leidub merevees. Saksamaal Stassfurtis (Magdeburgi läheduses) on ligi tuhat meetrit paksud soolalademed, mis sisaldavad kloorkaaliumi (silviin, kainiit, karnaliit). Ka Prantsusmaa evib Elsassis suuri kaalisoolade tagavaru. Kaalisooladest on rikas Surnumeri Palestiinas; selle tagavarad võivad rahuldada maailma nõudeid mitmeks sajandiks.

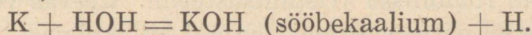
Puhast metallilist kaaliumi saadakse elektrolüüsi teel tema ühendeist. Kui lasta elektrivool läbi kaalisoolade, eraldub katoodil metall kaalium.

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

Hoides kaaliumi lahtiselt, imab ta õhust niiskust ja hapendub. Sel põhjusel hoitakse teda petroolis.

Kuumutades kaaliumi metall-lusikas, sulab ta kergesti (+ 62,5°) ja põleb lilla leegiga.

**Ühendid.** Kui visata tükike kaaliumi vette, siis lahutab ta energiliselt vee; eralduv vesinik sütib põlema. (Ettevaatust! Võib pritsida!)



Katsudes tundub vesi nüüd libedana, punase lakmuspaberi värvib ta siniseks. Sellest järeldame, et kaalium annab veega aluse. Tekkinud alust kutsutakse sööbekaaliumiks, kaaliumaluseks, kaaliumvesihapendiks, kaaliumseebikiviks. Sööbekaaliumis on metall kaalium ühinenud veejäänusega ehk hüdrosüüliga HO; tema valem on KOH.

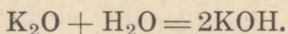
Puhas sööbekaalium on valge kristallne aine, mis lahustub vees kergesti. Õhus ta veeldub, sest ta imeb endasse niiskust ja söehappegaasi; viimasega ühinedes muutub ta potasiks. KOH kuulub kangete aluste hulka. Orgaanilistele ainetele mõjub ta

sööbivalt, seepärast ei või tema koondatud lahust kurnata läbi paberi.

Söóbekaaliumi võib saada ka potasist, kui viimase lahust mõjustada kustutatud lubjaga:

$K_2CO_3$  (potas) +  $Ca(OH)_2$  (kustutatud lubi) =  $CaCO_3$  (kaltsiumkarbonaat, mis ei lahustu vees) +  $2KOH$  (söóbekaalium).

Kaaliumi hapendumisest (põlemisest) tekkinud kaaliumhapend  $K_2O$  ühineb veega otsekohe söóbekaaliumiks, ilma et vesinik eralduks:

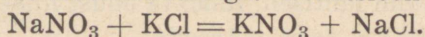


**Soolad.** Kloorkaaliumi leidub looduses mineraal silviinina, ta kristallub läbipaistvais kuupides.

Kloorkaaliumiga on sarnased joodkaalium  $KJ$  ja broomkaalium  $KBr$ , viimast tarvitatakse arstimiks.

Kaaliumsalpeetrit  $KNO_3$  leitakse looduses Indias, Ungaris ja Egiptuses segatult teiste nitraatidega, millest teda eraldati.

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



Katse demonstreerimiseks lahustame 20 g naatriumsalpeetrit ja 18 g kloorkaaliumi 50 g keevas vees. Keetes lahust mõni minut, langeb keedusool kristallidena põhja. Nõrutatud lahuse seismisel kristallub  $KNO_3$  välja.

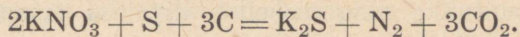
Kaaliumsalpeetri läbipaistvad (valged) prismataolised kristallid kuuluvad rombilisse kristallisüsteemi. Keevas vees lahustub kaaliumsalpeeter palju suuremal hulgal kui külmas. Lahuse jahutudes eraldub osa salpeetrit kristallidena.

Kõrges kuumuses laguneb salpeeter, eraldades hapnikku.

Kaaliumsalpeetrit tarvitatakse musta püssirohu valmistamiseks, raketideks, arstirohuks ja hapendamisvahendiks. Liha soolamisel võib teda tarvitada väga vähe, 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 Berthold Schwarz'i (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 varematal aegadel. Ka saadakse potasit lambavilla pesuveest. Praegusel ajal saadakse potasit kloorkaaliumist.

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

Potasit tarvitatakse kaaliumklaasi, pehme rohelise seebi valmistamisel ja pesupesemisel.

Viimasel puhul ei võeta puhast potasit, vaid puutuha vee- lahust, mis kurnatakse läbi riide (leelis).

Potasilahus tundub katsudes libedana, punase lakmuspaberi värvib ta siniseks. Seega on tal aluselised omadused, kuigi ta oma keemilise ehituse poolest on sool. Kaalium on kange aluseline metall, söehape on väga nõrk hape; aluselise metalli omadused on potas ülekaalus.

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

Ta eraldab kergesti hapnikku, seepärast tarvitatakse teda hapniku saamiseks, lõhkeainete valmistamisel, arstiteaduses, raketites, tuletikupeades jne. Kurgu loputamisel tuleb temaga olla ettevaatlik, 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 kaaliumkloradi segu enneaegne plahvatamine. Seepärast on soovitatav kivilõhkumisel tarvitada vähemkardetavaid lõhkeaineid.

Kaaliumisoolad on tähtsamaid kunstväetusaineid. Neist nimetame kainiiti ja 30% ning 40%-lisi kaali-

sooli; viimased on saadud loodusliku toore soola ümbertöötamisel. Ka puutuhka ning rohelist liivakivi (glaukoniiti) võib tarvitada kaaliväetisena.

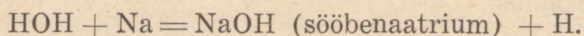
### 33. Naatrium (*Natrium* — *Na*).

**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 metallilist naatriumi saadakse elektrolüüsi teel sulatatud sööbenaatriumist (seebikivist).

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

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



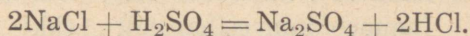
Sööbenaatrium ehk naatriumalus, naatriumvesihapend on valge kristalne aine, mis lahtiselt seistes imeb endasse niiskust ja muutub vedelaks. Sööbenaatriumi abil keedetakse harilikku (kõva) seepi. Seepärast nimetatakse teda ka seebikiviks.

Tähtsaim naatriumisool on naatriumkloriid, kloornaatrium ehk keedusool. NaCl, mida leidub suurel määral looduses ja mis moodustab tooraine teiste naatriumi kui ka klooriühendite valmistamiseks. Keedusoola õppisime tundma eespool.

Lämmastikhaput naatriumi ( $\text{NaNO}_3$ ) 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; teda tarvitatakse veel lämmastikhappe ja selle soolade saamiseks.

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



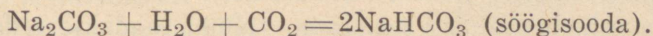
Tarvitatakse arstiteaduses ja klaasivalmistamisel.

Söehapu naatrium 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 meretaimedele tuhandest samal viisil nagu potasit maataimedele tuhandest. Nüüd aga valmistatakse teda keedusoolast mitmel viisil.

Sooda esineb läbipaistvate monokliinsete kristallidena. Kuumutamisel ja seismisel lahtiselt kaotab kristallsooda 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 ja klaasi valmistamisel ja paberivalmistamisel, puuvillase ning linase riide pleegitamiseks, pesemisel (pesusooda) jne.

Kahelissöehaput naatriumi ehk söögisoodat  $\text{NaHCO}_3$  saadakse harilikult soodalahusest, küllastades seda söehappegaasiga:



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

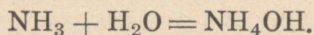
Söögisoodat tarvitatakse karastavate jookide valmistamiseks, küpsetamispulbriks, arstimina jne. Söögisoodat leidub ka mõnes mineraalvees (selterss).

Kaalium ja naatrium kuuluvad mõlemad aluseliste ehk leelismetallide hulka. Nad ühinevad kergesti hapnikuga, lahutavad vee, tekitades kanged alused. Nende soolad lahustuvad vees kergesti. Nad on ühevalentsed, harilikus temperatuuris pehmed, sulavad kergesti ning on veest kergemad.

### 34. Ammoonium $\text{NH}_4$ .

**Ammooniumiühendid.** Kaaliumi ja naatriumiga on palju ühiseid omadusi ühevalentsel rühmal, ammooniumil  $\text{NH}_4$  (vaata ammoniaak!). Iseseisva vaba metallisarnase aina ammoonium aga ei esine.

Ammoniaak teatavasti lahustub vees, tekitades ammooniumaluse (ammooniumvesihapendi ehk -hüdrosüüdi)  $\text{NH}_4\text{OH}$ , igapäevses elus nimetatud veeltinkpiirituseks



Ammooniumvesihapend annab hapetega reageerides soolad, mis on kõik valged kristalsed ained ja lahustuvad kergesti vees. Kuumutamisel laguvad nad ja haihtuvad.

Neist sooladest nimetame:

Kloorammoonium, salmiaak  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , saadakse gaasiveest, mis sisaldab ammoniaaki, mõjustades seda soolhappega. Salmiaaki tarvitatakse metallide jootmisel, arstiteaduses, riidevärvimisel, peitsiks jne.

Mõjustades gaasivett väävelhappega, saadakse väävelhapu ammoonium ehk ammooniumsulfaat  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , mida tarvitatakse väetusaineks; ka immutatakse temaga puumaterjali, et teha seda mittesüttivaks.

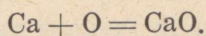
Söehaput ammooniumi  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  saadi varemini kontide, sarvede ja teiste lämmastikku sisaldavate orgaaniliste ainete kuivatamisel. Sellest tuleb ka nimi põdrasarvesool, milles ta esineb peamise sisuosana. Nüüd saadakse teda ammooniumsulfaadi ja söehapu lubja sulandamisest. Ta lendub juba  $60^\circ \text{C}$  temperatuuril. Seepärast tarvitatakse teda küpsetamis-pulbriks, arstiteaduses ja keemialaboratooriumes.

### 35. Kaltsium (*Calcium* — *Ca*).

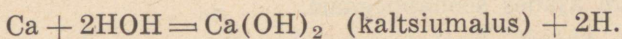
**Leidumine.** Kaltsium looduses vabalt ei esine, küll aga leidub tema ühendeid väga suurel hulgal. Kaltsium on üks levinumaist metallest: lubjakivi (paas, marmor, kriit) koosneb söehapust kaltsiumist, kips väävelhapust kaltsiumist, fosforiidid sisaldavad fosforhaput kaltsiumi jne. Karges vees on kaltsiumsoolad lahus-

tunud. Inimese, loomade ja taimede keha kõvad osad koosnevad kaltsiumisooladest.

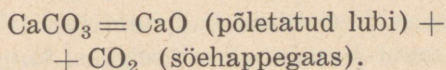
**Saamine ja omadused.** Puhast metallilist kaltsiumi saadakse kloorkaltsiumist ( $\text{CaCl}_2$ ) elektrolüüsi teel. Ta on valge hõbedane metall, erikaal 1,86. Kuivas õhus ta ei muutu, niiskes hapendub kiiresti. Kuumutades põleb ta helelda punakaskollase leegiga valgeks kaltsiumhapendiks:



Vee lahutab ta analoogiliselt kaaliumiga ja naatriumiga, kuid see reaktsioon toimub palju pikaldasemalt kui aluseliste metallide juures. Vees tekib nüüd kaltsiumalus ehk kaltsiumvesihapend:



**Kaltsiumi ühendid.** Harilikult saadakse kaltsiumhapendit lubjakivi kuumutamisel; lubjaahjudes ta on tuntud igapäevses elus põletatud ehk kustutamata lubja nime all:

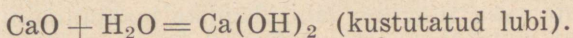


Puhas kustutamata lubi on valge amorfne aine, mis sulab ainult elekterahju kuumuses.

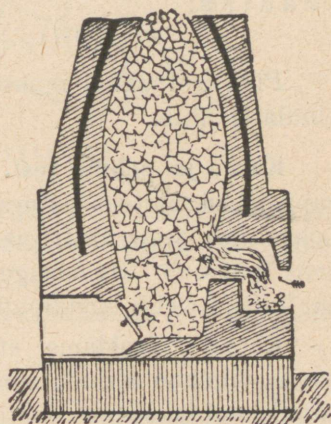
Lubjakivi lagunemisel soojus neelub; see on endotermiline reaktsioon.

Kui valada kustutamata lubjale vett, siis tekib kõrge kuumus. Kustutamata lubi ühineb veega, ühtlasi kasvab ka tema ruumala. Saadud uut ainet nimetatakse kustutatud lubjaks ehk kaltsiumaluseks.

