

A. Veiderma

Keemia ja mineraloogia

Keskkooli-kursus

IV trükk

Pealadu K-ü. «Rahvaülikool» Tallinnas

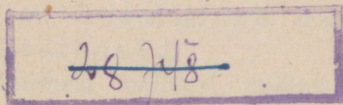
1 9 3 8

A. Veiderma

Keemia ja mineraloogia

Keskkooli-kursus

IV trükk



PEALADU

K.-U. „RAHVAÜLIKOOL” TALLINNAS

1 9 3 8



2-63602

A-12405

I. Sissejuhatus.

1. Keha ja aine. Füüsikalised ja keemilised nähtused.

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

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

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

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

Esimesi nähtusi õpetab tundma füüsika, teisi — keemia.

2. Mehaaniline segu ja keemiline ühend.

Võtame rauapuru ja väävelõit (väävlipulbrit). Väävel on kollane. Vette raputatud, 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 ei lahustu. Süüdates hakkab ta kergesti põlema.

Rauapuru omadused on järgmised: vees vajub ta põhja, sest ta on veest raskem; vees ja väävelsüsinikus ta ei lahustu; magnet tõmbab raua enda külge. 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. Kui lähendame magneti pulbrile, siis liituvad rauaosakesed magnetiga. Viskame pulbri vette; rauaosad vajuvad põhja, väävliosad jäävad pinnale.

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

Neist katseist selgub, et säärases mehaanilises segus segatavad ained, käesoleval juhul raud ja väävel, säilitavad oma omadused. On arusaadav, et igaüht segatavaist aineist võib võtta rohkem või vähem mistahes kaalulises vahekorras.

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

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

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

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

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

3. Keemilised nähtused ehk reaktsioonid.

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

Uut tekkinud ainet nimetatakse väävel-elavhõbedaks; teda tarvitatakse värvina ja tuntakse kinaveri nime all.

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

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

B. Kuumutame katseklaasis tublisti punast elavhõbehapendi pulbrit. Viimane muutub tumedaks ja hakkab varsti vähenema; ühtlasi tekib klaasi seintele mingi tuhm aine. Kui pistame hõõguva piiru katseklaasi, lökkub see heledasti põlema. Katseklaasi on tekkinud gaas, mis soodustab põlemist. See gaas on hapnik. Silmitsedes hoolega klaasile kogunenud tuhmi kihti võime märgata, et see koosneb elavhõbedatilgakes-

test. Kuumutamisel lagub elavhõbehapend elavhõbedaks ja hapnikuks.

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

D. Kuumutades katseklaasis nelja kaaluosa kinaveri (väävel-elavhõbeda) ja ühe kaaluosa rauapulbri segu koguneb klaasi seintele peenikeste elavhõbedatilgakeste kiht. Klaasi põhja jääb meile tuntud väävelraud.

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

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

4. Lihtained ja liitained.

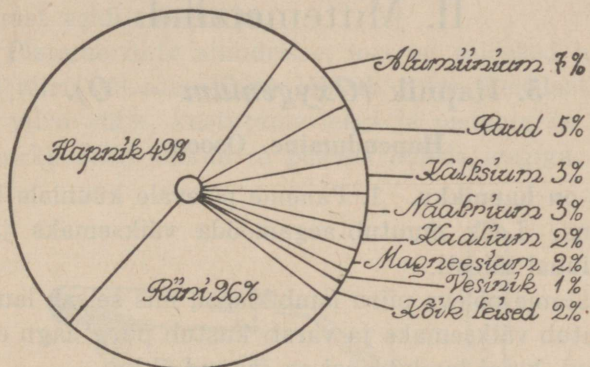
Kuumutamisel lagub elavhõbehapend elavhõbedaks ja hapnikuks. Väävelraud koosneb rauast ja väävlist, kinaver elavhõbedast ja väävlist. Kui tahaksime aga lagundada elavhõbedat või hapnikku, rauda või väävlit uuteks aineiks, siis ei läheks see korda mingil viisil. Neid aineid, mida ei saa enam lagundada,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

Lihtaineid on võrdlemisi vähe, neid tuntakse 92. Tuntumaist lihtaineist nimetame hapnikku, vesinikku, süsinikku, rauda, vaske, elavhõbedat, kulda jt.

Lihtained liigitatakse kahte rühma. Esimese rühma moodustavad metallid, nagu raud, vask, kuld jt. Kõigil neil on omapärane metalne läik, nad juhivad hästi elektrit ja soojust. Teise rühma kuuluvad lihtained on mittemetallid ehk metalloidid, näit. hapnik, vesinik, lämmastik, väävel, fosfor, süsinik jt.

Mittemetallid ei oma niisuguseid selgelt ühiseid omadusi kui metallid.

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



Joon. 1. Elementide levimise diagramm.

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

Liitaineid on väga palju. Nimetame neist väävelrauda, kinaveri, elavhõbehapendit, vett, kriiti, klaasi, suhkrut, rasva jne.

II. Mittemetallid.

5. Hapnik (*Oxygenium* — *O*).

Hapendumine. Osoon.

Õhus on hapnikku. 1. Paneme põlevale küünlale kummuli klaasanuma. 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, kuigi lambiklaasi on jäänud õhku.

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

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

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

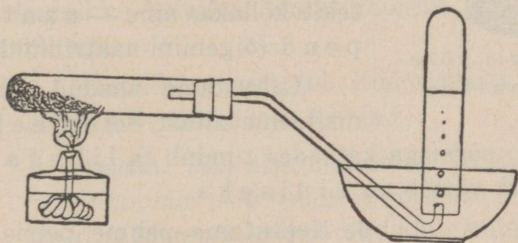
Et saada suuremal määral hapnikku, võetakse kloorhaput kaaliumi ehk Berthollet' soola, mida hõõrutakse uhmris ettevaatlikult peeneks*) ja segatakse pruunkivi (mangaanülihapendi) pulbriga. Mangaanülihapendit tuleb enne portselan-kausis tublisti kuumutada, et vältida plahvatust katse puhul. Segu puistatakse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

*) Berthollet' soolaga peab katsetama ettevaatlikult. Teda ei tohi segada käesoleva katse juures teiste ainetega peale mangaanülihapendi. Berthollet' soola segud mõne teise ainega, nagu säega, väävliga, paberitükkidega jne., võivad soojendamisel plahvatada.

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 nõndapea asenduks õhuga. Sellest jäeldame, et ta on õhust veidi raskem.

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



Joon. 2. Hapniku saamine.

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

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

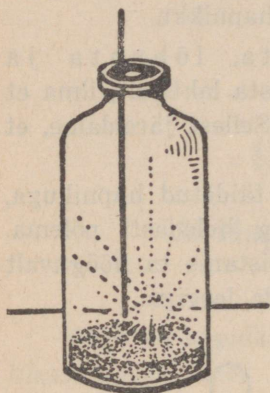
3. Kui loksutame teises silindris lubjavett õhuga, siis säärast sadet ei teki.

Gaasi, mis teeb lubjavee sogaseks, nimetatakse söehappegaasiks.

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

4. Paneme raudlusikasse tükikese väävlit ja süütame selle põlema. See põleb sinaka leegiga. Pistame lusika hapnikuga

täidetud purki; väävel hakkab põlema heleda sinaka leegiga, tekitades lämmatava väävli gaasi ehk väävlihapendi.



Joon. 3. Väävli põlemine hapnikus.

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

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

Lahustame saadud aine vees ja maitseme lahust. Sel on leelise (tuha-vee) maitse; sõrmega katsudes tundub talibedana. Punase lakmuspaberi värvib ta siniseks.



Joon. 4. Raudtraadi põlemine hapnikus.

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

Raud ühineb põlemisel hapnikuga, tekitades raudhapendi.

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

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

Söe, väävli, raua põlemisel ühinesid need ained hapnikuga; söehappegaas, väävliisgaas, raudhapend on kõik hapendid ehk oksüüdid.

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

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

Puhast hapnikku hoitakse terassilindreis, kuhu ta pumbatakse suure rõhuga.

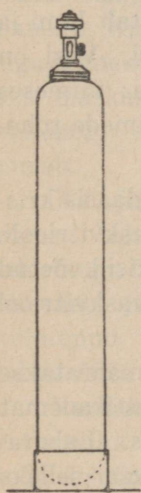
Hapnikku vajavad hingamiseks kõik elusolendid — taimed ja loomad.

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

Paneme suurde kolbi mõned kollase fosfori pulgakesed (ettevaatust! fosfor on mürgine!) ja valame leiget (25°C) vett peale, nõnda et fosfor ulatub osaliselt veest välja. Laseme kolvi seista 12 tundi. Fosfori mõjul tekib kolvis olevast õhuhapnikust osoon, mida tunneme lõhnast.

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

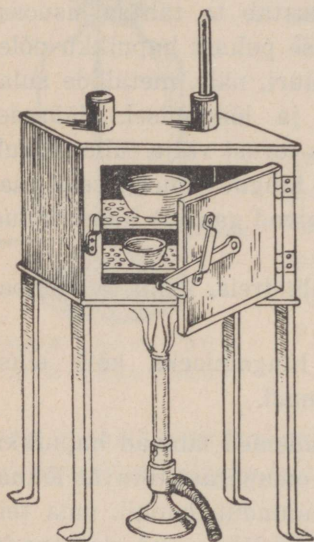
Osoon on terava lõhnaga gaas, mis paksus kihis omab sinakat värvust. Kuumutamisel muutub ta uuesti hapnikuks. Osoon



Joon. 5.

Terassilinder hapniku hoidmiseks.

ühineb energilisemalt teiste ainetega kui hapnik, pleegitab värve, puhta läikiva hõbeda pinna muudab ta mustaks, hävitab pisikuid. Teda tarvitatakse pleegitamiseks, õhu ja vee puhastamiseks pisikuist (osoonimiseks) jne. Sissehingamisel osoon ärritab nina ja kurgu limanahka; ta võib põhjustada suurel määral sissehingatult mürgitust.



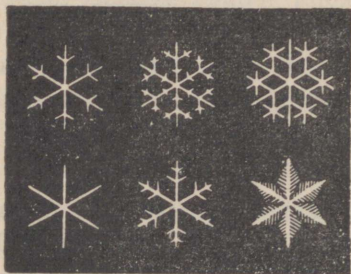
Joon. 6. Kuivatuskapp.

6. Vesi. Vesinikülihapend.

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

Kuumutame katseklaasis kristallsoodat või sinist vaskvitriooli.

Varsti ilmuvad klaasi külmal osal veetilgad, mis tekkisid võetud ainst auranud veest. Järelikult sisaldasid sooda ja vaskvitriool vett, ilma et me seda oleksime märganud.



Joon. 7. Lumekristallid.

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

Omadused. Puhas vesi on selge, värvita ja lõhnata vedel aine; pak-sudes kihtides omab ta sinakasrohelist värvust.

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

Sellest katsest järeldame, et $+4^{\circ}\text{C}$ temperatuuril on veeruuma väikesim: ta on siistihedaim.

0° temperatuuril muutub vesi jääks, kusjuures tema ruumala paisub seesuguse jõuga, et ta lõhub anumad, kaljud, puutüved, mis teda sisaldavad.

Vaadeldes jäälilli aknaklaasil märkame, et need koosnevad ilusaist kristallidest.