Reaktsioon on järgmine:



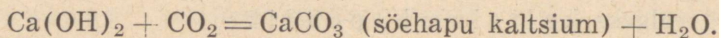
Põletatud lubja kustutamisel vabaneb soojus. See on eksotermiline reaktsioon.



Joon. 55. Lubjaahi.

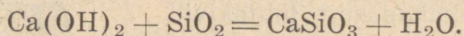
Kustutatud lubi lahustub veidi vees. Lubjavesi tundub sõrmedel libedana, punase lakmuspaberj värvib ta siniseks. Tal on aluse omadused, hapetega annab ta soolad.

Kui puhume klaastoru kaudu läbi lubjavee hingeõhku, mis teatavasti sisaldab söehappegaasi, siis läheb lubjavesi sogaseks, seal tekib söehapu kaltsiumi sade, mis vees ei lahustu:



Lupja segatakse liiva ja veega krohviks, mida tarvatakse müüride ehitamisel kivide sideaineks. Liiva lisatakse sellepärast, et krohv pärastisel kuivamisel ei praguneks. Aja jooksul ühineb lubi õhu söehappegaasiga kõvaks söehapuks kaltsiumiks (lubjakiviks)  $\text{CaCO}_3$ , samuti nagu see aine tekib lubjaveest temast läbi ajades söehappegaasi.

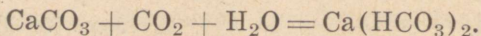
Osalt ühineb kustutatud lubi liivaga kaltsiumsilikaadiks:



Pika aja vältel muutub krohv kiviks ja seob ehituskivid kindlasti ühte.

**Karge ja pehme vesi.** Paneme vette, mis sisaldab palju söehappegaasi, näiteks seltersivette veidi söehaput kaltsiumi (kriiti). Loksutame segu hästi, varsti muutub sogane vesi selgeks, kuna kriit lahustub. Samasuguse tagajärje saame, kui veest, millesse on lisatud veidi kriidipulbrit, puhume läbi hingeõhku.

Katsest järeldame, et söehapperikas vesi lahustab söehapu lubja, viimane ühineb söehappega vees lahustuvaks hapuks söehapuks lubjaks:



Säärast lubjarikast vett kutsutakse kargeks ehk kõvaks veeks.

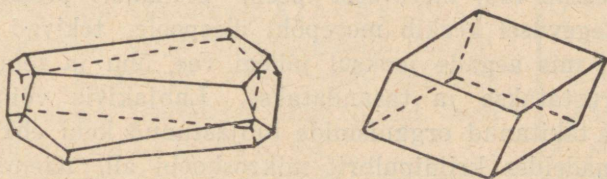
Jätame klaasi karge veega seisma või keedame teda. Nüüd läheb vesi uuesti sogaseks, sest hapu sool laguneb; vabanev söehappegaas eraldub õhku, ning tekib lahustumatu  $\text{CaCO}_3$ .

Sademetes vesi, tungides läbi ülemiste maapinnakihtide sügavamale maa sisse, omandab siin orgaaniliste olluste (taime- ja loomajäänuste jne.) mädanemisest tekkinud söehappegaasi. Säärane söehappegaasirikas vesi lahustab lubjakivikihtidest läbi

tungides kaltsiumi sisaldavaid mineraale (lubjakivi, kipsi jt.). Seepärast ongi allika ja põhjavesi sageli karge. Mõnes kohas, näiteks Karlsbadis, sisaldab allikavesi nõnda palju lupja, et kui selles vees hoida mõni õis, laskub lubi õiele, ja see muutub kõvaks nagu kivistunud.

Sattudes maapinnale eraldub söehappegaas, söehapu lubi sadestub, ning vesi muutub p e h m e k s. Jõgedes ja järvedes vesi on alati pehme.

Lahustame vees veidi seepi ja lisandame sinna mõned lubjasoola. Kohe tekivad seebilahuses lahustumatud lubjaseebi räitsakad. Karge vesi ei kõlba pesemiseks, sest limasarnast lahustumatud lubjaseepi ei saa kõrvaldada. Herved ei kee karges vees pehmeks, sest kaltsium ühineb valkainega.



56. joon. Kaltsiidi kristallid.

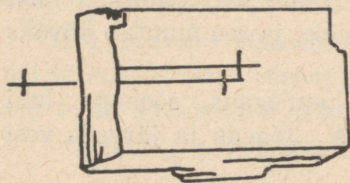
Kateldes ja aurumäsinais jätab karge vesi seintele lubjakihi, „k a t l a k i v i“, mis takistab soojuse edasiandmist ja võib teinekord põhjustada torude lõhkemist.

**Lubjakivid.** Looduses esineb söehapu kaltsium mitmesuguste l u b j a k i v i l i i k i d e n a.

Lubjakivi kristalset kuju nimetatakse k a l t s i i d i k s, mille erikaal on 2,6—2,8, kõvadus 3. Kaltsiidi heksagonaalsesse süsteemi kuuluvad kristallid omavad analoogiliselt kuubiga ehk heksaedriga kuus tahku, kuid viimased omavad rombi kuju. Säärast vormi kristalli nimetatakse r o m b o e e d r i k s.

Teinekord moodustavad kristallid kahekordsed kuuetaahulised püramiidid ehk n n. s k a l e n o e e d r i d. Kristallid on sageli kaunis suured ja korralikud ning tihti läbipaistvad. Kaltsiidi kristallid ilmutavad kahekordset valguskiirte murdmist. Sel põhjusel paistavad asjad lubjapao läbi vaadatuina kahekordselt. Säärast k a h e k o r d s e t p a g u t u n t a k s e k a I s l a n d i p a o n i m e a l l.

Lubjakivi esineb teinekord peeneteralise ehitusega ja teda kutsutakse siis marmoriks, mida on väga mitmet värvi.



Joon. 57. Islandipao läbi paistabjoon kahekordselt.

Põhja-Eesti aluspõhjaks on lubjakivikihid. Ka mujal leidub teda; suured mägede massid, nagu Balkani mäed, osalt Alpid jne., koosnevad lubjakivikihtidest. Need kihid on tekkinud meres. Meres elutsevad organismid, üherakulised, korallid, molluskid jt. ehitavad oma kesta ja tugikava lubjast. Nende organismide surses langevad kestad põhja,

liituvad ühte ja aegade jooksul moodustavad 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 kehi ehk kivistiisi. Vaadeldes kriidipulbrit mikroskoobi all, näeme soodsal juhusel, et ta koosneb üherakuliste foraminifeeride karbiketestest.

Lubja sadestumisest karges vees tekivad mitmesugused teised lubjakivi liigid, nagu kobekivi ehk lubituff, maalustes koobastes purikataolised stalaktiidid (laestrippuvad) ja stalakmiidid (põrandal) jt.

Koostiselt on kaltsiidi sarnane aragoniit ehk allikakivi, mille kristallid kuuluvad rombilisse süsteemi. Tema kõvadus on 3,5, ka erikaal on 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 lubjakivist. Marmorist raiutakse iluasju, hauariste, mälestussambaid, kujusid jne., teinekord losse ja kirikuid. Lubjakivist põletatakse lupja, teda tarvitatakse tsemendi valmistamisel, klaasivabrikuis, rauasulatamisel maakidest jne.

Kloorlubi  $\text{CaOCl}_2$ . Kustutatud lubja ja kloori ühinemisel saadakse kloorlubi ehk pleeklubi. Ta on hall või kollakas

niiske pulber, kloori lõhnaga. Valguses laguneb, seepärast hoitakse teda pimeduses.

Hapete (sool-, väävel-, äädik- jne. happe) mõjul eraldub kloor. Tarvitatakse taimekiu (lina, puuvill, džuuat jne.), paberi jne. valgendamiseks, ka desinfitseerimiseks.

Väävelhappu kaltsium, kaltsiumsulfaat  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  esineb looduses kipsina, mis sisaldab kristallveet. Puhtalt on kips värvitu ja läbipaistev, kuid lisandite tõttu võib ta olla hall, valge, kollakas, roosa. Läge on klaasine, lõhmumispinnal pärlmutrine. Kristallid kuuluvad monokliinsesse süsteemi. Nad on kaunis suured ja arenenud; sageli on nad liitunud kaksikuiks ja nelikuiks. Tihedat peeneteralist kipsi kutsutakse alabastriks; temast lõigatakse välja mitmesuguseid iluasju. Läbipaistvat kristalset kipsi võib lõhmata väga õhukesteks lehtedeks, mis puhul teda kutsutakse maaraklaasiks.

Kipsi kõvadus on 1,5—2, teda võib küünega kriimustada; erikaal 2,2—2,7.

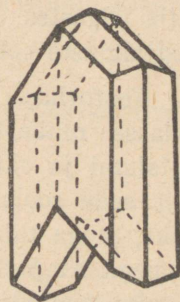
Kuumutades kipsi 130—160°-ni C kaotab ta umbes  $\frac{3}{4}$  oma kristallveest. Säärast kipsi kutsutakse põletatud kipsiks. Segame põletatud kipsi pulbrit veega ja laseme segu natuke aega seista. Ta muutub nüüd kõvaks nagu kivi, ühtlasi pisut paisudes. Seepärast tarvitatakse kipsi mitmesuguste kujude valamisel, krohvimiseks ja vormide valmistamisel.

Kui kuumutada kipsi kuni 500—600°, 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 anhidriidiks. 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.

Kips lahustub vähesel hulgal vees. Põhjavesi sisaldab neis kohis kipsi, kus ta kipsisisaldavaist kihtidest läbi voolab.



Joon. 58. Kipsi kaksikkristall.

Fluorkaltsium  $\text{CaFe}_2$ . Looduses leidub fluorkaltsiumi mineraalina, mida kutsutakse fluoriidiks (ka sulapaoks) (vt. lk. 43).

Fosforhaput kaltsiumi, kaltsiumfosfaati  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  leidub looduses mineraal apatiidis, mille prisma- ja tahvlitaolised kristallid kuuluvad heksagonaalsesse süsteemi. Ta omab klaasiläiget, on vesiselge või sagedamini rohekas või sinakas.

Lubja, savi ja liivaga segatud mullast kaltsiumfosfaati nimetatakse fosforiidiks. Ta on kollakas kuni pruunikas ja omab sageli kobara või neeru kuju. Eestis murtakse teda maast välja Ülgastes Jõeletme kihelkonnas. Eesti fosforiit on tekkinud käsijalglaste ooboluste karbiketest.

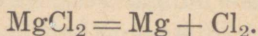
Fosforhapu kaltsium on vajalik sool, mida taimed võtavad endasse mullast. Taimedelt saab loomaorganism fosforhaput kaltsiumi ja ehitab sellest üles luu. Luutihk sisaldab umbes 80% seda soola. Et teha looduslikku fosforiiti vees lahustuva- maks, seega taimedele kättesaadavamaks, muudetakse ta väävel- happega superfosfaadiks, mis sisaldab lahustuvat haput kaltsiumfosfaati  $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2]$ . Superfosfaat on tähtsaim lupja ja fosforit sisaldav kunstväetis. Ka kondijahu tarvitatakse väetisena.

Kaltsiumkarbiit  $\text{CaC}_2$  on hall aine, mida saadakse lubja ja süte (koksi) sulandamisest elekterahjus. Vee toimel eraldub kaltsiumkarbiidist atsetüleengaas.

### 36. Magneesium (*Magnesium — Mg*).

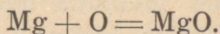
**Leidumine.** Magneesiumi leidub looduses magneesiumsili- kaatides (talk, asbest, küünekivi), magnesiidis ( $\text{MgCO}_3$ ), dolo- miidis ( $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ ), kloormagneesiumis ( $\text{MgCl}_2$ ), karnal- liidis ( $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl}$ ) ja teistes mineraalides. Merevesi omab kibedat maitset magneesiumisoolade tõttu. Taimede leheroheline ehk klorofüll sisaldab magneesiumi vajalise sisuosisena.

**Saamine ja omadused.** Magneesiumi saadakse elektrolüüsi teel sulatatud karnalliidist:



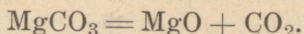
Magneesium on läikiv, hõbevalge, kerge metall, erikaal 1,75. Müügil on ta pulbrina ja lindina. Õhus läheb ta pind tuhmiks, sinna tekib õhuke hapendikiht.

Põleb heleda leegiga valgeks magneesiumhapendiks (põletatud magneesium). Seejuures vabaneb palju soojust (ekso-termiline reaktsioon):

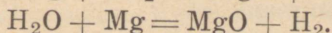
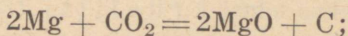


Heleda leegi tõttu tarvitatakse magneesiumi päevapildistamisel ja ilutulestikus.

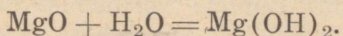
Suuremal hulgal saadakse põletatud magneesiumi magneesiidi kuumutamisel:



Magneesium põleb ka söehappegaasis ja veeaurus, taandades seejuures süsiniku ja vesiniku:



**Ühendid.** Põletatud magneesium veega niisutatult värvib punase lakmuspaberi siniseks. Tekkiv magneesiumalus (magneesiumvesihapend) lahustub vees väga vähe:



Magneesiumalus on vähe püsiv, kuumutamisel laguneb ta kergesti magneesiumhapendiks ja veeks.

Magneesiumi sooladest on tähtsaimad kloormagneesium  $\text{MgCl}_2$  ja magneesiumsulfaat  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Mõlemaid leitakse lahustunult merevees. Magneesiumsulfaati nimetatakse tema mõru maitse tõttu mõrusoolaks; kalad omavad mõru maitset, kui sool jääb kõrvaldamata; tarvitatakse arstimina.

Magneesiumkarbonaati ( $\text{MgCO}_3$ ) leidub looduses magneesiidi nime all. Teda tarvitatakse põletatud magneesiumi saamiseks. Kõrge sulamistemperatuuri tõttu valmistatakse viimasest tulekindlaid kive, tiigleid jne.

Kaltsium ja magneesium kuuluvad leelismuldmetallide hulka. Mõlemad on kahevalentsed ja hapenduvad õhus kergesti. Nende hapendid annavad veega alused, mis aga vees

nõnda kergesti ei lahustu kui leelismetallide hapendid. Nende karbonaadid, sulfaadid, fosfaadid moodustavad tähtsa osa maa-koorest; nad lahustuvad vees raskesti või on lahustumatud.

### 37. Alumiinium (*Aluminium* — *Al*).

**Leidumine ja saamine.** Metallide hulgast leidub alumiiniumi kõige rohkem looduses. Kõiki kivimeid moodustavad silikaadid ja nende murenemisest tekkinud savi ning muld sisaldavad alumiiniumi. Kalliskivid: korund, rubiin, safiir on alumiiniumhapendid  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , mis lisandite tõttu on värvilised.

Alumiiniumi saadakse peamiselt boksiidist, mida esmalt leiti Prantsuse linna Beaux (loe „boo“) läheduses, nüüd aga leitakse Itaalias, Lõunaslaavias, Ameerikas ja Saksamaal. Boksiit muudetakse esmalt alumiiniumhapendiks  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Alumiiniumi maagina kasutatakse edasi krüoliiti ( $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$ ), mis mineraali leitakse Gröönimaal.

Puhast alumiiniumi saadakse Heroult' elekterahjus, milles  $\text{Al}_2\text{O}_3$  segatakse krüoliidiga. Elektrivoolu mõjul soolad lagunevad ja alumiinium eraldub katodi juures.

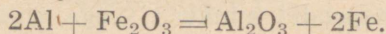
Alumiiniumi õpiti tundma võrdlemisi hiljuti. 1827. a. sai esimest korda puhast alumiiniumi kuulus keemik Wöhler.

**Omadused.** Alumiinium on hõbevalge, kerge (erikaal 2,6) metall, mida võib kergesti taguda ja venitada plekiks ja traadiks. Ta juhib kergesti soojust ning elektrivoolu. Õhus kattub ta õhukese tiheda hapendikorruga, mis kaitseb sisemist metalli edaspidise hapendumise eest.

Hapetes ja alustes (ka soodas) lahustub ta kergesti, mis asjaolu piirab 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 süüdata põlema segu magneesiumilindiga, siis põleb alumiinium alumiiniumhapendiks ja taandab raua:



Eralduv kuumus on nõnda suur, et raud sulab. Raudhapendi ja alumiiniumipulbri segu kutsutakse t ä r m i i d i k s, teda tarvitatakse rauaosade kokkujootmisel.

Alumiiniumist valmistatakse köögiiriistu, masinate ja autode osi jne.

Vasega sulandatult saadakse teraskõva, happe- ja alusekindel alumiiniumpronks, magneesiumiga magnaaliüm ja elektronmetall (erikaal 1,84); viimasest valmistatakse õhulaevade (zeppelinide) keresid.

Alumiiniumi tarvitamine kasvab iga aastaga. Alumiiniumitoodang maailmas oli 1885. a. 13 tonni, 1900. a. — 7000 tonni, 1913. a. — 65 000 tonni, 1928. a. — 200 000 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, leidub ka peeneteralisena; ta on värvitu või värviline, klaasilõikega mineraal. Erikaal on 4. Kui ta on läbipaistev ja sinine, siis kutsutakse teda safiiriks, kui punane — rubiiniks. Mõlemad on vääriskivid. Smirgel on raudhapendiga segatud teraline korund, teda tarvitatakse kivide lihvimiseks.

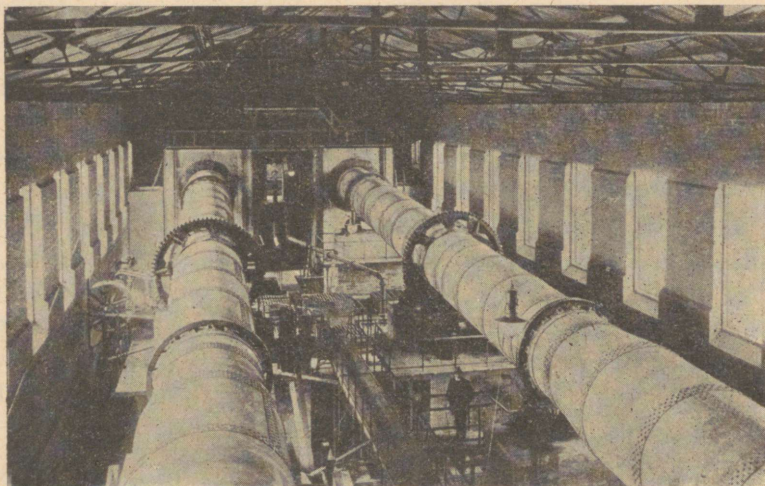
Korundi ja tema teisendeid, rubiini ja safiiri, on läinud korda valmistada kunstlikult paukgaasi leegis savimullast, millele on lisandatud värvimiseks metallhapendit. Sääraseid kunstlikke kalliskive valmistatakse kuni 50 karaadi (10 g) suuruses.

Tähtsamaid alumiiniumi sooli on maarjas, mis on kas alumiiniumi ja kaaliumi sulfaat — kaaliüm maarjas  $Al_2(SO_4)_3 \cdot K_2SO_4 \cdot 24H_2O$  või alumiiniumi ja naatriumi sulfaat — naatron maarjas  $Al_2(SO_4)_3 \cdot Na_2SO_4 \cdot 24H_2O$  ja teiste sulfaatide ühend alumiiniumsulfaadiga. Need soolad sisaldavad palju kristallvett. Katseklaasis kuumutades lahustub maarjas oma kristallvees. Maarjas lahustub raskesti külmas vees, kergesti keevas vees. Kui paneme küllastatud maarjaselahuse seisma,

siis eralduvad suured ilusad kristallid oktaeedritena. Hoides sää-  
rast kristalli niidi otsas uues kuumas maarjase küllastatud lahu-  
ses laskuvad lahuse jahtudes uued maarjase osad kristallile ja  
viimane kasvab ikka suuremaks.

Maarjast tarvitatakse riide värvimisel peitsiks (värvi kinnita-  
miseks), raagnaha parkimiseks ja arstirohuks. Habemeajajad  
tarvitavad teda veresulgemisel „kivina“.

Alumiiniumsilikaadid on looduses väga levinud. Sii kuuluvad meile tuntud põldpaod ja neist tekkinud savi,  
vilkkivi, granaadid, topaas jt.



Joon. 59. Toruahi tsemendivabrikus.

Ultramarin on alumiinium- ja naatrium-kaksiksili-  
kaat, mis on seotud väävelnaatriumiga. Varemini saadi teda  
sinisest lasuurkivist („lapis lazuli“), nüüd aga valmistatakse teda  
kunstlikult kaoliini, sooda, söe ja väävli segu kuumutamisel.  
Ultramariini tarvitatakse seinapaberi värvimiseks, suhkru, pesu,  
paberi jne. sinetamiseks, et kaotada nende kollast värvi. Hape-  
tele ei pane ta vastu; nende toimet eritub väävelvesinik ning  
värvus kaob. Peale sinise on olemas rohelist, punast, valget jne.  
ultramariini.

**Tsement.** Tsemendi toorained on lubjakivi ja savi. Mõlemad ained jahvatatakse peeneks, segatakse üksteisega ja veega nn. „lobriks“. Pikis pöörlevais toruahjudes põletatakse „lobri“ kõvaks „klinkriks“. Kunda tsemendivabrikus toimub põletamine põlevkivi pulbri 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 tar-  
dub tsement mõne aja pärast kõvaks kehaks. Harilikult segatakse teda sõmera liivaga, kruusaga, kivipuruga. Säärast segu kutsutakse *b e t o o n i k s*.

Tsementi ja betooni tarvitatakse sidematerjalina müüride ehitamisel, kunstlikkude 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 a n i t s e m e n t i*.

## Rasked metallid.

### 38. Raud (*Ferrum — Fe*).

**Leidumine.** Alumiiniumi järel on raud levinumaid metalle. Ehedalt leidub teda harva meteoriitides ja Gröönimaal basaldis. Enamasti leidub rauda looduses *m a a k i d e n a*: hapendina, sulfiidina, silikaadina ja karbonaadina. Loomade kehas leidub teda samuti; verepuna ehk hemoglobiini tähtsaim sisuosis on raud. Taime klorofüllü tekkimiseks läheb tarvis samuti rauda.

**Rauamaagid.** Rauaühenditest nimetame kõige enne *h e m a - t i i t i*  $Fe_2O_3$  (kuni 70% Fe), mis oma mitmesuguse ehituse järgi kannab erinevaid nimetusi. Selle maagi tunnuseks on, et kui temaga tõmmata mööda vööpamata portselankausi põhja, jääb sinna punane joon. Sellest tuleb ka nimi — *h e m a t i i t* ehk *v e r e k i v i*. Hematiiti tarvitatakse ka punase värvina.

*M a g n e t i i t*  $Fe_3O_4$  (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 (Kirunavaara ja Gällivara).

Limoniit  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  + vesi (kuni 60% Fe) omab kollast või pruuni värvust ja annab pruuni joone. Sageli sisaldab liiva, savi.

Soisel maal on ta tublisti segunenud saviga ja teda kutsutakse soorauamaagiks. Siia kuulub ka kollane rauaooker, mida tarvitatakse värviks. Limoniit ei kristallu. Kõik teised rauamaagid võivad muutuda vee mõjul limoniidiks.

Sideriiti  $\text{FeCO}_3$  (30—50% Fe) leidub määratute massidena; ta kristallub romboeedrites.

Püriiti ehk leeprikivi  $\text{FeS}_2$  leidub looduses sageli ka Põhja-Eestis kobara-, neeru- ja kerataolises kujus. Värvuselt on ta hall-kollane, temaga tõmmatud joon rohekasmust. Kristallid on hästi arenenud ja kaunis suured; nad kuuluvad regulaarsesse süsteemi (heksaeedrid, oktaeedrid jne.). Rauda püriidist ei saada, küll aga tarvitatakse teda väävelhappe, raudvitrioli ja maarjase valmistamiseks.

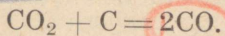
Markasiit on samasuguse koostisega nagu püriit,  $\text{FeS}_2$ , kuid erineb füüsikalistelt omadustelt. Ta on värvuselt hallikas ja kristallub rombilises süsteemis; joon on rohekashall.

**Raua metallurgia.** Metallide saamist maakidest nimetatakse metallurgiaks. Raua eraldamine maakidest toimub järgmiselt: rauamaagi tükid purustatakse ja põletatakse, et eemaldada vett ning söehappegaasi ja teha neid kobedamaks. Nüüd segatakse põletatud maagid sulatajatega (lubjapagu, liiv jne.), mis kõrges kuumuses võivad ühineda maaki jäänud lisanditega, nagu räni, fosfor, väävel jne.

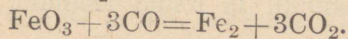
Raua sulatamine maakidest toimub kõrgahjudes. Viimased on umbes 20—35 m kõrged ning ehitatud tulekindlast materjalist. Ülevalt puistatakse kõrgahju sütt (enamasti koksi) vaheldumisi rauamaagiga nõnda kaua kui ahi on täis. Söed süüdatakse alt põlema ja puhutakse masinate abil vahetpidamata pressitud õhku juurde, et põlemine ei lakkaks.