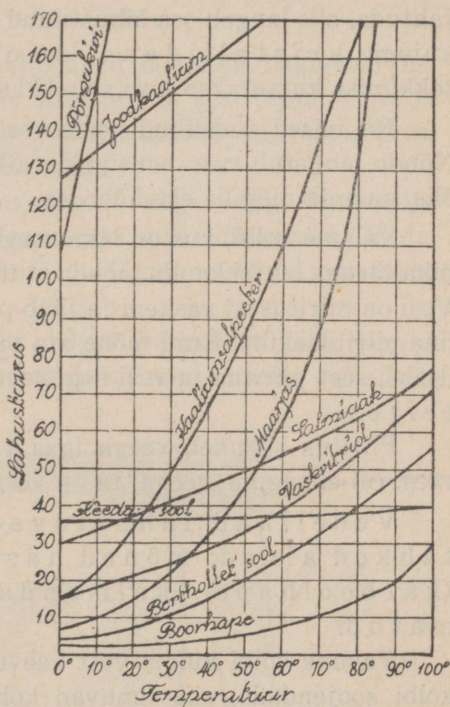
$+100^{\circ}\text{C}$ temperatuuril hakkab vesi keema ja muutub auruks.

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

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

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

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



Joon. 8. Ainete lahustuvus vees.

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

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

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

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

Ka teised vedelikud peale vee võivad toimida lahustuvalt. Nõnda lahustub rasv bensiinis, vaik viinpiirituses ja tärpentiin-õlis, enamik metalle elavhõbedas.

Valame kolbi, kus on lakmusega värvitud viinpiiritust, vett pika toruga lehtri kaudu, nõnda et toru ots ulatuks kolvi põhjani. Vesi on piiritusest raskem ja jääb põhja, teda katab nüüd värvi-line piiritusekiht. Kuid mõne aja pärast värvub vedelik ühetaliliseks, 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.

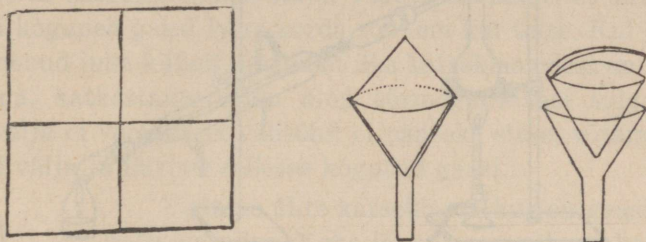
Vedelikud lahustuvad vees samuti nagu tahked ained: mõned hästi, teised raskemalt (karboolhape), kolmandad on vees lahustumatud.

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

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

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

Looduses ei leidu kunagi täiesti puhast vett. Kui vihma sajab, siis lahustuvad vihmaticades mitmesugused õhus leiduvad gaasid (hapnik, söehappegaas); vihmaticad võtavad kaasa

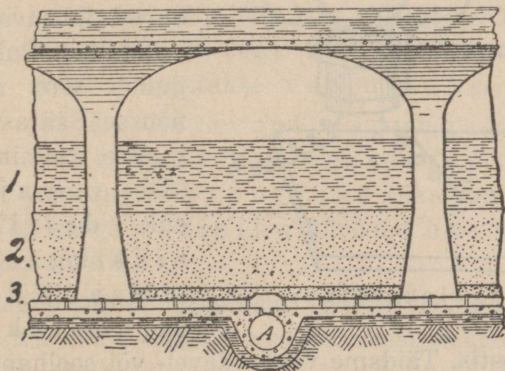


Joon. 9. Paberkurn.

lahustumatuid osi, nagu tolmuühemeid, õietolmu, baktereid jne. Kui vesi tungib maapinda, siis lahustab ta seal lupja, kipsi ja mitmesuguseid sooli ja võtab kaasa tahkeid osi: savi, liiva, mitmesuguseid mädanevaid aineid jne.

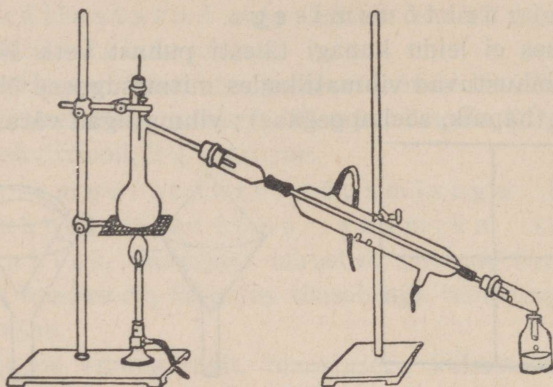
Mõnes kohas sisaldab maapõuest väljatungiv vesi palju lahustunud mineraalaineid (raua- ja väävliühendeid, lupja, keedusoola, söehappegaasi jne.); säärast vett nimetatakse mineraalveeks.

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



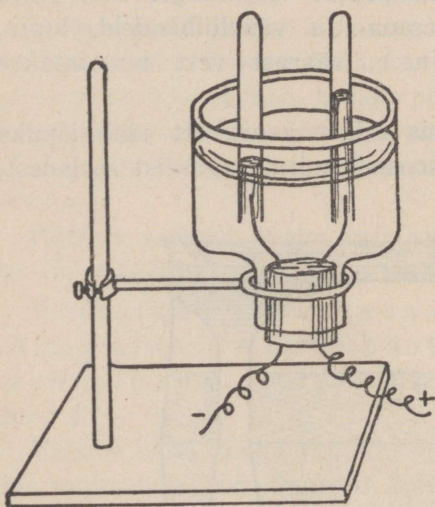
Joon. 10. Liivkurn. 1 vesi, 2 peenliiv, 3 kruus, A puhta vee viimatoru.

Vee puhastamine. Vett võib puhastada lahustumatuist osadest kurnamisega ehk filtreerimisega. Selleks



Joon. 11. Vee destilleerimine.

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



Joon. 12. Vee elektrolüüs.

Kui tahetakse saada täiesti puhast vett ja eraldada selles lahustunud aineid, siis aetakse vesi keema ja juhitakse veeaur torude kaudu läbi külma vee (jahutaja), 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.

Vee koostis. Täidame veidi väävel- või soolhappega hapustatud veega klaassilindri, mille korkpõhjast on pistetud läbi

traadid. Traatide platineeritud otstele keerame kummuli kaks veega täidetud katseklaasi. Kui ühendada traadid elektripatarei või akumulaatori poolustega (võib tarvitada ka elektrilambipatareid) ja lasta neist läbi elektrivool, siis hakkavad tõusma traatide otstelt ehk elektroodidelt 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 sulgenud, et vesi välja ei voolaks ja välisõhk ei pääseks sisse, võtame katseklaasi välja ja uurime sellesse kogutud gaasi.



Joon. 13.
Põlev
piirgkustub vesi-
nikus.
Katse-
klaasi
suus süti-
tib ve-
sinik põ-
lema.

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

Pistame ka teise katseklaasi, mida hoiame suuga allapoole, põleva piiru. Gaas lõkkub põlema klaasi suu juures sinise leegiga, kuid kustub kohe. Samuti kustub põlev piirg katseklaasis. Hoiame nüüd katseklaasi veidi viltu ja lähendame sellele uuesti põleva tuletiku. 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 gaasi välja, õhk läks väljast asemele ning tekkis plahvatav segu. Seda veest tekkinud kergest gaasi nimetatakse vesinikuks.

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

Vesi on seega vesiniku ühend hapnikuga ehk vesinikhapend.

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

Vesinikülihapend. Peale vee on tuntud veel teine vesiniku ja hapniku ühend — vesinikülihapend. Viimane on värvita ja lõhnata veest raskem vedelik, mis kergesti (kuumutamisel, valguses, seismisel) lagub veeks ja hapnikuks. Vabanev hapnik on väga aktiivne, ta ühineb kergesti teiste ainetega. Vesinikülihapend on seega hea hapendaja. Müügil on vesinikülihapendi vesilahus.

Valame katseklaasi 3%-st vesinikülihapendi lahust ja riputame sinna veidi mangaanülihapendi pulbrit. Kui pistame piirueralduvasse gaasi, lökkub piirg heledalt põlema, millest järeldame, et siin on tegemist hapnikuga.

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

Peseme tutikese tumedaid juuksekarvu lahjas 3%-s soodalahuses rasvast puhtaks ja loputame neid selle järele 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 desinfitseerimisvahendid (joodtinktuur, karboolhape, sublimaat, kloor) on liiga kanged.

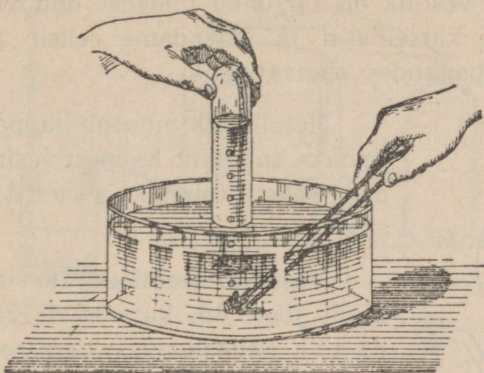
Looduses leidub teda vähemal määral lume-, jää- ning vihmavees.

7. Vesinik (*Hydrogenium* — *H*).

Saamine. Kui võtame tükikese kaltsiumimetalli ja viskame vette, siis hakkavad tõusma metallilt gaasimullid veepinnale. Kui lähendame neile põleva tikku, plahvatavad nad kohe. See gaas on vesinik.

Et koguda vesinikku suuremal määral, seome kaltsiumipulbrit hõredasse riidesse (marlisse) ja pistame selle pihvide

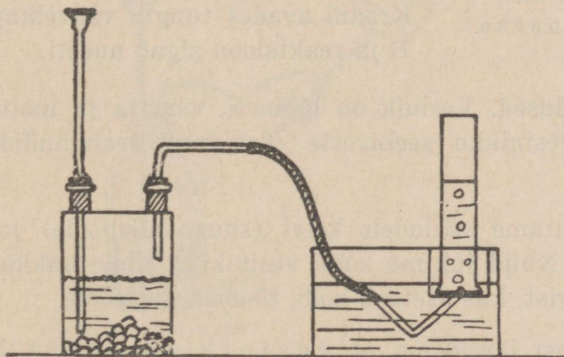
vahel hoides vette kummulikeeratud silindri alla, mis on täidetud veega. Gaasimullid tõusevad silindrisse ja tõrjuvad sealt vee välja.



Joon. 14. Kaltsiumi toimet eraldub vesinik veest.

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

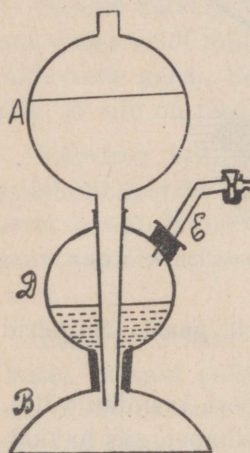
Osa metalle tõrjub otseselt mõnest happest vesiniku välja. Kui valada tsingile lahja väävelhapet või soolhapet, siis hakkab



Joon. 15. Vesiniku saamine väävelhappe toimet tsingile.

hapest eralduma vesinikku. Et vesinikku koguda, selleks paigutame tsingitükid kahe-suulisse pudelisse. Ühe pudelisuu korgist käib läbi lehtri pikk toru, mis ulatub peaaegu põhjani; selle

lehtri abil valame pudelisse hapet. Teisest korgist käib läbi kõveraks painutatud klaastoru, mille kaudu juhime eralduva gaasi läbi vee kogumisnõusse. Enne vesiniku kogumist tuleb selgitada, kas vesinik on tõrjunud pudelist õhu välja. Selleks kogume gaasi katseklaasi ja lähendame sellele põleva tiku. Gaas ei tohi paukudes plahvatada.¹⁾



Joon. 16.
Kipp'i aparaat.