Reaktsioonid, mis siin toimuvad, on järgmised:

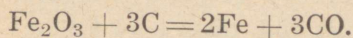
Põlev süsi tekitab söehappegaasi  $\text{CO}_2$ , mis, tungides ülespoole läbi hõõgivate süte, muutub süsinikhapendiks:



Süsinikhapend, tungides läbi rauamaagi, taandab raua viimasest ja muutub  $\text{CO}_2$ -ks:



Ka hõõguvad söed taandavad raua maakidest:



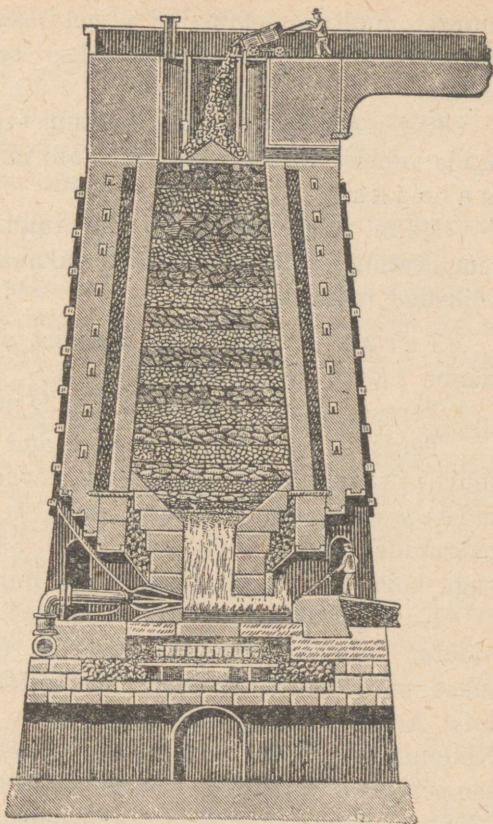
Kõrges kuumuses sulab raud, osa sütt lahustub sulametallis ja annab rauaga malmi; sulatajad ühinevad rauamaagis leiduvate lisanditega räbuks ehk šlakiks, mis  $1400\text{—}1800^\circ \text{C}$  kuumuses sulab ja ühes sulametalliga vajub ahju põhja. Raskem malm koguneb alla, selle peale jääb

kergem räbu ehk šlakk. Aeg-ajalt lastakse sulamalm allpool leiduva ava kaudu välja, ning see voolab savirennide kaudu vormidesse. Räbu pääseb välja kõrgemal asetseva ava kaudu.

Põlevad gaasid juhitakse kõrgahjust toru kaudu kauperisse, kus nad põlevad ja soojendavad õhku, mis pumbatakse kõrgahju.

Ahjust välja lastud ja jahtunud räbu on klaasitaoline rauda sisaldav silikaat. Teda tarvitatakse tsemendi valmistamiseks, ehituskivideks, tänavate sillutamiseks jne.

Malm ehk tooresraud sisaldab peale raua 2,3—5% C ning mõnikord veel mangaani, räni, fosforit ja väävlit. Kui malm järsku jahtub, ühinevad süsinik ja raud keemiliselt. Säärast



Joon. 60. Kõrgahju läbilõik.

murdepinnalt valget malmi nimetatakse valgeks malmiks. Ta on väga habras ja töötatakse seepärast ümber taotavaks rauaks.

Kui malm pikkamööda jahtub, eraldub süsi grafiidina rauaosade vahele. Säärast murdelt halli malmi nimetatakse halliks malmiks.

Malm sulab kergemini kui raud ja teras (1100—1200° C temperatuuril), teda võib hästi valada. Hallist malmist valatakse kõiksugu malmasju.

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 temperatuuril); ta on väga kõva. Teras kõvadust võib tõsta karastamisega. Selleks lastakse kuum teras äkitselt jahtuda, teda paigutades külma vette või õlisse. Säärane karastatud teras on väga kõva, kuid ühtlasi habras ja murduv.

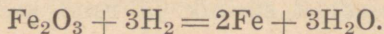
Karastatud terast võib järele lasta ja pehmemaks muuta. Selleks kuumutatakse teda uuesti 220—320°-ni ja lastakse pikkamööda jahtuda. Selle järgi kui kuumaks oli teras teist korda aetud, võib saada teda mitmesuguses kõvaduses. Kuumutatava terase pinna järgi võib otsustada, kui suur on tema temperatuur (ja sellega ühtlasi tema kõvadus) (220° — kollakas, 230° — ölgkollane, 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.

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.

Harilik igapäevses elus tarvitav raud ei ole kunagi täitsa puhas, vaid sisaldab suuremal või väiksemal määral mitmesuguseid lisandeid, nagu süsinikku, räni, mangaani jne.

Keemiliselt puhast raua taandatakse raudhappendist vesinikuga:



Sel teel saadud raud on must pulber, mis õhus sütib iseene-  
sest põlema.

Puhta raua erikaal on 7,8. Magneti läheduses saab raud  
magnetilised omadused ja võib tõmmata enda külge raudasja.  
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.

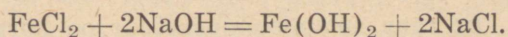
Niiskes õhus tekib rauapinnale kollane raudhüdraadi  
 $\text{Fe}(\text{OH})_3$  kiht, mida nimetatakse roosteks. Roostetamine ei  
piirdu ainult pealmise kihiga, vaid tungib sügavamale ja sööb  
pikema aja jooksul kogu metalli läbi.

Roostetamise vastu kaetakse rauapind õlivärviga, asfalt-  
lakiga, tsingiga, tinaga jne. Lääkivat rauapinda kaitstakse õlita-  
misega. Mõnikord tekitatakse rauapinnale kunstlikult tihe rooste-  
kiht, mis takistab raua sügavat roostetamist. Säärane brü-  
neeritud raud omab ilusat välimust.

**Raua ühendid.** Raud esineb ühendites kahel kujul: kahe-  
valentse raua ühendeid nimetatakse rauas- ehk ferro-  
ühenditeks, kolmevalentse raua ühendeid raud- ehk  
ferriühenditeks.

Hapendeid on seega kaks:  $\text{FeO}$  rauashapend 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.

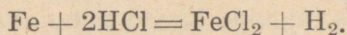
Rauashapendile vastav alus tekib kloorisrauast sööbenaatri-  
umi mõjul:



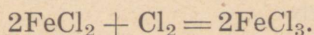
Rauashüdroksiüd  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  on alul valge, siis muutub rohe-  
liseks ja lõpuks pruuniks  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

Klooriga annab raud kaks ühendit: kloorisraua, ka  
rauaskloori  $\text{FeCl}_2$ , ja kloorraua ehk raudklo-  
riidi  $\text{FeCl}_3$ .

Kloorisrauda saadakse rauast, kui talle valatakse soolhapet,  
et kogu raud ei lahustuks. Ta esineb rohelse soolana:



Kloorraud  $\text{FeCl}_3$  saadakse  $\text{FeCl}_2$ -st, kui seda mõjustada  
kloorveega:

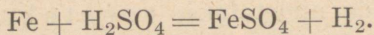


Kloorraud  $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  on kollane kristalne sool, mida tarvitatakse riidevärvimisel, reovete puhastamiseks, verevoolu sulgemiseks jne.

$\text{FeCl}_2$  muutumist  $\text{FeCl}_3$ -ks nimetatakse keemias ka hapendamiseks, kuna raua valentsus siin tõuseb, kuigi ta siin hapnikuga ei ühine.

Vastuoksa, kui kloorraud muutub kloorisrauaks, ja seega raua valentsus langeb, siis on tegemist taandamisega.

Raudsulfaati saadakse rauast ja väävelhappest:



Lahusest kristallunud rohekashalli soola, raudvitrioli valem on  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Kui teda kuumutada, siis muutub ta valgeks, sest kristallvesi aurub ära. Samasugune murenemine toimub ka õhu käes seistes.

Raudvitrioli tarvitatakse värvimiseks, tindi valmistamiseks, fotograafias ilmutajaks.

Lahustame vees veidi parkhapet või tanniini ja valame sinna raudvitrioli lahust juurde. Kohe tekib must sade (tint).

**Malmi ümbertöötamine teraseks ja rauaks.** Malmist saadakse rauda mitmel viisil: pudeldamis-, Bessemeri, Thomase ja Siemens-Martini menetlusega.

Pudeldamises menetlus. Malmitükid paigutatakse sellekohase ahju põrandale ja juhitakse nende pealt leek läbi. Vedelat malmi segatakse raudroopidega; nüüd põleb süsinik malmist söehappegaasiks. 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.

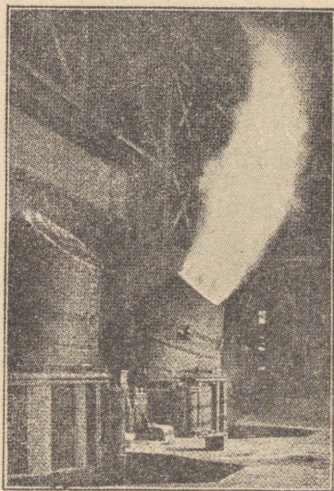
Bessemeri menetlusel valatakse sulamalm määratu suurde pirnitaolisse nõusse (Bessemeri pirni ehk konvertrisse). Pirni põhi on auklik, aukude kaudu puhutakse õhku läbi vedela malmi, milles nüüd põlevad lisandid ära. Kui konvertrist hakkab välja tulema pruuni gaasi, siis on see märgiks, et süsinik on lõppenud ja raud põleb.

Thomasemetallus. Raud, mis sisaldab fosforit, on rabe ning tarvitamiseks kõlbmatu. Inglise Thomas leiutas menetluse, kuidas kõrvaldada malmist fosforit. Tema menetlusel vooderdatakse konverter seestpoolt kaltsium- ja magneesiumhapenditega. Malmi sulatamisel ühinevad need ained fosforiga räbuks, mida on metallist kerge eraldada.

Räbu jahvatatakse peeneks ja ta läheb müügile toomasjahu 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, nõnda et tekib soovitud omadustega teras või raud.



Joon. 61. Bessemeri pirn tegevuses.

**Raua bioloogiline tähtsus.** Taim klorofüll rauda küll ei sisalda, kuid tema tekkimine on tingitud rauast. Kui eemaldame kunstlikult rauasoolad mullast või lahusest, milles taim kasvab, siis taim ei lähe roheline ega saa valmistada orgaanilisi aineid. Paarist tilgast raudkloriidist jätkub, et taim rohelistuks. Mullas leiab taim küllaldaselt rauda, nõnda 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.

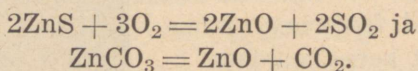
Vanal ajal anti rauale sõjajumala Marsi nimi ja märgiti teda tema märgiga ♂. Aegade jooksul on raud ikka enam rakendatud rahuliku töö ülesannetesse. Raud on inimkonna kultuuri tähtsaim vahend. Praegusel ajal ei sobi enam rauda märkida sõja ja surma sümboliga; temast on saanud rahuliku töö väärtuslikem aine.

### 39. Tsink (*Zincum* — *Zn*).

**Leidumine.** Tähtsaim tsingimaak on tsingiläik ehk sfaleriit  $ZnS$ , mille kristallid kuuluvad regulaarsesse süsteemi. Värvuselt on ta lisandite tõttu muutlik — klaasisarnane vaipruun kuni must. Väiksema tähtsusega on galmei  $ZnCO_3$ .

Ehedalt tsinki looduses ei leidu.

**Saamine ja omadused.** Tsingimaagid muudetakse kuumutamiseega õhus tsinkhapendiks:



$ZnO$  ja süte kuumutamisel retordis õhu juurdepääsuta taandub tsink, mis kõrges temperatuuris muutub auruks. Aur juhitakse läbi sulatsingi, kus ta muutub vedelaks metalliks.

Tsink on valge, läkiv, kristalse ehitusega metall. Tsingipulga koolutamisel võib kuulda riginat, mis tekib kristallide vastastikusest hõõrdumisest. Tsingi erikaal on 7. Harilikus temperatuuris on tsink habras, nõnda et teda võib tõugata pulbriks. 100—150° temperatuuril on ta taotav ja veniv, temast võib saada siis plekki ja traati. Üle 200° temperatuuril muutub ta uuesti pudedaks. Sulab 420° temperatuuril.

Kuivas õhus tsingi pind ei muutu, kuid niiskes õhus kattub pind söehapu tsingi —  $ZnCO_3$  — 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 kaitseda viimast rooste eest. Vasega sulandades saadakse tsingist kullakarvaline tombak (tsinki alla 18%) ja kollane vask (tsinki 10—20%).

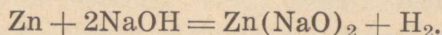
**Tsingi ühendid.** Kuumutades tsinki õhus, põleb ta roheka leegiga valgeks pulbriks tsinkhapendiks  $ZnO$ .

Tsinkhapendit saadakse ka  $ZnCO_3$  kui ka  $ZnS$  kuumutamisel.

Tsinkhapend, teisiti tsinkvalge, on hea valge õlivärv. Väliseks värviks ta hästi ei kõlba, sest ta muutub niiskes õhus aegamööda  $ZnCO_3$ -ks, mis maha pudeneb.

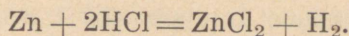
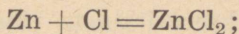
Tsingi lahustamisel väävelhappes saadakse väävelhapu tsink, tsinkvitriol  $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ . Tarvitatakse riidetrükkimisel, arstirohuna (silmatilkadena), puu immutamiseks mädanemise vastu jne.

Tsink annab soolad ka alustega, 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:



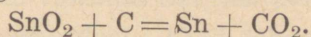
Kloortsinki tarvitatakse puude immutamiseks mädanemise ja seenetuse vastu, ka metallide jootmisel, sest ta lahustab metallipinnal leiduva hapendi.

Kui segada kloortsingi lahust tsinkvalgega, siis saadakse mass, mis aegamööda kõveneb; seda tarvitatakse seepärast kitina (hambatsemendina).

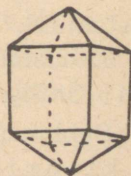
## 40. Ingliseina (*Stannum* — *Sn*).

**Leidumine ja saamine.** Ingliseina leidub looduses tinakivi ehk kassiteriidi  $SnO_2$  kujul, mis peale inglisteina sisaldab sageli veel rauda, arseenikut ja väävlit. Tinakivi on pruuni värvi, klaasise või rasvase läikega.

Ingliseina saadakse tinakivist, kuumutades viimast sütega:



**Omadused.** Ingliseina on hõbedase läikega metall, kristalse ehitusega. Painutades inglisteina pulka võib kuulda riginat. Erikaal 7,3. Sulab



Joon. 62. Tinakivi kristall.

232° temperatuuril. Harilikus temperatuuris on ta venitatav; teda võib ümber töötada väga õhukeseks inglistina-paberiks ehk stanniooliks. 200° temperatuuril on nõnda pude, et teda võib muuta pulbriks. Madalas temperatuuris (alla — 20°) laguneb ta halliks pulbriks, mille erikaal on 5,8. Säärast inglistina moondumist nimetatakse tinakatkuks.

Harilikus temperatuuris inglistina õhus ei muutu; sulaolekus hapendub ta õhus aegamööda SnO<sub>2</sub>-ks.

Kange soolhape ja väävelhape lahustavad inglistina; lahjadele hapetele paneb ta vastu.

Inglistina tarvitatakse mitmesuguste sulamite valmistamiseks (näit. pronks) ja jootmiseks. Temaga kaetakse raud- ja vasknõusid. Raudplekk kastetakse sula inglistina massisse, milles ta kattub õhukese inglistina kihiga. Viimane kaitseb raua roostetamise eest (valge plekk).

Stanniooli tarvitatakse toitainete (tee, juust, šokolaad jne.) pakkimiseks. Keedunõude tinutamiseks tarvitatav inglistina ei tohi sisaldada mürgist seatina. Kui puhta sõrmega tõmmata üle tinutatud pinna ning sõrm määrdub mustaks, siis on see asjaolu tõenduseks, et inglistina sisaldab seatina.

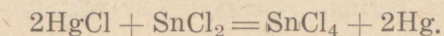
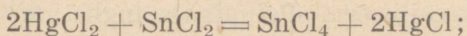
Inglistina oli tuntud juba vanal ajal. Föniiklased said teda Inglismaalt (Cornwall), mis leiukoht oli tol ajal ainus. Seepärast anti sellele metallile nimi inglistina.

**Ühendid.** Inglistina võib olla nelja- ja kahevalentne. Kahevalentse tina ühendeid kutsutakse inglistinas- ehk stannioühendeiks, neljavalentse inglistina ühendeid inglistina- ehk stanniühendeiks.

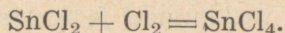
Hapnikuga annab ta kaks ühendit: inglistinashapendi SnO ja inglistinahapendi SnO<sub>2</sub>. Viimane tekib inglistina põletamisel.

Lahustades inglistina soolhappes saame kloorisinglistina SnCl<sub>2</sub>. See on valge, vees kergesti lahustuv sool.

Sublimaadist (HgCl<sub>2</sub>) taandab SnCl<sub>2</sub> elavhõbeda, hapendudes ise klooringlistinaks SnCl<sub>4</sub>:



Klooringlistina ehk stannikloriid  $\text{SnCl}_4$  on värvitu, õhus suitsev vedelik, mis tekib kas inglistina ja kloori otsesel ühinemisel või klooristina ja kloori ühinemisel:



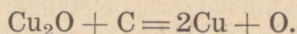
Inglistina nagu tsinkki annab sooli hapetega ja alustega, omades seega metalli kui ka metalloidi omadusi.

## 41. Vask (*Cuprum* — *Cu*).

**Leidumine ja saamine.** Vaske leidub ehedalt kõige rohkem Põhja-Ameerikas suurte järvede piirkonnas, eriti Ülemjärve läheduses, vaskesisaldavais 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 kupriit  $\text{Cu}_2\text{O}$ ; vasseläik ehk kalkosiin  $\text{Cu}_2\text{S}$ ; kuld-kollane kalkopüriit  $\text{CuFeS}_2$ , 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 puusöe pulbriga ja kuumutame katseklaasis. Tekib söehappegaas, ja vask eraldub.

Kõige puhtamat vaske saadakse elektrolüütilisel teel. Taandumisest saadud toores vask on vaskvitrioli 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 CuO korruga. Kuivas õhus harilikus soojuses ta ei muutu; niiskes õhus tekib ta pinnale söehapu vask  $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ , nõndanimetatud patina. Patinat leidub vanadel vaskkujudel ja -katustel; uued pronkskujud kaetakse patinaga kunstlikult. Hapetes vask lahustub, tekitades mürgiseid sooli. Sel põhjusel kaetakse seestpoolt vasknõud inglisiinaga või nikliga. Vask on väga hea soojuse- ja elektrijuht. See pärast tehakse vasest elektrijuhtmeid, katlaid, köögiriistu jne.

Arvurikkad sulamid sisaldavad vaske, näit.: kollane vask (1 osa Zn ja 2 osa Cu); uushõbe ehk alpaka: 2 osa Cu, 1 osa Ni ja 1 osa Zn. Pronksid on vase ja inglistina sulamid mitmesuguses vahekorras. Fosforpronks sisaldab peale Cu ja Sn veel fosforit; oma suure kõvaduse tõttu valmistatakse temast völlilaagreid; alumiiniumpronks sisaldab alumiiniumi jne.

Küprose (Cyprium) saare järgi, kus teda vanasti toodeti, anti vasele ladinakeelne nimi „Cuprum“.

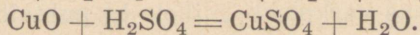
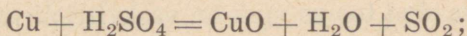
Pronks oli esimesi metallide sulameid, mida inimene õppis tundma. Temast valmistati kõiksugu tarbeasju, sõja- ja tööriistu, nõusid, kujudid jne. Inimkonna kultuuriloos järgneb kiviajale pronksiaeg. Raua leiutamiselega asendati pronks rauaga — pronksiajale järgnes raua aeg.

**Vaseühendid.** Vask esineb kahesuguse valentsiga: vases- ehk kuproühendites on vask ühevalentne, vask- ehk kupriühendites 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.

Väävelhapu vask, vasksulfaat (vaskvitriol) ehk silmakivi  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  on tähtsaim vasesool. Ta tekib vase lahustamisel kuumas väävelhappes:



Nagu reaktsioonist näha, eraldub siin kõrvalainena väävlisgaas  $\text{SO}_2$ .

Vaskvitriol lahustub kergesti kuumas vees. Kuumast küllastatud lahusest kristallub ta suurte siniste kristallidena, mis kuulu-

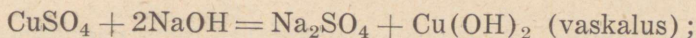
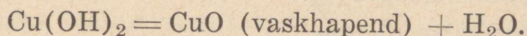
vad trikliinsesse süsteemi (kõik kolm telge on üksteisega kaldu). Valides välja suurima kristalli ja paigutades teda niidi otsas uude küllastatud lahusesse, võib kristalli suuremaks kasvatada.

Kuumutades silmakivi 250<sup>0</sup>-ni, kaotab ta täiesti kristallvee ja muutub hallvalgeks. Veega kokku puutudes muutub ta uuesti siniseks.

Vaskvitrioli tarvitatakse metallide vasetamiseks galvanoplastikas; tema lahusega pritsitakse viljapuid, et hävitada seeni, temaga immutatakse puid mädanemise vastu jne.

Kõik vasesoolad on mürgised.

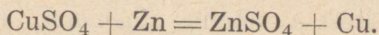
Valame vaskvitrioli lahusesse naatrium- või kaaliumalust ja soojendame segu. Alguses saame sinaka sademe vaskaluse, lõpuks muutub see mustaks hapendiks:



Paigutame vaskvitrioli lahusesse rauapuru ja loksutame segu hästi. Sinine lahus muutub rohekaks, tekib raudvitriol ning lahuse põhja sadestub punane Cu.

Teeme sama katse tsingiga. Ka tsink tõrjub vase välja, tekitades ZnSO<sub>4</sub> ja Cu.

Reaktsioon on järgmine:



Üldse võivad metallid tõrjuda välja üksteist soolade lahustest. Alljärgnevas reas on metallid nii asetatud, et eelmine tõrjub välja kõik järgmised: Mg, Al, Zn, Cl, Fe, Ni, Pb, Sn, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag.

## 42. Seatina (*Plumbum* — *Pb*).

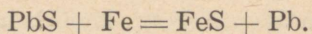
**Leidumine.** Looduses leidub seatina harva ehedalt. Maakidest on tähtsaim galeniit ehk seatinaläik PbS, mida leitakse Saksamaal, Böömimaal, Inglismaal, Rootsis, Hispaanias, Põhja-Ameerika Ühendriiges jne. Tinaläiku saadavad alati hõbedaja tsingiühendid. Ta on hallikas metalliläikega mineraal; tema kristallid kuuluvad regulaarsesse süsteemi. Pinnalt muutuvad tina-



Joon. 63.  
Sinise silmakivi kristall.

läigu lademed muudeks seatinaühendeiks (karbonaadiks, sulfaadiks, fosfaadiks).

**Saamine.** Kuumutades tinaläiku rauaga, tõrjub raud seatina ühendist:



**Omadused.** Seatina värske löikepind on sinikasvalge. Öhus kattub ta varsti halli seatinahapendi  $\text{PbO}$  kihiga, mis teda kaitseb edaspidise hapendumise eest. Erikaal on 11,37. Seatina on nõnda pehme, et teda võib lõigata noaga ja kriimustada isegi küünega. Sel põhjusel tarvitati varemini seatinapulki kirjutamiseks. Sulab  $320^{\circ}$  temperatuuril.

Sool- ja väävelhappes lahustub ta vähe, sest tema pinnal tekiavad hapetes lahustumatud soolad  $\text{PbCl}_2$  ja  $\text{PbSO}_4$ , mis kaitsevad metalli hapete edaspidise mõju eest. Lämmastikhappes lahustub seatina nitraadiks  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .

Seatina on kahevalentne.

**Tarvitamine.** Seatinast valmistatakse tema painduvuse tõttu veetorusid, elektrijuhtmete kesti jne. Suure erikaalu tõttu täidetakse seatinaga esemeid, mis peavad olema rasked (näit. seinakellade pommid). Vastupaneku tõttu kemikaalidele kasutatakse teda keemiatööstuses (tinakambrid, katlad, tiiglid). Akumulaatorites tarvitatakse seatinaplaate, millest ühed on kaetud  $\text{PbO}_2$ , teised  $\text{PbSO}_4$ -ga.

Seatina sulamitest nimetame tähemetalli ( $\text{Pb}$  ja  $\text{Sb}$ ), kerget jootmismetalli ( $\text{Sn}$  ja  $\text{Pb}$ ) jt.

**Ühendid.** Öhus kuumutamisel ühineb seatina hapnikuga kollaseks  $\text{PbO}$ , mida nimetatakse *massikooks*. Soojendatakse aga seatina sulamiseni, muutub ta punakaskollaseks *siluks*.

Seatinahapendit tarvitatakse maalrivärvi, kiti, seatinaklaasi (kristallklaas) ja saviriistade võõba valmistamiseks. Linaseemne õli keedetakse seatinahapendiga ja saadakse värnits. Rasvaga soojendades annab ta tinaplaastri. Pikemaajalisel kuumutamisel  $300\text{--}400^{\circ}$  vahel muutub seatinahapend punaseks *mennikuks*  $\text{Pb}_3\text{O}_4$ , mida tarvitatakse maalrivärviks.

Mennik on õieti seatinahapendi  $\text{PbO}$  ja seatinaülihapendi  $\text{PbO}_2$  segu.

Menniku lahustamisel salpeeterhappes lahustub PbO, pruunivärviline PbO<sub>2</sub> jääb lahustumata.

Seatina sooladest nimetame:

Kloorseatina PbCl<sub>2</sub>, mida tarvitatakse tinutamisel.