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

Vesiniku saamiseks tarvitatakse harilikult joon. 16. kujutatud Kipp'i aparaati. Selle ülemisse kerasse A valatakse lahja väävelhapet, mis tungib toru kaudu aparaadi põhjaosasse B, sealt alumisse kerra D ja toimib viimases leiduvaile tsingitükkidele. Tekkiv vesinikugaas pääseb välja viimatoru E kaudu. Kui viimatoru kraan on suletud, siis surub gaas väävelhappe kera D-st põhjaossa ja sealt ülemisse kerasse ning reaktsioon soikub. Kraani avades tungib väävelhape kerasse D ja reaktsioon algab uuesti.

Omadused. Vesinik on lõhnata, värvita ja maitseta gaas. Juhime vesinikku seebivette. Tekkinud seebimullid tõusevad õhku.²⁾

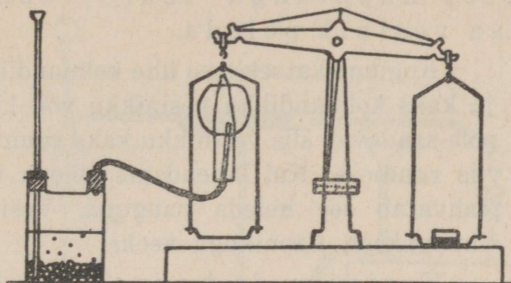
Paigutame kaaludele kolvi (suuga allapoole) ja märgime ta kaalu. Nüüd juhime kolbi vesinikku. Kohe hakkab see pool kaalukangist, kus asetseb kolb, tõusma ülespoole.

Katsest järeldame, et vesinik on õhust kergem.

¹⁾ Katsetamisel vesinikuga tuleb algul alati proovida, kas tuleb torust puhas vesinik. Kui õhk on kuidagi tunginud vesiniku saamise anumasse, siis võib leegi läheduses tekkida plahvatus.

²⁾ Gaasitoru ava peab olema väike.

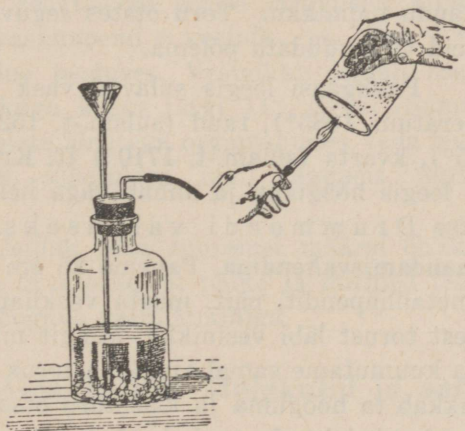
Üldse on vesinik kergeim gaas. Õhust on ta kergem 14,4 korda. Kerguse tõttu täideti vesinikuga varemini õhulaevu (aerostaate). Et aga vesinik õhuga segunedes võib plahvatada säde-



Joon. 17. Vesinik on õhust kergem.

mest, siis tarvitatakse selleks praegusel ajal teist kerget, kuigi vesinikust pisut raskemat gaasi heeliumi. See gaas pole ohtlik.

Hoides silindrit kummuli, et vesinik ei lenduks, pistame põleva piiru silindrisse. Vesinik hakkab põlema silindri



Joon. 18. Vesiniku põlemine.

suus sinaka leegiga. Piirg aga kustub sügavamal silindris.

Süütame vesiniku põlema toru otsa juures, millest ta voolab välja, ja hoiame leegi kohal kummulikeeratud klaaskuplit. Et kuppel ei läheks kuumaks, 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 ruumosa ja õhku viis ruumosa. Kui lähendame põleva tiku segule, plahvatab see heleda pauguga. Vesinik ühineb silmapilkselt hapnikuga veeks.

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

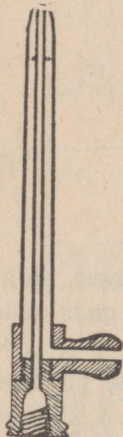
Paukgaasi leegi temperatuur on väga kõrge (üle 2000°). Seepärast kasutatakse teda metallide sulatamiseks. Selleks tarvitatakse eripõletit, mis koosneb kahest teineteise sisse asetatud torust. Välimise toru kaudu juhitakse vesinikku, sisemise kaudu hapnikku. Toru otstes seguvad gaasid ja neid võib süüdata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

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

Vesinik taandamisvahendina. Paneme 25 sm pikka 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 hakkab ta hõõguma ja klaastoru otsast tuleb veeauru või, kui aur saab jahtuda, sealt hakkab tilkuma vett.

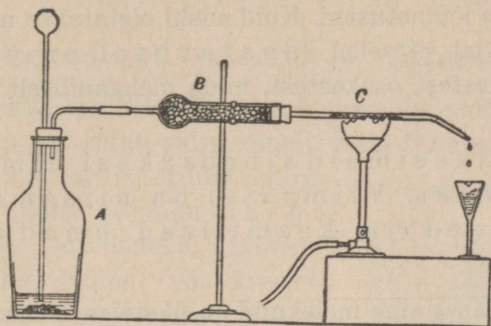
Uurides torru jäänud punast pulbrit selgub, et see on puhas vask.

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



Joon. 19.
Pauk-
gaasi
põletit.

Ainete vabanemist hapnikust nimetatakse taandumiseks ehk reduktsiooniks ning ainet, mis võtab hapniku ära, taandajaks. Vesinik on



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

seega hea taandaja. Taandumine on hapendumise vastasreaktsioon.

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

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

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

8. Aine ehitus. Molekulid ja aatomid.

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

Kui tõukame peeneks mõnd tahket ainet, näit. keedusoola, suhkrut, väävelrauda 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 väikesimaid aineosakesi nimetatakse molekulideks. Viimastel on niisamasugused füüsikalised ja keemilised omadused, mis kogu ainel.

Ühe ja sama aine molekulid on üksteise sarnased ja ruumvõrdsed; mitmesuguste ainete molekulid erinevad üksteisest omadusilt. Molekulid on äärmiselt väikesed; hapniku ja vesiniku molekulide läbimõõt on näiteks 2—3 sajamiljondikku sm.



Joon. 21.
John Dalton.

Molekulid koosnevad omakorda aatomeist.¹⁾ Nõnda koosneb vee molekul vesiniku ja hapniku aatomeist, elavhõbehapendi molekul elavhõbeda ja hapniku aatomeist, väävelraua molekul väävli ja raua aatomeist jne.

Ühe sõnaga: liitaine molekul koosneb teda moodustavate lihtainete aatomeist.

Mitmesuguseil põhjusil oletatakse, et ka lihtainete molekul koosneb aatomeist.

Sama liitaine aatomid on omadusilt kõik üksteise sarnased.

Õpetust, et ained koosnevad molekulidest ja viimased omakorda aatomeist, nime-

¹⁾ Aatom on tuletatud kreekakeelsest sõnast atomos, mis tähendab jagamatu.

tataakse molekulaar- ehk aatomiteooriaks. Selle õpetuse rajaja oli inglise keemik Dalton.

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

9. Keemilised valemid ja võrrandid.

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

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

Nõnda on vesiniku märk ehk sümbol H — sõnast Hydrogenium, hapniku O — sõnast Oxygenium, lämmastiku N — sõnast Nitrogenium, elavhõbeda Hg — sõnast Hydrargyrum, raua Fe — Ferrum, vase Cu — Cuprum, süsiniku C — Carboneum, väävli märk S — Sulfur jne.

Liitained märgitakse nende lihtainete märkidega, millest nad koosnevad, näit. elavhõbehapend — HgO , väävelraud FeS , vaskhapend CuO jne. Kui lihtaine molekul sisaldab mõne lihtaine aatomeid rohkem kui üks, siis tähendatakse nende arv paremale poole alla selle lihtaine märgi kõrvale. Näit. märgitakse vesi H_2O (see tähendab, et vee molekul koosneb kahest vesiniku ja ühest hapniku aatomist); söehappegaas märgitakse CO_2 jne.; osooni valem on O_3 , vesinikülihapendi valem H_2O_2 .



Joon. 22.

Jakob Berzelius.

Liitaine molekuli keemilist märki kutsutakse selle liitaine valemiks ehk formuliks.

Keemilised reaktsioonid märgitakse keemiliste võrrandite ehk ekvatsioonide abil.

Võrrandi vasakule poolele kirjutatakse ained, mis olid algul, ja paremale poolele ained, mis tekkisid. Näit.¹⁾:

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

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

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

Kinaveri ja rauda vastastikune reageerumine: $\text{HgS} + \text{Fe} = \text{FeS} + \text{Hg}$.

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

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

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

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

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

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

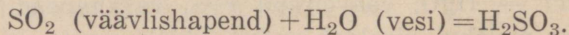
Vesiniku põlemine: $\text{H}_2 + \text{O} = \text{H}_2\text{O}$ (vesi).

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

Tsink väävelhappes: H_2SO_4 (väävelhape) + $\text{Zn} = \text{ZnSO}_4$ (tsinkvitriool) + H_2 .

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 (lk. 10). Seda ühinemist märgime järgmiselt:



Uut ühendit H_2SO_3 nimetame väävlishappeks.

¹⁾ Kõik harilikud lihtgaasid (hapnik, vesinik, lämmastik jt.) sisaldavad molekulis vaid 2 aatomit; nende valemid on õigem seepärast tähendada O_2 , H_2 , N_2 jne. Lihtsustamise otstarbel märgime nende lihtainete molekuli siiski ühekordse märgiga.

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

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

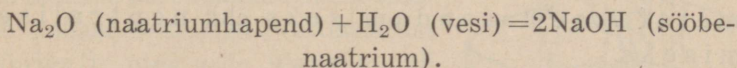
Kui valasime (vt. lk. 19) tsingile väävelhapet, siis tõrjus tsink vesiniku hapest ja asendas selle. Tsink on metall; ka teised metallid (raud, vask, kaalium, naatrium jne.) võivad asendada väävelhappe vesinikku.

Kui valame tsingile sool- või lämmastikhapet, eraldub vesinik.

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

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

Alused. Ka naatriumhapend lahustub vees ja ühineb temaga (lk. 10). Seda ühinemist märgime järgmiselt:



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

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

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

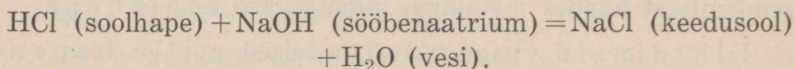
Tähtsamad alused on: sööbenaatrium (seebikivi) (NaOH), sööbekaalium (KOH), lubjavesi ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), ammooniumvesi-hapend (tinkpiiritus) (NH_4OH).

Aluse, peamiselt aga naatrium- ja kaaliumhüdroksüüdi vesilahust nimetatakse veel leeliseks (ka alkaliks).

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

Kui katkestada lillale lahusele leelise juurdelisamine ja maitseda teda, siis tunneme soolast maitset. Aurutades vee välja, jääb katseklaasi valge keedusoolakiht.

Reaktsiooni märgime järgmise võrrandiga:



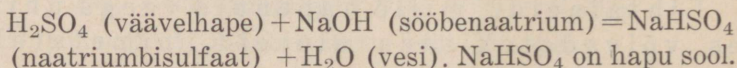
Sellest võrrandist näeme, et happe ja aluse vastastikusel reageerumisel happe vesinik ja aluse metall vahetavad teineteisega kohti ning tekitavad soola ja vee.

Happe ja aluse vastastikust mõjustamist nimetatakse kesendamiseks ehk neutraliseerimiseks.

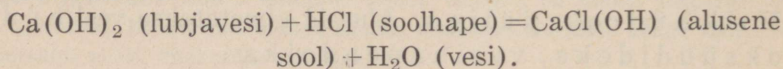
Kui happes kogu vesinik on asendatud metalliga, siis nimetatakse tekkinud soola neutraal-, ka keskseks ehk normaalsoolaks. Keedusool NaCl on neutraalsool.

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

Näit. kesendades väävelhapet vähese sööbenaatriumiga saame:



Kui aluse ülekaalu tõttu esineb ka hüdroksüülrühm soolas, siis tekkinud soola nimetatakse aluseks soolaks. Näit.:



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

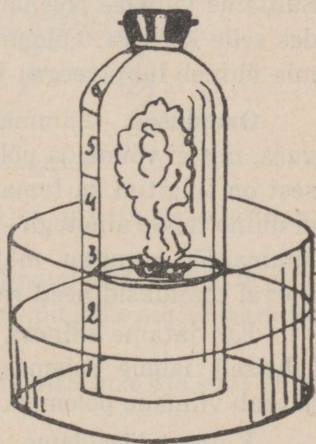
Tähtsamad indikaatorid on järgmised:

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

Sageli öeldakse aine kohta, et märkida tema happet, alusest või neutraalset iseloomu, et tal on hapu, alusene 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 korgile veenõus paneme portselankausikese tüki-kese kollase fosforiga (ettevaatust fosforiga!) ning selle üle kummuli põhjata pudeli, nõnda et vee kõrgus ulatuks teise jaotuseni (esimene jaotus on vees). Fosfor süüdatakse põlema kuuma traadiga läbi pudelikaela ja suletakse pudel korgiga. Põledes ühineb fosfor õhu hapnikuga ja tekitab valget suitsu — fosforhapendit. Varsti kaob suits, sest ta lahustub vees; vesi hakkab tõusma ja ulatub lõpuks kolmanda jaotuseni.



Joon. 23. Fosfori põlemine pudelis.

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

Valame veenõusse vett juurde, nõnda et vesi ka vanis 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 järelejäänud õhuosa nimetatakse l ä m m a s t i k u k s , *Nitrogenium* — N.

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

Saadud lämmastik ei ole küllalt puhas. Kui tahame saada puhast lämmastikku, siis kuumutame lämmastikushaput ammooniumi (NH_4NO_2) katseklaasis; see lagub lämmastikuks ja veeks ($\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$). Eralduva lämmastiku kogume läbi vee silindrisse.

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

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

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

Katsest järeldame, et silindrisse on tunginud hapnikku.

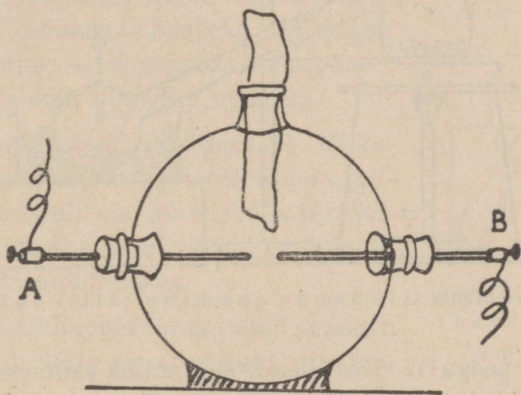
Lämmastik on veidi k e r g e m kui õhk ja tõusis seepärast silindrist välja. Vesinikust on ta 14 korda raskem.

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

Lämmastikuühendid. Hapendid. Ühinedes hapnikuga annab lämmastik viis h a p e n d i t : 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, millest on pistetud läbi metallpulgakesed. Kolmandast avast on pistetud klaaskerasse märgsinine lakmuspaber. Mõlemad metallpulgad on ühendatud tugeva elektri-induktsioonmasina poolustega. Kui lasta läbi klaaskera õhu elektrisädemeid, siis ühineb lämmastik hapnikuga ja tekib esmalt värvita NO, mis edasi ühinedes hapnikuga tekitab

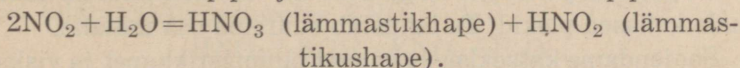


Joon. 24. Lämmastikkahelishapendi valmistamine õhust.

punakaspruuni mürgise iseloomulise lõhnaga gaasi l ä m m a s - t i k k a h e l i s h a p e n d i NO_2 , mis värvib niiske sinise lakmuspaberi punaseks.

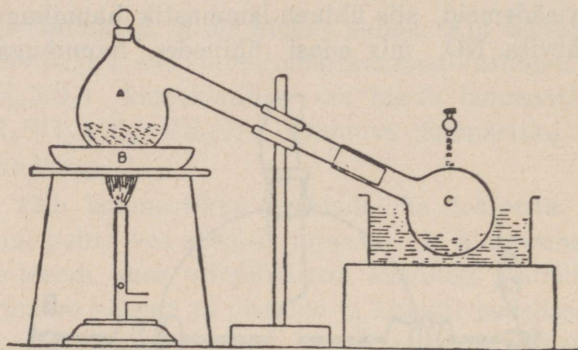
Lämmastikkahelishapendit tarvitati maailmasõja ajal ühes klooriga mürgise gaasina.

Lämmastikhape. Valame eelmisel katsel tarvitatud klaaskerasse, kus on veidi NO_2 , pisut vett ja loksutame teda tublisti. Tekkinud gaas ühineb veega ja annab kaks hapet: l ä m m a s t i k h a p e j a l ä m m a s t i k u s h a p e :



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

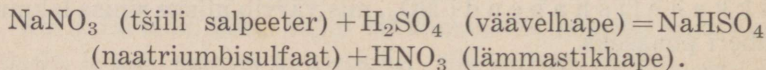
Suuremal määral saadakse lämmastikhapet tšiili salpeetrist, kuumutades seda väävelhappega. Valame retorti (150 sm³) umbes 30 sm³ kanget väävelhapet ja lisandame vähehaaval sinna 30 g pulbriks hõõrutud tšiili salpeetrit, jahutades retorti külma veega. Seda lastakse nüüd üks tund seista. Siis hakatakse segu väikesel leegil kuumutama. Tekkiv lämmastikhape juhitakse jahutuskolbi, kus ta muutub vedelaks (jahu-



Joon. 25. Lämmastikhappe saamine tšiili salpeetrist.

tada külma veega!). Destillaadi ehk aetise esimesed tilgad on kollased; need kogume katseklaasi. Pärastine destillaat on värvitu. Kui retordist hakkavad tulema värvilised gaasid, katkestame destilleerimise.

Reaktsioon on järgmine:



Et lämmastikhapet saadakse salpeetrist, siis kutsutakse seda ka salpeetrihappeks.

Puhas lämmastikhape on vastiku lõhnaga värvitu vedelik. Õhus ta suitseb, keeb 86° C temperatuuril. Kange koondatud lämmastikhape on 65% HNO₃ vesilahus (erikaal 1,4).

Salpeetrihape mõjub väga söövalt, ta sööb riidet 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. Värvus kaob, sest indigo ühineb salpeetrihappes vabaneva hapnikuga.

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

Neist katseist järeldame, et lämmastikhape on hea hapendaja.

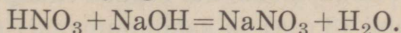
Valguskiirte käes värvub kange lämmastikhape punakas-kollaseks ja lagub NO_2 -ks, veeks ja hapnikuks. Seepärast hoitakse teda ikka tumedais pudelais.

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

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

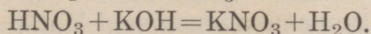
Lämmastikhapud soolad. Kesendades lämmastikhapet sööbenaatriumiga saame lämmastikhapunaatriumi ehk naatriumsalpeetri NaNO_3 .

Reaktsioon toimub järgmiselt:



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

Lämmastikhape ja sööbekaaliumi vastastikusel reageerumisel tekib kaaliumsalpeeter KNO_3 :



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



Joon. 26. Süsi jätkab põlemist lämmastikhappes.

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.

Katsest järeldame, et ka lämmastikhappe soolad eritavad kõrges temperatuuris hõlpsasti hapnikku ja omavad suurthapendamisevõimet.

Seepärast kasutatakse ka lämmastikhappe sooli lõhkeainete (püssirohu) valmistamiseks.

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

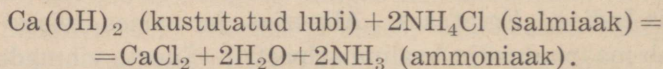
Lämmastikhappe sooli nimetatakse nitraatideks. Seega on tšiili salpeetri teaduslik nimetus naatriumnitraat, kaaliumsalpeetril — kaaliumnitraat. Kui lämmastikhappes asendab vesinikku mõni teine metall, siis saame selle metalli nitraadi, näit. pliinitraat, vasknitraat, elavhõbenitraat jne.

Kõik nitraadid lahustuvad vees ja eritavad kuumutamisel hapnikku.

Ammoniaak. Kui segada lämmastiku ja vesiniku gaase ning segust lasta läbi elektrisädemeid, siis ühinevad nad omapärase lõhnaga värvituks gaasiks ammoniaagiks NH_3 .

Samuti tekib ammoniaak, kui segada rauapulbrit (20 kaaluosa), sööbekaaliumi (3 osa) ja kaaliumnitraati (1 osa), hõõruda segu peeneks ja kuumutada. Segust eralduvad lämmastik ja vesinik; tekkimise seisukorras („in statu nascendi“) on mõlemad gaasid aktiivsed ja ühinevad värvituks gaasiks ammoniaagiks NH_3 . Me tunneme selle gaasi teravat lõhna.

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



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

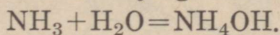
Harilikul rõhumisel ja $-33,5^{\circ}\text{C}$ temperatuuril veeldub ammoniaak värvituks vedelikuks. Vedel ammoniaak tekitab auramisel väga madala temperatuuri, seepärast tarvitatakse teda külmutusmasinates kunstliku jää valmistamiseks.

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, värvudes siniseks, toru kaudu joana kolbi ja täidab selle suurema osa.

Ammoniaagil on suur tung lahustuda vees. 1 liitris

vees lahustub 0° temperatuuris 1150 l, toatemperatuuris 750 l gaasi. Lahuses on ammoniaak osalt ühinenud veega.

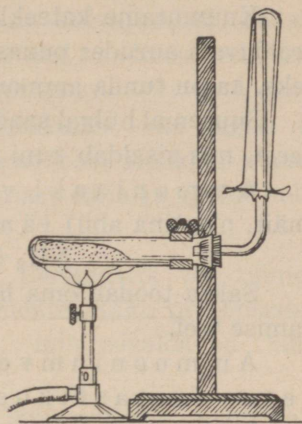
Reaktsioon on järgmine:



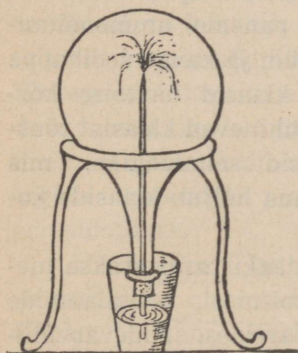
Tekkinud aine kuulub aluste hulka, ta värvib lakmuse siniseks ja on leelise maitsega.

Müügil on ammoniaagilahus ammoniaakvee, ammooniumvesihapendi, ammooniumhüdroksüüdi, tinkpiirituse, sööbeammooniumi jne. nime all.