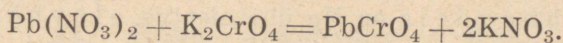
Lämmastikhapu seatina Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, mida tarvitatakse ilutulestikus.

Söehapu seatina PbCO<sub>3</sub>, mida leidub looduses valge seatinakivina.

Aluseline söehapu seatina 2PbCO<sub>3</sub> · Pb(OH) on tuntud valge värvina tinavalge nime all. Katmisvõime poolest on tinavalge parimaid valgeid värve, kuid ta on mürgine ning läheb väävelvesiniku mõjul mustaks.

Äädikhaput seatina saadakse seatinahapendi lahustamisel äädikhappes. Teda nimetatakse ka tinasuhkruks. Tarvitatakse arstiteaduses „tinavee“ nime all.

Mõjustades kaaliumkromaadiga K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> seatinasooladele, saadakse ilus kollane värv seatinakromaat PbCrO<sub>4</sub> ehk kroomkollane:



Lisandades selle soolale sööbekaaliumi saadakse kroompunane (PbCrO<sub>4</sub> · PbO).

Seatina ühendid on mürgised. Kui toitained kokku puutuvad seatinaühenditega, võivad viimased sattuda toidusse ja põhjustada mürgistust. Seepärast püütakse asendada ilusaid seatinavärve teiste kahjutute värvidega.

Seinatorud kõlbavad ainult karge vee tarvis, sest siis tekib seatina pinnal vees leiduvatest sooladest seatinakarbonaadi- ja -sulfaadikiht, mis ei lahustu. Pehme vesi lahustab seatina õhuhapniku abil seatinaaluseks Pb(OH)<sub>2</sub>. Pehme vee tarvis seinatorud ei kõlba.

### 43. Elavhõbe (*Hydrargyrum* — Hg).

**Leidumine.** Elavhõbedat leitakse niihästi ehedalt tilkadena, kui ka ühenduses väävlige kinaverina (ka tsinnoober) HgS. Viimane on punane, kuid mitmesuguste segude mõjul võib muutuda tumedamaks kuni tinahalliks. Kinaveri leitakse Hispaanias, Kalifornias, Austrias, Venemaal jne.

Kinaverist saadakse elavhõbedat põletamise teel, kusjuures väävel põleb  $\text{SO}_2$ -ks, ning elavhõbe vabaneb, muutudes auruks, mis veeldub jahutajates.

**Omadused.** Elavhõbe on ainus metall, mis on vedel harilikus temperatuuris. —  $39,5^\circ$  temperatuuril muutub ta tahkeks,  $357^\circ$  temperatuuril keeb ta. Erikaal on 13,6.

Soolhappes on elavhõbe lahustamatu, väävelhappes lahustub ta raskesti, lämmastikhappes aga kergesti.

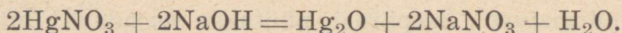
Metallid peale raua ja plaatina lahustuvad elavhõbedas, andes a m a l g a a m i. Tehniliselt on tähtsaim inglistina-amalgaam, millega varemini hõbetati peegleid; praegusel ajal toimub see hõbedasoolade abil. Kuldamiseks tarvitati vanasti kulla-amalgaami, nüüd toimub aga see elektrivoolu abil (galvaaniliselt).

Elavhõbedat tarvitatakse termomeetrites ja baromeetrites, elavhõbe-õhupumbas jne.

**Ühendid.** Elavhõbe annab kahesuguseid ühendeid: elavhõbedasühendeis on Hg ühevalentne, elavhõbeühendeis kahevalentne.

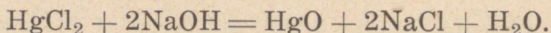
Elavhõbedashapendit  $\text{Hg}_2\text{O}$  saadakse kangete aluste toimel elavhõbedas alahapendlikest soolist.

Näiteks:



Elavhõbedashapend on must pulber, mis kergesti laguneb elavhõbedaks ja elavhõbehapendiks.

Elavhõbehapendit  $\text{HgO}$  saadakse elavhõbedas kuumutamisel õhus veidi alla keemistemperatuuri. Ka saadakse teda elavhõbesooladest kange aluse mõjul:



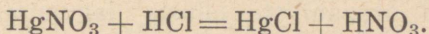
Ta on kollakaspunane pulber, mis suuremal kuumutamisel laguneb elavhõbedaks ja hapnikuks.

Elavhõbehapendit tarvitatakse arstirohuks, ka laevade värviks.

Elavhõbedas hapendumise abil tõestas Lavoisier teatavasti aine säilimiseadust.

Elavhõbedasnitraati  $\text{HgNO}_3$  saadakse küllaldase hulga elavhõbeda lahustamisel lahjas lämmastikhappes.

Kui selle soola lahust mõjustada soolhappega, tekib valge lahustumatu sade, kloorrelavhõbe („merkurokloriid“) ehk kalomel  $\text{HgCl}$ :



Kalomeli (mitte mürgine) tarvitatakse arstiteaduses.

Elavhõbeda lahustamisel kuningavees (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 sublumaadi mõjul. Tema veelahust (2 osa sublumaati 1000 osa vee kohta) tarvitatakse desinfitseerimiseks. Ka immutatakse sublumaadilahusega puud mädanemise vastu.

Niiske väavli ja elavhõbeda ühinemisel saadakse punane värv väävelelavhõbe ehk kunstlik kinaver  $\text{HgS}$ , mida tarvitatakse värviks.

#### 44. Hõbe (*Argentum* — *Ag*).

**Leidumine.** Hõbedat leitakse looduses ehedalt karva- ja traadikujuuliselt, ka kristalles (heksaeedrites). Ka leitakse teda maakidena. Viimastest on sagedaim hõbedaläik ehk argentiit  $\text{Ag}_2\text{S}$ , mis peaaegu alati esineb üheskoos galeniidiga  $\text{PbS}$ . Hõbedamaake leitakse Ameerikas (Mehhiko, Ühendriigid, Peruu, Tšiili, Boliivia), Saksamaal, Venemaal 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 korrapärastes oktaeedrites, sulab  $960,5^{\circ}$  temperatuuril, paukgaasi leegis muutub siniseks auruks.

Hõbe on väga hea soojuse- ja elektri juht (parem kui vask). Tema taotavus ja venitatavus on nõnda suur, et temast saadakse hõbedalehti 0,0027 mm paksusega ja traati  $\frac{1}{1000}$  mm (= 1 mikron) läbimõõduga.

Hõbe kuulub väärismetallide hulka, sest ta õhus ei hapendu; ainult osooni mõjul tekib pinnale must hõbeülihapend. Väävelvesinikule on ta tundlik, tekitades viimasega musta väävlis-hõbeda  $\text{Ag}_2\text{S}$ . Kui hõbeasju ei hoita küllalt puhtatena, siis muutub nende pind tekkiva  $\text{Ag}_2\text{S}$  tõttu mustaks. Asja pinnal tekib sel puhul orgaaniliste olluste lagumisel väävelvesinik. Seepärast hoitakse hõbeasju erilises paberis, mis ei sisalda väävlit. Teinekord kaetakse hõbeasjade pind kunstlikult musta väävlis-hõbedaga (o k s ü ü d i t u d hõbe).

Soolhape hõbedale ei mõju; väävelhape lahustab hõbedat ainult keetes; lämmastikhape lahustab hõbedat kergesti. Alused hõbedad ei mõju.

Hõbe on ühevalentne metall.

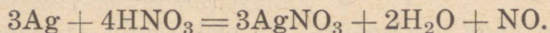
**Tarvitamine.** Hõbedat tarvitatakse enamasti sulandatud vasega. Hõbedat sulamis, mis väljendatud tuhandendikes, kutsutakse p r o o v i k s. Sagedaim proov on 0,875, s. t. et sulami 1000 kaaluosa kohta tuleb 875 kaaluosa hõbedat.

Hõbetamine toimub elektrivoolu abil (galvaaniliselt) või asi kaetakse õhukese hõbeplekiga (plateeritud hõbe). Ka hõbetatud asjadel on teinekord number, mis näitab, mitu grammi hõbedat on tarvitatud ühe või tosina asjade hõbetamiseks.

Hõbedasooladega hõbetatakse peegleid; peegli läikepind on üliõhuke hõbedakiht.

Peseme katseklaasi soodalahusega hästi puhtaks. Valame katseklaasi natuke põrgukivilahust, millesse on tilgutatud paar tilka ammoniaakvesilahust, ja lisame juurde veidi kobarsuhkru-lahust või formaliini. Segu soojendamisel taandub klaasile läikiv hõbedakiht (peegel).

**Ühendid.** Lahustades hõbedat lämmastikhappes saadakse h õ b e n i t r a a t ehk p õ r g u k i v i  $\text{AgNO}_3$ , mis esineb värvitute kristallidena:



Teda tarvitatakse arstiteaduses (soolatüügaste, kasvajate jne. põletamisel). Et ta valguses müstub hõbedat eraldumise tõttu, siis hoitakse teda tumedais pudeleis.



pürogallool, metool jne.) lahusesse, mille mõjul soola lagunemine jätkub neis kohis, kus ta juba on alanud. Plaadile ilmub nüüd ülesvõetud eseme pilt. Säärast toimingut nimetatakse *ilmutamiseks*.

Nüüd asetatakse plaat naatriumtiosulfaadi lahusesse, mis lahustab lagunemata hõbedabromiidi, kuna plaadile eraldunud hõbe jääb puutumata. Säärasele plaadile valgus enam ei mõju. Seda toimingut kutsutakse *kinnitamiseks* ehk *fiksereerimiseks*. 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 kohist ja muudavad paberi seal mustaks, tumedaist kohist ei pääse valguskiired läbi, ning neis kohis klaasi all jääb paber heledaks. Säärast pilti kutsutakse *positiiviks*. Pilt kinnitatakse paberile naatriumtiosulfaadi lahusega. Valgus talle enam ei mõju.

## 45. Kuld (*Aurum* — *Au*).

**Leidumine ja saamine.** Kulda leitakse looduses ainult ehedalt ränisisaldavais 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, Uuralis ja mujal.

Kõige algelisemal viisil eraldatakse kuld liivast pesemise teel sellekohastes 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; teda kõrvaldatakse sealt mehaaniliselt teel. Amalgamist eraldatakse kuld destilleerimisega: elavhõbe aurub, 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 nõnda õhuke (0,0001, isegi kuni 5 miljondikku mm), et ta vastu valgust hoides laseb läbi sinakasrohelisi kiiri. Erikaal on 19,33, sulamistemperatuur 1064°. Õhus ei muutu. Happed kullale ei mõju, küll lahustab kulda kuningavesi ja kloorvesi, kusjuures tekib kuldkloriid  $\text{AuCl}_3$ .

**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 (tuhandendikku) kulda on sulamis. Ehteasjade proov on 0,580—0,900.

Kulda tarvitatakse ka teiste metallide kuldamiseks.

Suurema osa riikide rahaühikute väärtus põhineb kullal (1 Eesti krooni väärtus võrdub  $\frac{1}{2} \frac{0}{4} \frac{0}{8}$  g puhta kulla hinnaga).

**Ühendid.** Kuld annab kahesugused ühendid: kullasühendeis (auroühendid) on ta ühevalentne, kuldühendeis (auriühendid) kolmevalentne.

Kuldkloriidi  $\text{AgCl}_3$  tarvitatakse fotograafias. Teda saadakse kulla lahustamisel kuningavees.

Lisades kuldkloriidi lahusele klooringlistina lahust, eraldub punane kuld purpur ehk kassiuspurpur, mida tarvitatakse klaasi ja portselani värvimiseks purpurpunaseks või roospunaseks. Kuldpurpuris on kuld kolloidaalses olekus: kullaosakesed on lahuses peenelt ära jaotatud.

## 46. Plaatina (*Platina* — *Pt*).

**Leidumine.** Plaatinat leidub looduses ehedalt ühes teiste haruldaste metallidega (osmium, iriidium, roodium jt.). Ta esineb suuremate või väiksemate hallide terakestena jõeliivas Uuralis (enne söda 90—95% maailmatoodangust), Brasiilias,

Borneo saarel jne. Väga harva leidub teda suuremate, mitu kilogrammi raskete tükkidena.

Plaatina eraldamine liivast ja teda saatvaist metallidest on väga keeruline.

**Omadused.** Plaatina on hallvalge, läikiv metall, väga taotav, kõrge sulamistemperatuuriga ( $1755^{\circ}$ ) ja erikaaluga 21,48. Õhus ta ei muutu. Happed talle ei mõju, välja arvatud  $\text{HNO}_3$  ja  $\text{HClO}_4$  ja  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Viimastega annab ta kloorplaatina  $\text{PtCl}_4$ .

Alused, kaaliumi ja naatriumi ühendid tsüaaniga ja väävliga, samuti rasked metallid (Pb, Sn jt.) mõjuvad sulaolekus plaatinale. Seepärast ei või neid aineid kuumutada plaatinanõudes.