Kange lahus sisaldab umbes 25% ammoniaaki. Soojendamisel laguneb ammooniumhüdroksüüd veeks ja ammooniaagiks, mis eraldub. Ammooniumiks nimetatakse aatomiterühma NH_4 .



Joon. 27. Ammoniaagi saamine.



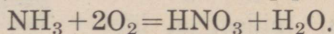
Joon. 28. Ammoniaagi lahustuse tagajärjel tungib vesi kolbi.

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

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

Suuremal hulgal saadakse ammoniaaki gaasivabrikuis tõrva-veest, mis sisaldab kuni 15% NH_3 .

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

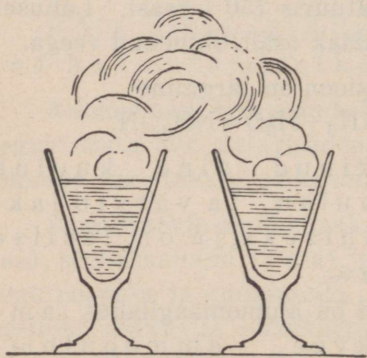
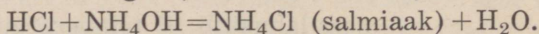


Saksa toodab oma lämmastikhapet peamiselt NH_3 hapendamise teel.

Ammooniumvesihapendi kui aluse ja happe vastastikusel reageerimisel tekivad soolad.

Ammooniumrühmal NH_4 on metalli omadused.

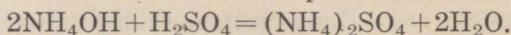
Näit. annab soolhape ja ammooniumhüdroksüüd valge soola — salmiaagi (kloorammooniumi):



Kui paneme ammooniumhüdroksüüdi 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, riidevärvimisel, arstimisel jne.

Väävelhappega annab ammooniumhüdroksüüd väävelhapu ammooniumi.



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

Joon. 29. Kloorammooniumi tekkimine.

Küpsetuspulbrina leiab tarvitamist söehapu ammooonium (NH_4) $_2\text{CO}_3$, mis on „põdrasarvesoola“ tähtsaim sisuosa.

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

Kui kuumutada seda soola katseklaasis, siis lagub 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 koosneb mitmesuguseist valkainest, mis sisaldavad lämmastikku.

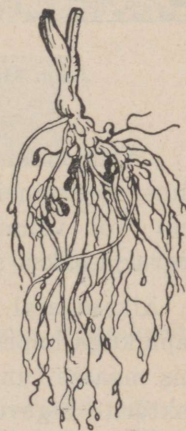
Taimed ei saa otseselt võtta vaba lämmastikku õhust, vaid ainult lämmastikhapusid sooli — nitraate — mullast.

Nitraatidest, söehappegaasist ja veest ehitab taime organism valkained.

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

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

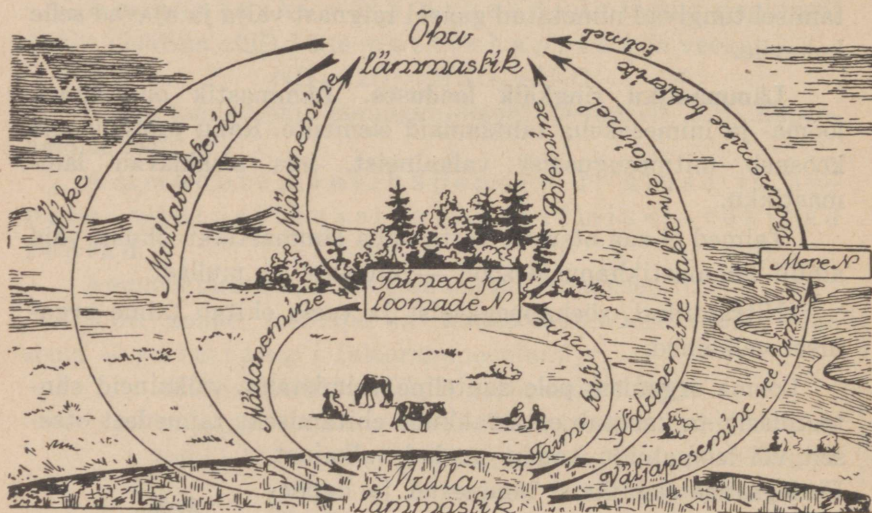
Liblikõieliste (herne, oa, ristikeha jne.) juurtel leiduvais mügarais elavad bakterid, mis omandavad õhust vaba lämmastikku. Nende lämmastikku omandajate pisikute



Joon. 30. Mügarikud oajuurtel.

(„mügarbakterite“) elutegevuse tagajärjel tekivad lämmastikuühendid nitraadid, mida vajab taim. Ristikheina kasvatades rikastab põllumees põldu lämmastikuühenditega.

Haber-Boschi menetluse järgi ühendatakse õhulämmastik vesinikuga ammoniaagiks kõrges kuumuses (600°) ja suurel rõhumisel (200 atm.).



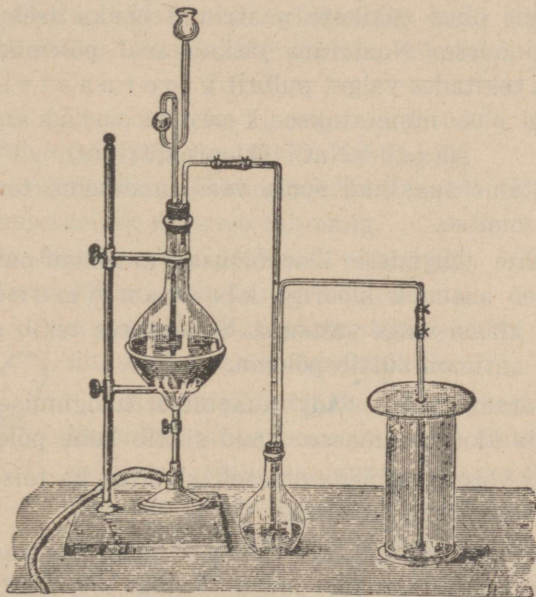
Joon. 31. Lämmastiku ringkäik looduses.

Ammooniumi- ja lämmastikhapud soolad on tähtsamaid kunstväetisaineid. Neid saadakse loodusest (näit. tšiili salpeeter) või valmistatakse kunstlikult õhulämmastikust (näit. norra ja saksa salpeeter) ja tõrvaveest (näit. ammoonsulfaat).

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

12. Kloor (*Chlorum* — *Cl*).

Saamine. Riputame kolbi 30 kuni 50 g 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 kollakas-rohelist lämmatavat gaasi, mille kogume nõusse. (Katset tuleb toimetada tõmbekapis, sest eralduv gaas on mürgine!). Et nimetatud gaas on raske, vajub ta nõus põhja.



Joon. 32. 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*.

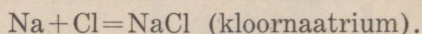
Kloori ehedalt looduses ei leidu. Klooriühendid aga — kloormetallid — on väga levinud. Sagedaim ühend on kloornaatrium (NaCl) ehk keedusool; teistest nimetame kloorkaaliumi (KCl), kloormagneesiumi (MgCl_2) jt.

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

Keerame klooriga täidetud nõu 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 valget pulbrit kloornaatriumi, mida igapäevases elus nimetatakse keedusoolaks:



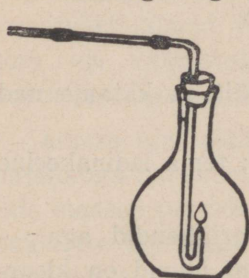
Lahustame tekkinud soola vees, maitseme teda. Lahusel on soolane maitse.

Puistame järgmisse kloorinõusse antimoni-pulbrit (Sb). Kohe ühineb antimon klooriga kloorantimoniks, SbCl_5 , mis täidab klaasi valge suitsuna. Sellejuures tekib nõnda palju soojust, et antimon süttib põlema.

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

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

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

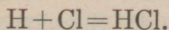


kohe. Sääraseid aineid, mis reaktsiooni tekkimisele kaasa aitavad, ilma et nad ise muutuksid, nimetatakse katalüsaatoreiks. Veel on praegusel korral katalüsaatori ülesanne. Mangaanülihapend etendas katalüsaatori osa hapniku saamisel Berthollet' soolast.

Joon. 33. Vesinik põleb klooris.

Juhime klooriga täidetud nõusse klaasitoru 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.



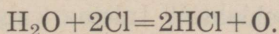
Täidame ühe katseklaasi vesinikuga, teise klooriga, seame mõlemad klaasid avadega kokku. Tuleleegi kohal katseklaasi uuesti avades tekib plahvatus, kuna vesinik ja kloor ühinevad kloorvesinikuks.

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

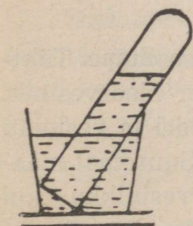
Pistame põleva küünla klooriga täidetud nõusse. Põlemine jätkub, tekib tahmapilv. Küünlaaine vesinik ühineb nüüd hapniku asemel klooriga, tema süsinik vabaneb tahmana.

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

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



Kloorvett tuleb seepärast hoida pimeduses või tumedas nõus.



Joon. 35.
Valguses
eraldub
kloorveest
hapnik.



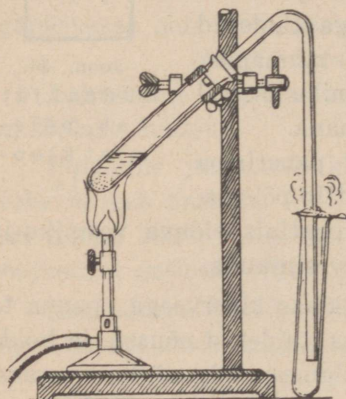
Joon. 34.
Küünal jätkab põlemist klooris.

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

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

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

Pleegitamise järel tuleb kloor riidest tingimata kõrvaldada, vastasel korral „sööb“ ta riide ära. Loputamine toimub naatriumhüposulfiidi $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ vesilahusega või mõne teise aine abil, mis kõrvaldab pleegitavast riidest kloorijäänused. Säärast ainet nimetatakse **a n t i k l o o r i k s**.



Joon. 36. Kloorvesiniku saamine.

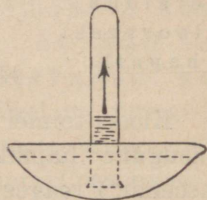
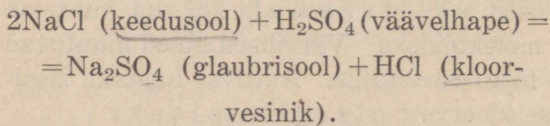
Kloorvett tarvitatakse ka desinfitseerimiseks. Jätkub 3—10 kaaluosast kloorist 10 miljoni osa joogivee desinfitseerimiseks, et hävitada seal leiduvaid baktereid.

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

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. Varsti

hakkab katseklaasist tulema valget udu. Viimane tekib selletõttu, et eralduv kloorvesinik imab endasse õhust niiskust ja tekitab peened kloorvesiniku vesilahuse piisad.

Reaktsioon on järgmine:



Joon. 37. Kloorvesinik lahustub vees.

Kogume kloorvesinikku 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 värvib ta punaseks. Järelikult on meil tegemist happega. Kloorvesiniku vesilahust nimetatakse soolhappeks. Harilik soolhape sisaldab 24%, koondatud soolhape kuni 35% kloorvesinikku.

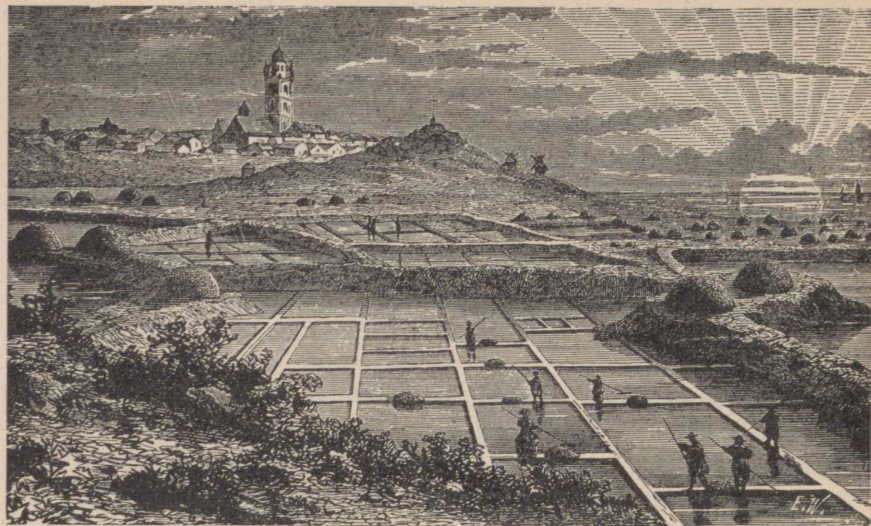
Kolme ruumosa koondatud soolhappe ja üheruumosa koondatud lämmastikhappe segu kutsutakse kuningveeks.

Soolhapet tarvitatakse suurel määral töönduses; majapidamises puhastatakse tema abil metallesemeid. Inimese mao-mahl sisaldab umbes 0,3% soolhapet. Viimane aitab seedida valke ja mõjub hävitavalt toiduga maosse sattunud pisilastele.

Soolhape lahustab peaaegu kõik metallid.

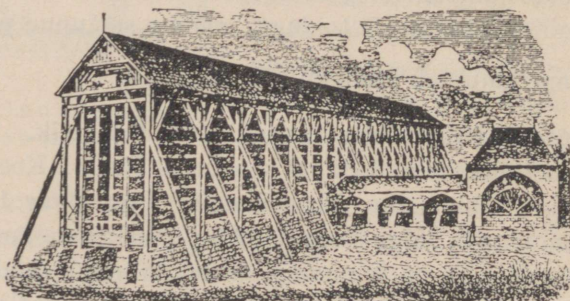
Keedusool. Mõiste mineraalist. Kõvadusastrik. Tähtsaim soolhappesool ehk kloriid on keedusool NaCl. Keedusool on klaasisarnane, läbipaistev, värvitu aine. Puhta vee 100 kaaluosas võib lahustada kõige rohkem 39,1 (+100° C temperatuuril) osa keedusoola. Ta on inimese ja loomade toidu vajalik lisand. Keskmiselt tarvitab inimene aastas $7\frac{3}{4}$ kg keedusoola. Keedusoolaga konservitakse (soolatakse) toiduaineid, temast valmistatakse soolhapet, soodat, sööbenaatriumi ja teisi aineid.

Looduses leidub keedusoola lahustunult mere (meresool), soolajärvede (järvesool) ja allikate vees (allika-sool). Mõnes kohas moodustab ta paksud lademed, nagu



Joon. 38. Keedusoola saamine mereveest.

Strassfurtis (Saksamaal), Wieliczka juures (Poolamaal), Vene-
maal ja mujal. Säärasel korral nimetatakse teda kivi-
soola ks. Kivisool on enamasti valge; vahel värvivad lisandid
ta halliks, kollaseks, punaseks, siniseks, rohelisteks, lillaks.



Joon. 39. Keedusoola saamine soolaallikate veest.

Wieliczka kivisoolakaevandused töötavad juba 600 aastat,
igal aastal murtakse välja umbes 40.000 tonni soola. Kaevan-
dused 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.

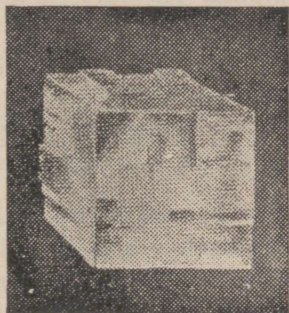
Mereveest saadakse keedusoola sel teel, et soolane vesi juhitakse selleks kaevatud basseinidesse, kust vesi aegamööda aurub, kuna sool jääb järele. Põhjamaades lastakse soolane vesi külmuda jääks; sool eraldub jääst basseini põhja.

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

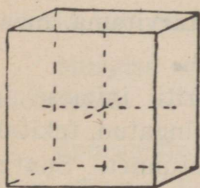
Soolaallikate veest soola saamiseks juhitakse soolane vesi läbi hao-riitade (gradeervärk), kus osa vett ära aurab; järelejäänud soolane vesi jookseb edasi riitade all olevasse basseini. Siit pumbatakse ta uuesti hagudele, kust ta jälle tagasi voolab jne. Kui vesi on juba küllalt soolane, siis aurutatakse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

Säärasel teel saadud sool pole küllalt puhas, ta sisaldab veel teisi sooli, mis

tarvitamiseks ei kõlba. Seepärast puhastatakse ta enne müügile saatmist.



Joon. 40. Kivisoola kristall.



Joon. 41. Kuup ehk heksaeeder.

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

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

Säärased kristallid kuuluvad nõndanimetatud korrapärasesse ehk regulaarsesse süsteemi. Keedusoola kristallid on ka seesmiselt kristalse ehitusega. Kui

lööa vasaraga suuremat kivisoolatükki, siis lõhmutab see suuremaiks ja väiksemaiks kuubitaolisteks kristallideks. Siledad lõhmumispinnad lõikuvad üksteisega alati 90° 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 rasvkivi ehk talgi pinda: ta on sellest kõvem. Mineraalide kõvadust märgitakse arvudega. Nõnda on talgi kõvadus üks, kivisoolal kaks, marmoril kolm.

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

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

13. Sõjagaasid ja kaitsevahendid nende vastu.

Kloor oli esimene sõjagaas, mida hakati tarvitama maailmasõjas 1915. aastal keemilisel relval.

Kloor mõjub hävitavalt limanahale ja eriti inimese ja looma hingamiseluks. Väikesel hulgal sissehingatud, tekitab hingamistorude põletikku, köha ja lämbumistunnet. Suuremal määral sissehingatud, hävitab ta kopsumullide seinad, tekitab verevoolu kopsus ning surma lämbumisest.

Tulevikusõjas kloor vaevalt leiab tarvitamist, kuna on leiutatud terve rida palju mürgisemaid ja kergemalt käsitletavaid aineid kui seda on kloor. Kõik need mürgised ained sisaldavad kloori. Tuntuimad neist on ipriit ja levisiit.

Mõlemad nad on pikaldaselt auruvad vedelikud, ipriidil on umbes sinepi (sellest nimigi „sinepigaas“) või põletatud kummi lõhn, levisiit lõhnab pelargooniumi järele. Ipriit võib

kauaks ajaks — kümneks ja rohkem päevaks — mürgitada ümbrust. Ta ei toimi hävitavalt mitte üksi hingamiselu-
deile, vaid kogu kehale, tekitades seal haavandeid ja ville.

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

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

Suurem osa sõjagaase ei mõju mitte üksi elusolendeile, vaid ka metallidele, põhjustades nende roostetumist ja seega relvade ja masinate rikkeid. Sõjagaasidega mürgitatud toiduained ja vesi võivad omakorda põhjustada inimeste hukkumist.

Isiklikuks sõjagaasi kaitsevahendiks tarvitatakse kõigepealt gaasimaski, millega kaitstakse hingamiselu-
deid, silmi, kõrvu, pead. Gaasimaskis läheb sissehingata-
v õhk läbi kurna, milles on peent sõepuru ja teisi aineid, mis peavad kinni kahjulikud mürgid ja muudavad õhu kõlblikuks.

Gaasimaske ei kannu mitte üksi inimesed, vaid ka hobused ja koerad.

Keha kaitseks kantakse läbilaskmatuid rõivaid ja jala-
nõusid, mis on immutatud õlise ainega, näiteks värnitsaga.

Mürgise maa-ala kahjutuks tegemiseks külvatakse sinna kloorlupja.

Suuremate hulkade kodanikkude kaitseks ehitatakse eri-
lised gaasivarjendid keldrikordadel, maa-alustes käi-
kudes jne. Õhk sinna pääseb läbi erilise kurna või huumusrikka koheva mulla.

Toiduained hoitakse kinniseis kastides, õlipaberis jne. Metallasjad õlitatakse, et nad ei roostetuks.

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

14. Jood (*Jodum* — *J*).

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

See aine on j o o d, keemilise märgiga *J*.

Jood on metalliläikega mustjashall kristalne aine.

Soojendame joodikristalle katseklaasis kõrgel leegi kohal. Joodist eraldub tumedat auru, mis kohe laskub seintele väikeste läikivate kristallidena. Niisugust nähtust, kui aine jahtudes gaasilisest olekust muutub kohe tahkeks kehaks, nimetame s u b l i m a t s i o o n i k s.

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

Valmistame katseklaasis tärklikliistri, keedame veidi ja laseme seda jahtuda. Lisandame juurde lahja veidi kollakat joodilahust joodkaaliumis. Kohe värvub tärklik siniseks. Soojendame veidi kliistrit peaaegu keemiseni; värvus kaob, kuid jahtudes ilmub ta uuesti.

J o o d on seega t ä r k l i s e r e a k t i i v.

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

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

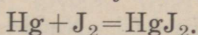
Varemini saadi joodi mererohtude tuhost, kuid nüüd saadakse teda kõrvalainena tšiili salpetri puhastamisel.

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

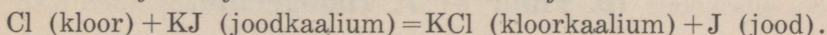
Viimase sooli nimetatakse j o d i i d i d e k s. Jodiidid võivad otseselt tekkida elementide ühinemisel.

Kui segada magneesiumipulbrit peenekshõrutud 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 e l a v h õ b e j o d i i d:



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



Joodiühendeid peab olema inimese joogis või toidus. Kui joodiühendid puuduvad täiesti, siis jääb kilpnääre arenemata, mille tagajärjel inimene ei arene (jääb idioodiks, kretiiniks). Inimene saab joodiühendeid ü h e s k e e d u s o o l a g a.

15. Broom (*Bromum* — *Br*).

Saamine ja omadused. Soojendame retordis broomkaaliumi (5 g), mangaanülihapendi (5 g) ja lahja väävelhappe (20 sm³) segu. Varsti ilmub pruun aur, mille juhime kolbi, kus ta jahtumisel osalt veeldub. Eralduv aine on b r o o m Br.

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

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

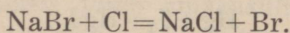
Broomi ühendeid leidub merevees, mõnes mineraalallikas ja kivisoolalademeis.

Ühendid. Broom ühineb vesinikuga b r o o m v e s i n i k u k s, terava lõhnaga gaasiks, mis vees lahustub tekitades b r o o m v e s i n i k h a p p e. Selle sooli nimetatakse b r o m i i d i d e k s.

Samuti nagu jood ühineb ka broom metallidega otseselt. Kui riputada broomvette magneesiumipulbrit ja loksutada segu

tublisti, siis kaob pruun värvus ning magneesium ühineb broomiga $\text{b r o o m m a g n e e s i u m i k s } \text{MgBr}_2$, mis lahustub vees.