Plaatina esineb veel musta pulbrina, mida kutsutakse mustplaatinaks, või kobeda massina — käsnplaatina.

Neid plaatina teisendeid tarvitatakse keemilistes reaktsioonides katalüsaatorina. Nõnda hapendub käsnplaatina mõjul väävlis- ja väävelhapendiks  $\text{SO}_3$ -ks; tilgutades piiritust käsnplaatinale hapendub see äädikhappeks jne.

**Tarvitamine.** Kõrge sulamistemperatuuri ja happekindluse tõttu valmistatakse plaatinast kausikesi, tiigleid, plekki ja traati laboratooriumi otstarveteks. Veel vastupidavamad nõud tehakse plaatina ja plaatinaga sarnase metalli iriidiumi sulamist. Plaatinatraati tarvitatakse elektrihoõglampides, kunsthammaste kinnitamiseks ja vääriskivide raamideks.

## 47. Elementide perioodne süsteem.

Väävli ja hapniku kirjeldamisel nägime, et mõlemad elemendid omavad palju ühiseid keemilisi omadusi: hapendite rühmale vastab sulfiidirühm. Näit. hapendite rühm  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{HgO}$  jne., sulfiidid:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CaS}$ ,  $\text{MgS}$ ,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{HgS}$ , jne. Samuti moodustavad halogeenid (kloor, broom, jood, fluor) vesinikuga ja mitmete metallidega sarnaseid ühendeid. Halogeenide omadused sõltuvad nende aatomikaalust. Nõnda on fluor nõrgalt kollakasroheline gaas, tema aatomikaal 19; kloor kollakasroheline gaas, tema aatomikaal 35,46; broom tumepruun gaas, tema aurud tumepruunid, aatomikaal 79,9; jood kindel kristalne aine, tumedat värvi, aurud lillasinised, aatomikaal 126,9.

1869. aastal vene õpetlane Dmitri Mendelejev (1834—1907) ja peaaegu samal ajal saksa õpetlane Lothar Meyer tegid kindlaks, et elementide ja nende ühendite omadused muutuvad vastavalt nende aatomikaalule.

Kui asetada elemendid üksteise järele nende aatomikaalu tõusu järjekorras alates kergema elemendiga heeliumiga, mille aatomikaal on neli, siis selgub, et elementide omadused ei muutu mitte täielikult nagu elementide aatomikaalud, alates kõige kergemaga ja lõpetades raskeimaga, vaid nad muutuvad perioodsete teatud elemendini ja korduvad siis uuesti.



Joon. 64. Dmitri Mendelejev.

Kui kirjutada elementide perioodid üksteise alla nõnda, et ühiste omadustega elemendid seisavad kohakuti, siis on horisontaalseis ehk põikiridades elemendid muutuvate omadustega, vertikaalseis ehk püstiridades elemendid ühiste omadustega.

Näit.:

1. He Li Be B C N O F
2. Ne Na Mg Al Si P S Cl
3. Ar K Ca Sc Ti Y Cr Mn Fe CO Ni jne.

Püstread moodustavad elementide loomulikud rühmad. Viimaseid on üldse üheksa. Igas püstreas liigitatakse elemendid a- ja b-alamrühma, millest igaüks koondab ühtlaste omadustega elemendid.

Esimese püstrea ehk null-rühma moodustavad nõndanimetatud väärisgaasid: heelium (He), neon (Ne),

argon (Ar), krüpton (Kr) ja ksenon (X); nende valentsus on n null, kuna nad ei ühine ühegi teise ainega. Uuemal ajal paigutatakse null-püstrea elemendid ka kaheksanda sugukonna b-alamrühma.

Teises püstreas või esimeses rühmas on aluselised ehk leelismetallid: naatrium, kaalium, vask (Cu), hõbe (Ag), kuld (Au) jt. Nende valentsus on üks. Ainult vask on hapniku ja halogeenide ühendites kahevalentne, kuld ühe- või kolmevalentne.

## Elementide

| R ü h m   | 0                | I   | II                                    | III  |
|---|------------------|---|---------------------------------------|--|
| Ühendite tüüp:<br>1) vesiniku v. halogeeni (X) järgi;<br>2) hapniku järgi |                  | MX<br>M <sub>2</sub> O                            | MX <sub>2</sub><br>MO                 | MX <sub>3</sub><br>M <sub>2</sub> O <sub>3</sub> |
| 1.  |                  | (1) H<br>1,008                                    |                                       |  |
| 2.  | (2) He<br>4,00   | (3) Li<br>6,94                                    | (4) Be<br>9,02                        | (5) B<br>10,82                                   |
| 3.  | (10) Ne<br>20,2  | (11) Na<br>22,997                                 | (12) Mg<br>24,32                      | (13) Al<br>26,97                                 |
| 4.  | (18) Ar<br>39,94 | (19) K<br>39,10<br>(29) Cu<br>63,57               | (20) Ca<br>40,07<br>(30) Zn<br>65,38  | (21) Sc<br>45,10<br>(31) Ga<br>69,72             |
| 5.  | (36) Kr<br>82,9  | (37) Rb<br>85,5 <sup>1</sup><br>(47) Ag<br>107,88 | (38) Sr<br>87,6<br>(48) Cd<br>112,4   | (39) Y<br>88,93<br>(49) In<br>114,8              |
| 6.  | (54) X<br>130,2  | (55) Cs<br>132,81<br>(79) Au<br>197,2             | (56) Ba<br>137,4<br>(80) Hg<br>200,61 | (57)–(71) Haruldased mullad<br>(81) Tl<br>204,4  |
| 7.  | (86) Em<br>222   | (87) —  | (88) Ra<br>225,97                     | (89) Ac<br>227 ?                                 |

Teise rühma kuuluvad aluselised ehk leelis-  
muldmetallid: magneesium (Mg), kaltsium (Ca), tsink  
(Zn), elavhõbe (Hg), raadium (Ra) jt. Need elemendid on kõik  
kahevalentsed, ainult elavhõbe on hapniku ja halogeenide ühen-  
deis ühevalentne.

Kolmandasse rühma kuuluvad muldmetallid;  
neist tähtsaim alumiinium (Al) jt.; need elemendid on  
peamiselt kolmevalentsed.

## perioodne süsteem.

| IV                                   | V                                    | VI                                  | VII                                  | VIII   |
|--------------------------------------|--------------------------------------|-------------------------------------|--------------------------------------|--|
| $MX_4$<br>$MO_2$                     | $MX_3$<br>$M_2O_5$                   | $MX_2$<br>$MO_3$                    | $MX$<br>$M_2O_7$                     | $MO_4$   |
| (6) C<br>12,00                       | (7) N<br>14,008                      | (8) O<br>16,000                     | (9) F<br>19,00                       |  |
| (14) Si<br>28,06                     | (15) P<br>31,04                      | (16) S<br>32,07                     | (17) Cl<br>35,46                     |  |
| (22) Ti<br>47,90<br>(32) Ge<br>72,60 | (23) V<br>51,0<br>(33) As<br>74,96   | (24) Cr<br>52,01<br>(34) Se<br>79,2 | (25) Mn<br>54,93<br>(55) Br<br>79,92 | (26) Fe (27) Co (28) Ni<br>55,84; 58,97; 58,69 |
| (40) Zr<br>91,25<br>(50) Sn<br>118,7 | (41) Nb<br>93,5<br>(51) Sb<br>121,76 | (42) Mo<br>96,0<br>(52) Te<br>127,5 | (43) Ma<br>(53) J<br>126,92          | (44) Ru (45) Rh (46) Pd<br>101,7 102,9 106,7   |
| (72) Hf<br>178,6<br>(82) Pb<br>207,2 | (73) Ta<br>181,5<br>(83) Bi<br>209,0 | (74) W<br>184,0<br>(84) Po<br>210   | (75) Re<br>(85) —                    | (76) Os (77) Ir (78) Pt<br>190,9 193,1 195,2   |
| (90) Th<br>232,1                     | (91) Pa<br>230?                      | (92) U<br>238,2                     |                                      |  |

Neljandas rühma (süsiniku — räni rühm) kuuluvad süsinik (C), räni (Si), inglistina (Sn), seatina (Pb) jt.; nad on peamiselt neljavalentsed.

Viienda rühma (lämmastiku — fosfori rühm) elementidel (lämmastik (N), fosfor (P), arseen (As), antimon (Sb) jt.) on suurim valentsus hapnikuühendeis viis, vesinikuühendeis aga kolm (näit.  $\text{NH}_3$ ,  $\text{PH}_3$  jne.).

Kuueenda rühma elemendid (vääveli — hapniku rühm), hapnik (O), väävel (F), kroom (Cr) jt., on ühendis vesinikuga kahevalentsed, suurim valentsus hapnikuühendites on neil kuus.

Seitsmendasse rühma (halogeenrühm) kuuluvad halogeenid (F, Cl, Br ja J) ja mangaan; nad on vesinikuga ühinedes ühevalentsed, hapnikuga ühinedes aga seitsmevalentsed, näit.  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .

Kahesanda rühma elemendid: raud (Fe), koobalt (Co), nikkel (Ni), plaatina (Pt) jt. ei ühine üldse vesinikuga; hapnikuga ühinedes on nende kõrgeim valents kahesaks.

Vesinikule (H) on raske leida süsteemis sündsat kohta. Sageli paigutatakse ta esimese rühma etteotsa.

Elementide perioodne süsteem liigitab elemendid nende omadusilt. Elementide füüsikaliste ja keemiliste omaduste tundmaõppimine on nüüd palju kergem: ka mälule pakub ta tunduvat toetust. Teades elemendi kohta süsteemis, mis on tingitud tema aatomikaalust, võime ennustada selle elemendi omadusi ja ühendeid. Teiselt poolt teades elemendi omadusi ja tema ühendeid, ja seega tema kohta süsteemis, võime otsustada tema aatomikaalu üle.

Perioodne süsteem võimaldab ennustada senitundmatuid elemente ja nende omadusi. Süsteemi koostamisel ei tundud 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 rheniumi (Rh) avastamisega.

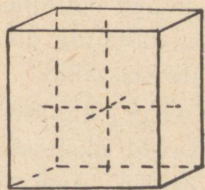
# IV. Mineraalid ja kivimid.

## 48. Mineraalid.

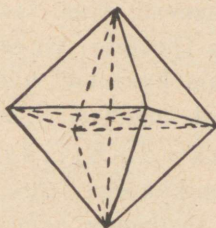
Mineraalideks nimetatakse looduses leiduvaid ühtlase ehitusega kehi (lihtaineid või liitaineid), mis moodustavad maakera koore. Nad on suuremalt jaolt anorgaanilised ained (nagu ränikivi, põldpagu, vilkkivi, ehedalt leiduvad metallid, metallide maagid jne.), ainult mõned vähesed mineraalid on orgaanilised ained (kivisüsi, nafta, asfalt, merivaik jne.).

Vähesed mineraalid esinevad amorfset, s. t. kindla kujuta (näit. tulekivi, asfalt). Suurem osa mineraale esineb looduses kindlais geomeetriselises vormes — kristallidena.

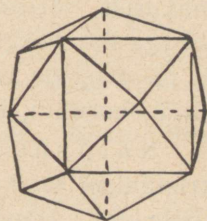
Kristallivormide teadust nimetatakse kristallograafiaks.



Joon. 66. Kuup  
ehk heksaeeder.



Joon. 67. Oktaeeder.



Joon. 68. Püramidaalne kuup.

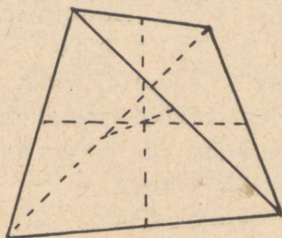
Kristallivorme on väga palju. Kõik nad liigitatakse kuude rühma ehk kristallisüsteemi.

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

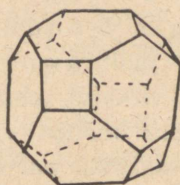
Esimest kristallisüsteemi nimetatakse korrapäraseks ehk regulaarseks süsteemiks. Siia kuuluvail kristallidel on kolm võrdse pikkusega telge, mis lõikuvad üksteisega täisnurgil. Keedusoola, püriidi, maarjase, magnetiidi, galeniidi, granaadi, teemandi ja teiste kristallid kuuluvad sellesse süsteemi.

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.



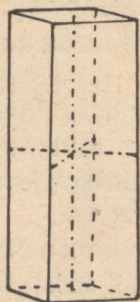
Joon. 69. Tetraeeder.



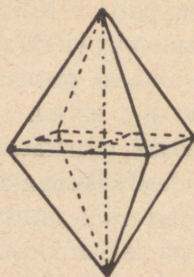
Joon. 70. Oktaeedri ja kuubi kombinatsioon.