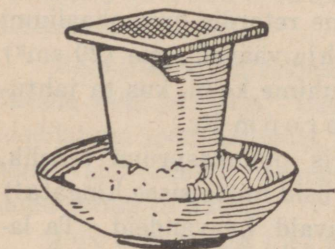
Valame broomnaatriumi lahusele kloorvett. Varsti värvub lahus kollakaspunaseks, kuna kloor tõrjub broomi välja tema ühendeist:



Kaalium- ja naatriumbromiidi tarvitatakse ravimina. Hõbebromiidi kasutatakse päevapildiplaatidel.

16. 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 $\text{fluorvesiniku } \text{HF}$, mille vesilahust kutsutakse ka $\text{s u l a h a p p e k s}$.



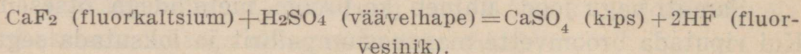
Joon. 42. Klaasi söövita-
mine fluorvesiniku
toimel.

Tähtsaim fluori ühend looduses on fluoriit (fluorkaltsium) ehk s u l a - p a g u , CaF_2 . See on klaasiläikega, sageli läbipaistev, värvitu või lisandite mõjul värviline mineraal. Läbitungivas valguses omab fluoriit sinakaslillat värvust. Säärast nähtust, kus kehad omavad kahesugust värvust — langevas valguses ühte, läbitungivas teist — nimetatakse fluorestsentsiks . Fluoriit moodustab kristalle, mis kuuluvad regulaarsesse süsteemi. Ta kriimustab marmorit, järelilikult on ta marmorist kõvem; tema kõvadus on 4.

Paneme pliitiiglisse veidi fluorkaltsiumi puru ja valame peale väävelhapet. Tiiglile paneme klaasi, mis on kaetud parafiiniga või vahaga, millesse on tehtud mõned joonised, nii et klaas joonise 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 toimel, kuna viimane sööbib klaasi.

Reaktsioon on järgmine:



Fluorvesinikku (sulahapet) tarvitatakse klaasi söövitamiseks (etsimiseks).

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

Halogeenid. Kloor, broom, jood ja fluor omavad ühiseid omadusi: nad ühinevad kõik vesinikuga, mille ühendi vesilahused on kanged happed; samuti ühinevad nad otseselt metallidega, tekitades sooli jne. Viimase omaduse tõttu nimetatakse neid halogeenideks, s. t. soolatekitajaiks. Nende ühendeid metallidega kutsutakse haloidideks. Halogeene looduses ehedalt ei leidu, vaid alati seotult.

17. Süsinik (*Carboneum* — C).

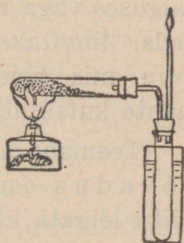
Kuumutame katseklaasis saepuru, suhkrut, taimeosi, liha või mõnda teist orgaanilist ainet. Klaasist hakkab välja tulema kollakaid gaase, mida võib süüdata põlema. Nad põlevad suitseva leegiga. Kui hoiame leegis külma portselankausikest, siis koguneb viimasele tahma. Katseklaasi jääb järele must süsi,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

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

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

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

Süsinik moodustab taime- ja loomakehas tähtsad ühendid: suhkru, tärklise, tselluloosi, rasvad, õlid, valgud jne. Süsinik on tähtsaim sisuosa küttaaines (puus, kivisöes, naftas, petroo-



Joon. 43. Puu
kuivdestil-
latsioon.

lis, bensiinis, alkoholis jne.). Süsinikku on söehappegaasis, mida leidub õhus, vees ja mullas: Kriit, lubjapagu jne. sisaldavad süsinikku.

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

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

Looduses leidub teemante ainult kristallidena, mille põhivormina esinevad korrapäraseid oktaeedrid (kaheksatahukad). 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 briljantideks.

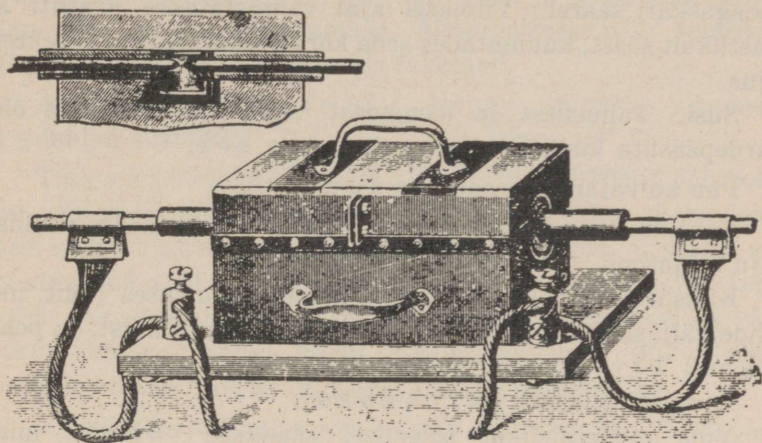
Teemant on kõvem kõigist teistest mineraalidest. Tema kõvadus on 10. Tarvilise suuruse ja vormiga teemandiga võiks lõigata klaasplaadilt laaste nagu hõövlirauaga puulaualt. Kõvaduse tõttu tarvitatakse halvemaid sorte klaasilõikamiseks, kivipuuride otsteks jne. Teemanti lihvitakse tema oma pulbriga. Lihvimisel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

Kui kuumutada teemanti üle 1000° C ilma et õhk pääseks talle juurde, siis muutub ta koksisarnaseks massiks. Hapnikus põleb ta kõrges kuumuses söehappegaasiks CO₂, mis on tõendus, et ta koosneb süsinikust.

Prantsuse õpetlasel Moissan'il õnnestus (1887. a.) teemanti valmistada kunstlikult. Selleks lahustas ta suhkru utmisel saadud söe elekterahjus sulatatud (kuni 3500° 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.

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



Joon. 44. Elekterahi.

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

Mõnegi suurema teemandi ajalugu on põnev ja romantiline. Suurim teemant „Cullinan“ leiti 1905. a. Lõuna-Aafrikas ja kaalus toorelt 3025 karaati. Ta lõigati väiksemaiks kivideks, millest suurim kaalub 516,5 karaati. „Orlov’i“-nimelise teemandi varastas üks prantsuse sõdur ühest brahma templist Indias. Sõdurilt varastas teemandi laevakapten ja müüs selle vene vürstile Orlov’ile umbes 1,6 milj. krooni eest. Orlov kinkis teemandi vene keisrinnale Katariina II-le. See teemant kaalub 194³/₄ karaati ja on värvuselt veidi kollakas.

Grafiit. Grafiit on väga pehme hallikasmust mineraal, tuhmi metalse läikega, hästi elektrit juhtiv ja sulamatu nagu teemantki. Teda tarvitatakse pliiaatsisüdameiks, segades teda

saviga. Masinais, kus kange kuumuse tõttu õli lagub, tarvitatakse teda määrideõlide täidisenä. Keemilise vastupidavuse ja elektrijuhtivuse tõttu tehakse tasta elektroode.

Hapnikus põleb grafiit tekitades söehappegaasi.

Grafiiti leitakse looduses mitmes kohas, näit. Tseiloni ja Madagaskari saarel. Viimasel ajal valmistatakse grafiiti ka kunstlikult söest, kuumutades seda kõrgel temperatuuril elekterahjus.

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

Puu kuivajamisel saadakse puusütt.

Kontide kuivajamisel saadakse kondisütt. Ta sisaldab palju lubjasooli.

Kivisöest saadakse koksi, mis leiab töönduses (näit. metallide väljasulatamisel maakidest) laialist tarvitamist, ja peale selle veel kivisöetõrva ja gaasi.

Turbast saadakse turbakoksi.

Õlide mittetäielikul põlemisel saadakse tahma, mida tarvitatakse musta värvina (kiindrus), trükimustana, tushina jne.

Kui kuumutada katseklaasis puusütt, ilmuvad klaasi külmemaile osadele veetilgad. Kui laseme sütt mõni päev seista ja kuumutame teda uuesti, annab ta jälle palju vett. Sellest järeldame, et süsi imab endasse (absorbeerib) palju veeauru.

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

Katsest järeldame, et süsi imab endasse ka gaase.

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

Seega tõmbab süsi endasse värvilisi, ka lõhnavaid aineid.

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

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

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

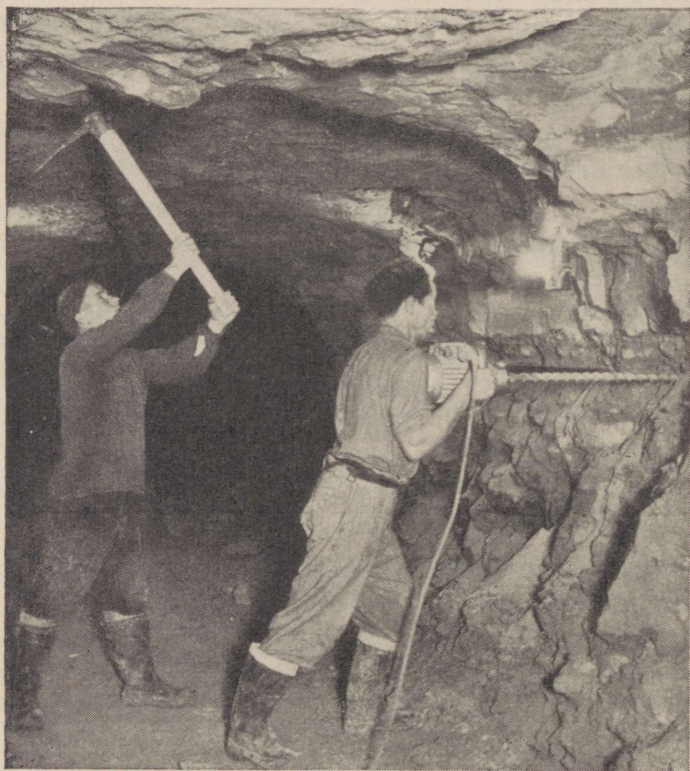
Põlevkivi. Põhja-Eestis vahelduvad lubjapaekivi-lademetega mitmesuguse paksusega põlevkivikihid. Läänest itta ulatuvad nad Paldiskist Narvani ja jätkuvad sealt edasi Venemaale. Kõige paksemad, töönduslikult kasutatavad kihid asetsevad Virumaal umbes Kadrina ja Narva jõe vahel; nende lõunapiiriks on Tudulinna — Iisaku vaheline joon. Põlevkivi tagavarasid arvestatakse 1,8—2 milj. t ühe km² kohta, kogusummas umbes 5500 milj. t.

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

Põlevkivi on tekkinud varemail 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 tuhasisaldus

(keskmiselt 50%). Põlevkivi tarvitatakse kas otseselt kütteks või saadakse temast kuivajamisel toorõli. Viimane on paks raske pruunikasmust vedelik, mida tarvitatakse kütteainena (sõjalaevadel, vedureil, keskkütte-ahjudes) või töötatakse



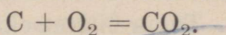
Joon. 45. Põlevkivi-kaevanduses.

ümbär. Toorõlist saadakse bensiini, immutusõlisid (peamiselt raudteeliiprite immutamiseks mädanemise vastu), pigi, mida tarvitatakse tänavate sillutamiseks, ja karbolineumi, millega pritsitakse viljapuid taimekahjurite hävitamiseks.

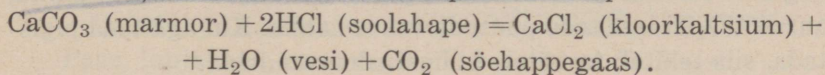
Põlevkivi tuhaast tehakse ehituskive.