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, doloimiidi, korundi, hematiidi, magnesiidi, sideriidi jt. kristallid.

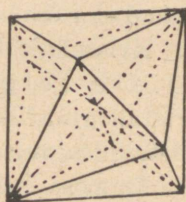
Kaldruudu- ehk rombilisse süsteemi kuuluvail kristallidel on kolm isepikkusega telge, mis seisavad üksteisega ristloodis. Rombilises süsteemis kristalluvad väävel, kaalisalpeeter, aragoniit, anhüdriit jt.



Joon. 71. Ruutprisma.



Joon. 72. Ruutkaksikpüramiid.

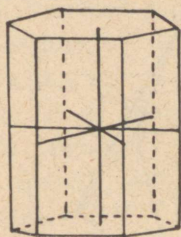


Joon. 73. Heksagonaalnekaksikpüramiid.

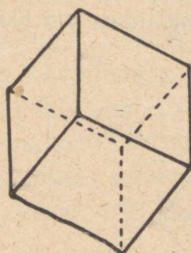
Monokliinse süsteemi kristallidel on kolm isepikkust telge, millest kaks lõikuvad teineteisega kaldu, kolmas asetseb

risti. Monokliinseid kristalle omavad kips, raudvitriol, kaalium-põldpagu, küünekivi, ka väävel jt.

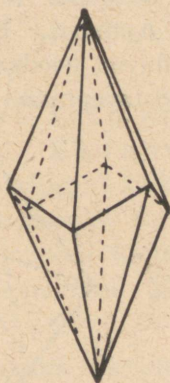
Trikliinssesse süsteemi kuuluvail kristallidel on



Joon. 74. Heksagonaalne prisma.



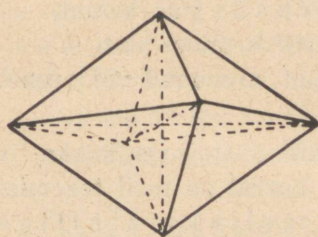
Joon. 75. Romboeeder (heksagonaalne süsteem).



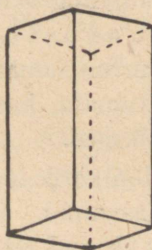
Joon. 76. Skalenoeeder (heksagonaalne süsteem).

kolm isepikkust telge, mis kõik asetsevad üksteisega kaldu. Siia kuuluvad näit. vaskvitrioli kristallid.

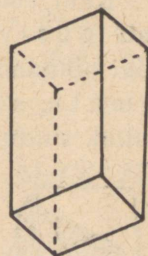
Kui tahud on kõik üksteisesarnased, siis on kristall lihtkujuline; kui aga tahud on üksteisest erinevad, siis on meil



Joon. 77. Romb-kaksikpüramiid.



Joon. 78. Rombprisma.



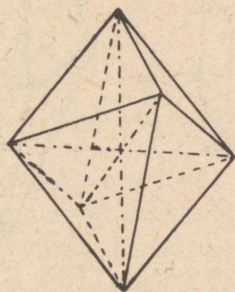
Joon. 79. Monokliinne prisma.

tegu lihtkujulise kristalliga ehk kombinatsiooniga.

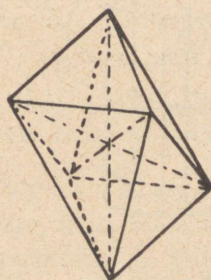
Looduslikud kristallid võivad tekkida mitmel viisil: 1) eraldudes kuumast või külmast lahusest (katsed keedusoolaga,

maarjasega, vaskvitrioliga), 2) sublimeerumisel (näit. väävel, salmiaak), 3) sulamassi jahtumisel, näit. väävel ja vulkaanilised mineraalid (ränikivi, põldpagu, küünekivi, vilkkivi).

Looduses leiduvad kristallid on harva korralikult arenenud. Põhjuseks on asjaolu, et kristallide tekkimiseks puuduvad soodsad tingimused. Ka pole kristallide tahud täielikud tasapinnad matemaatilises mõttes; nad on karedad, tuhmid,



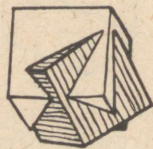
Joon. 80. Monokliinne kaksikpüramiid.



Joon. 81. Trikliinne kaksikpüramiid.

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

Kuid kõigile ebakorrapärasusile vaatamata lõikuvad servad alati püsivate suurustega nurkadega, samuti on kõigi pinnanurkade suurus samadel kristallivormidel alati muutu matu, sellele vaatamata, kas on tahud arenenud või arenematud, suured või väikesed.



Joon. 82. Kaksikkristall.

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

Mõnikord on hulk kristalle kasvanud ühisele alusele kobaras, täites teinekord õõnsusi, koopa-kesi jne. Säärasel korral on tegu kristallikobaraga ehk pesadega.

Kristallide füüsikalisist omadusist võetakse arvesse lõhmu vust, kõvadust, läiget, erikaalu jne.

Mõned mineraalid, näit. keedusool, galeniit, kaltsiit, kips jne., lõhuvad kergesti löögi mõjul, kusjuures saadud tükkidel tekivad tasapinnad. Säärast omadust kutsutakse lõhutamiseks.

Mineraalid, mis ei lõhmu (klaas, kampoos), murduvad. Murdepinnad on korratud ja ebatasased.

Kõvaduselt jagatakse mineraalid kümnesse astmesse, igas astmes on üks tuntud kõvadusega mineraal. Kõvadusastmiku moodustavad: 1) talk ehk rasvkivi, 2) kips, 3) kaltsiit, 4) fluoriit, 5) apatiit, 6) ortoklass, 7) kvarts, 8) topaas, 9) korund ja 10) teemant. Kui näit. mõni mineraal kriimustab kaltsiiti, kuna fluoriit teda ei kriimusta, siis on selle mineraali kõvadus neli.

Erikaalu poolest erinevad mineraalid samuti üksteisest. Enamiku mineraalide erikaal on 2,5—3,5, maakide erikaal 4,5—7,5.

Mineraalide optilisist omadusist võetakse arvesse läbipaistvus, läige, värvus, kiirtemurd, fluorestsents (läbitungivas valguses üks värv, langevas valguses teine värv) ja fosforescents (hiilgamine pimeduses pärast valgustamist).

**Keemiliselt koostiselt on mineraalid:**

- 1) lihtained (C, S, Sn, Pb, Hg, Cu, Ag, Au, Pt jt.);
- 2) sulfiidid, s. t. ühendid väävliga ( $\text{FeS}_2$ , ZnS, HgS, PbS jne.);
- 3) hapendid ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  jne.);
- 4) halogeensoolad (NaCl, KCl,  $\text{KCl} \cdot \text{MgCl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  jne.);
- 5) karbonaadid ( $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{MgCO}_3$ ,  $\text{FeCO}_3$  jne.);
- 6) nitraadid ( $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KNO}_3$  jt.);
- 7) sulfaadid ( $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  jne.);
- 8) fosforiidid ( $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  jt.);
- 9) silikaadid (põldpaod, kaoliin, sau, vilkkivi jt.);
- 10) orgaanilised ühendid (nafta, kivisüsi, meriõlik, asfalt jt.).

## 49. Kivimid.

Mineraalide kogusid, 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, siis on ta liitkivim, näit. graniit.

Kivimid jagatakse kolme rühma: 1) purske- ehk tard- (ka kristall-) kivimid, 2) settekivimid ja 3) kristallkiltkivimid.

**Purske- ehk kristallkivimid** on tekkinud sulamassi ehk magma jahtumisel, mis tungis 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.

**Settekivimid.** Vee, õhu, vahelduva temperatuuri mõjul purskekivimid murenevad. Murenenud osad kantakse vee, jää, tuulega teise kohta, kus aegade jooksul tekivad paksud kihid, mis teinekord võivad tiheneda kõvaks. Sääraseid kihilise ehitusega kivimeid kutsutakse settekivimeiks. Ka organismid võtavad osa settekivimite tekkimisest. Lõpmatu arv organisme (juurjalglased, käsnad, korallid, teod, vetikad jne.) tarvitavad oma skelettide ja karpide ehitamiseks. Organismide surma korral langevad nende lubja- või ränirikkad kehaosad vee põhja, kus nad aegade jooksul moodustavad paksud lademed. Suurel rõhumisel liituvad need lademed pikkamisi kõvadeks kivimeiks. Maakera sisemiste jõudude tagajärjel võib merepõhi kerkida, muutuda kuivaks ja tekitada isegi mägesid. Settekivimeis võime sageli leida nende moodustamisest osa võtnud organismide kivilinenud jäänuseid ehk kivistisi, mille järgi otsustatakse nende kivimite vanuse üle.

Settekivimid on palju pehmemad kui purskekivimid. Vee ja rõhumise toimetel võivad esimesed omada ka kristalset ehitust (näit. marmor).

Settekivimeist mainime liiva ja liivakivi, saue, saukiltkivi, kivisoola, kipsi, lubjakivi (paas, marmor, kaltsiit, kriit), põlevkivi jt.

**Kristall-kiltkivimid.** Suure rõhumise, kõrge temperatuuri ja kuuma vee toimetel moonduvad purske- kui ka settekivimid ja omandavad kihilise ehituse. Sääraseid kivimeid kutsutakse kristall-kiltkivimeiks. Siia kuulub näit. gneiss ehk varesekivi, mis koosneb samadest mineraalidest mis graniitki, kuid omab kihilist ehitust.

---

# Sisukord.

|  | Lk. |
|--|-----|
| I. Sissejuhatus . . . . .                                      | 3   |
| 1. Keha ja aine. Füüsilised ja keemilised nähtused . . .       | 3   |
| 2. Mehaaniline segu ja keemiline ühend . . . . .               | 3   |
| 3. Keemilised nähtused ehk reaktsioonid . . . . .              | 5   |
| 4. Lihtained ja lihtained . . . . .                            | 6   |
| II. Mitte metallid . . . . .                                   | 7   |
| 5. Hapnik. Hapendumine. Osoon . . . . .                        | 7   |
| 6. Vesi. Vesinikühapend . . . . .                              | 10  |
| 7. Vesinik. Eksotermilised ja endotermilised reaktsioonid .    | 16  |
| 8. Aine ehitus. Molekulid ja aatomid . . . . .                 | 21  |
| 9. Keemilised valemid ja võrrandid . . . . .                   | 22  |
| 10. Happed, alused, soolad. Indikaatorid . . . . .             | 24  |
| 11. Lämmastik . . . . .  | 26  |
| 12. Kloor . . . . .  | 34  |
| 13. Jood . . . . .   | 40  |
| 14. Broom . . . . .  | 42  |
| 15. Fluor. Halogeenid . . . . .                                | 43  |
| 16. Süsinik . . . . .  | 44  |
| 17. Põlemine. Leek. Hingamine . . . . .                        | 53  |
| 18. Kütteained . . . . .                                       | 55  |
| 19. Süsiniku ringkäik looduses . . . . .                       | 56  |
| 20. Aine ja energia säilimine . . . . .                        | 57  |
| 21. Mõned keemiliste reaktsioonide seadused. Avogadro hüpotees | 60  |
| 22. Aatomikaal ja molekulikaal. Molekuli ruumala . . . . .     | 62  |
| 23. Elementide vääriskus ehk valentsus . . . . .               | 64  |
| 24. Stõhhiomeetrilised arvutused . . . . .                     | 65  |
| 25. Atmosfääri õhk . . . . .                                   | 67  |
| 26. Väävel . . . . .   | 67  |
| 27. Fosfor . . . . .   | 73  |
| 28. Räni . . . . .   | 76  |
| 29. Klaas . . . . .  | 80  |
| 30. Silikaadid looduses . . . . .                              | 81  |
| 31. Saue- ehk keraamikatõendus . . . . .                       | 84  |
| III. Metallid . . . . .  | 86  |
| Kerged metallid . . . . .                                      | 87  |
| 32. Kaalium . . . . .  | 87  |
| 33. Naatrium . . . . .   | 90  |
| 34. Ammoonium . . . . .  | 92  |
| 35. Kaltsium . . . . .   | 92  |
| 36. Magneesium . . . . .                                       | 98  |
| 37. Alumiinium . . . . .                                       | 100 |
| Raske metallid . . . . .                                       | 103 |
| 38. Raud . . . . .   | 103 |
| 39. Tsink . . . . .  | 110 |
| 40. Ingliseena . . . . .                                       | 111 |
| 41. Vask . . . . .   | 113 |
| 42. Seatina . . . . .  | 115 |
| 43. Elavhõbe . . . . .   | 117 |
| 44. Hõbe . . . . .   | 119 |
| 45. Kuld . . . . .   | 122 |
| 46. Plaatina . . . . .   | 123 |
| 47. Elementide perioodne süsteem . . . . .                     | 124 |
| IV. Mineraalid ja kivimid . . . . .                            | 129 |
| 48. Mineraalid . . . . .                                       | 129 |
| 49. Kivimid . . . . .  | 134 |