Süsinikuühendid. Söehappegaas ehk süsinikkahelishapend.

Söe põlemisel küllaldase hapniku või õhu juurdepääsuga tekib söehappegaas ehk süsinikkahelishapend:

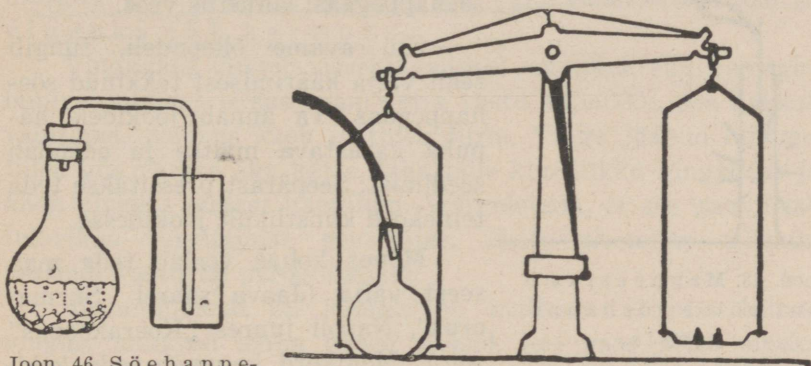


Suuremal hulgal võib saada söehappegaasi paekivist või marmorist, kui viimaseile valada peale soolhapet:



Söehappegaas on värvita ja lõhnata.

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

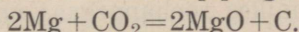


Joon. 46. Söehappegaasi saamine. Joon. 47. Söehappegaas on õhust raskem.

Pistame põleva piiru söehappegaasi nõusse. Kohe kustub 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 magneesiumihapendi kiht, milles märkame musti tahmatükke. Magneesium taandab süsiniku söehappegaasist:

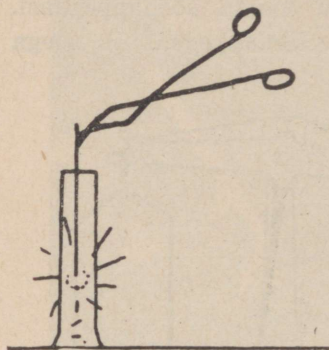


Rõhumisel muutub söehappegaas vedelaks*). Vedelat söehappegaasi hoitakse teraspudeleis. Kui avada säärane teras-

*) Et söehappegaas rõhumisel veelduks, peab tema temperatuur olema alla $31,1^{\circ}\text{C}$ (kriitiline temperatuur).

pudel, siis jahtub väljatungiv gaas niivõrd, et toru suu juurde koguneb lumesarnast tahket CO_2 . Tahket CO_2 võib võtta pihku, auru CO_2 ei lase teda puutuda vastu nahka. Kui aga teda pigistada, siis tekitab ta kätele külmetushaavandeid.

Täidame katseklaasi söehappegaasiga ja pistame ta kummuli vette. Varsti hakkab vesi katseklaasis tõusma, sest CO_2 lahustub vees. 0° temperatuuril ühes veeruumiühikus lahustub 1,7 ruumiühikut CO_2 ; rõhumisega aga kasvab söehappegaasi lahustus vees.



Joon. 48. Magneesiumi-
lint põleb söehappe-
gaasis.

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

Mõnes kohas voolab teda maa seest välja (Jaava saarel „Surmaorus“, Napoli juures „Koerakoopas“ jne.). Mõnikord koguneb teda keld-

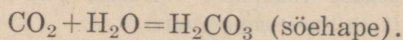
risse, vanadesse kaevudesse jne. Inimene ja loom lämbuvad säärases söehappegaasi sisaldavas õhus, põlev küünal kustub.

Õhus on söehappegaasi umbes 0,03—0,04%. Mõned mineeraalveeallikad sisaldavad ka palju söehappegaasi.

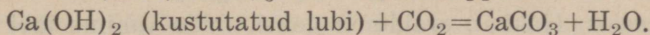
Söehappegaas tekib taigna kerkimisel ja teeb selle kohe-daks. Tulekustutamisaparaatides surub tulekustutamisel sool-happe ja sooda reageerimisel tekkiv söehappegaas vee aparaa-dist välja ja kustutab leegi.

Tahket CO_2 tarvitatakse kunstliku jää valmistamisel, kül-mutusvaguneis ja laevades toiduainete säilitamiseks.

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



Juhtides söehappegaasi läbi lubjavee, sadestub s ö e h a p u k a l t s i u m (kriit) CaCO_3 . See on söehappe sool.



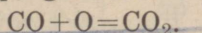
Paas, lubjapagu, marmor, kriit koosnevad CaCO_3 -st.

Söehapusid sooli nimetatakse k a r b o n a a t i d e k s. Tähtsamad karbonaadid on söehappe-kaltsium CaCO_3 ja -magneesium MgCO_3 (magnesiit), sooda Na_2CO_3 , söögisooda NaHCO_3 , potas K_2CO_3 ja teised.

Süsinikhapend. Kui põlemisel pole õhku küllaldaselt, tekib mürgine gaas süsinikhapend CO . Teda kutsutakse k a v i n g u k s e h k k a r m u k s.

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

Süsinikhapend on lõhnata ja maitseta. Ahjust tulnud vingule annavad lõhna teised gaasid. See gaas põleb sinaka leegiga ja ühineb hapnikuga, andes s ü s i n i k k a h e l i s h a p e n d i ehk s ö e h a p p e g a a s i:



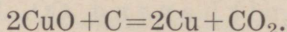
Ahjus hõõguvais sütes on vähe hapnikku, seepärast tekib seal süsinikhapend, mis sütest läbi tungides nende peal põleb sinise leegiga süsinikkahelishapendiks. Kuna süsinikhapend põledes annab veel küllaldaselt soojust, siis tuleb ahju kütmisel õhu juurdepääs nõnda reguleerida, et õhutõmme ei viiks teda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

Kui panna süsinikhapendi ja kloori segu valguse kätte, siis ühinevad need ained äärmiselt mürgiseks gaasiks f o s g e e n i k s COCl_2 . Seda gaasi tarvitatakse sõjagaasina.

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, hingamislõõride ilanahale ja silmadele. Ta on väga kardetav ja kaval aine, mis hävitab oma ohvri, ilma et sel oleks ohust aimugi. Kaitseks fosgeeni vastu tarvitatakse gaasimaske, milles puusüsi, pimsskivi ja teised ained imavad endasse selle gaasilise mürgi.

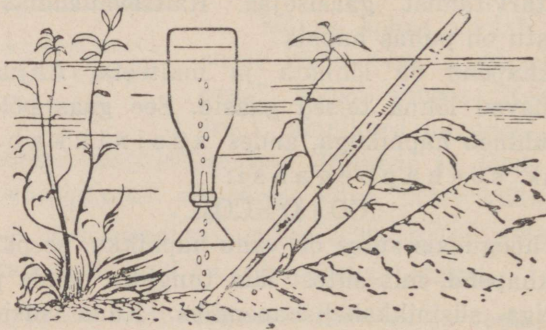
Taandamine süsiniku abil. Segame musta vaskhappendi CuO pulbrit kümnendiku osa söepulbriga ja kuumutame segu katseklaasis. Hakkab eralduma gaasi, mille juhime läbi lubjavee. Viimases tekib valge sade. Sellest järeldame, et eralduv aine on söehappegaas. Must pulber katseklaasis on muutunud punaseks. Lähemalt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

Süsi ühines vaskhappendi hapnikuga CO₂-ks ja taandab vase:



Taandamisvõime tõttu kasutatakse sütt metallide taandamiseks nende maakidest.

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

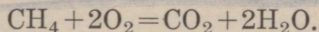


Joon. 49. Soogaasi kogumine.

Tuntuimad neist on järgmised: CH₄ — metaan ehk soogaas ja C₂H₂ — atsetüleen.

Metaan ehk soogaas — CH₄. Soos madalail vesi-seil 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 äädikhapunaatriumi ja naatronlubja segu kuumutamisel. Ta on lõhnatu ja värvitu gaas.

Põleb sinaka leegiga söehappegaasiks ja veeks:



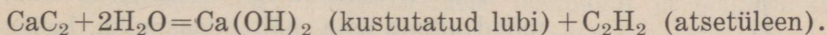
Metaan tekib ka söekaevandustes, kus ta õhuga segunedes võib plahvatada põlema ja tekitada suuri õnnetusi. Mõnes kohas voolab teda maa seest välja (Põhja-Ameerikas, Inglismaal); sel puhul tarvitatakse teda valgustusgaasiks.

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

Atsetüleen. Mitmed metallid ühinevad süsinikuga kõrges kuumuses (elekterahjus). Metallide ja süsiniku ühendeid kutsutakse karbiitideks. Nõnda saadakse söepuru ja kustutamata lubja segu kuumutamisel elekterahjus kaltsiumkarbiiti CaC_2 .

Vee mõjul lagub kaltsiumkarbiit, tekitades atsetüleeni C_2H_2 .

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



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

Atsetüleeni tarvitatakse valgustamiseks erilistes lampides (jalgratastel).

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

Nafta. Looduses esinev süsivesinikkude segu on nafta, mis on tumepruun või rohekaskollane vedelik iseloomulise lõhnaga ja voolab mõnes kohas maa seest välja. Tema tähtsamaid leiukohti maailmas on: Bakuu Kaukasuses, Pennsylvania USA-s, Karpaadid Rumeenias jne. Järgulise destilleerimise teel saadakse naftast 150° -ni bensiin, 150 — 250° -ni petrool, siis määrdõlid, masuut, parafiin, vaseliin jne.

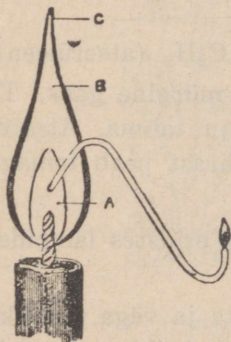
18. Põlemine. Leek. Süttimine. Hingamine.

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.

Puutikku põigiti küünla leegis hoides hakkab ta kõige enne põlema neis kohis, mis asuvad leegi väliskihis. Sellest järeldame, et leegi välisosas temperatuur on kõrgem kui siseosas.

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



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

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

metallide hapendid hakkavad hõõguma ja annavad palju valgust.

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

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

Hoiame põleva küünla keeduklaasis, kuhu oli valatud lubjaveett. 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 SO_2 ja teised hapendid.

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

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

Raud annab põlemisel sädemeid; viimased on eemalelendavad hõõguvad raudhapendiosakesed.

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

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

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

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

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

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

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

Ained, mis kergesti süttivad, on tulekardetavad. Gaasid ja kergesti auruvad vedelikud, nagu piiritus, bensiin, eeter jt., kuigi nad omavad kõrget süttimistemperatuuri, süttivad kergesti, kuna gaasid ja aurud põlemisel kergesti soojenevad süttimistemperatuurini.

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

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

Bensiini, petrooli ja teisi kergeid vedelikke ei saa kustutada veega, nende kustutamiseks tarvitatakse kergeid mittesüttivaid vedelikke, nagu tetrakloormetaani.

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

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

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

Nõnda süttivad põlema õlised kaltsud hunnikus. Ka on tähele pandud peenikvisöelademetel, heinakuhjade jne. isesüttimine.

Mädanemine ja kõdumine on samuti hapendumisprotsessid, mille juures vabaneb soojust. Seda soojust kasutame keva-



Joon. 51. Hingamisest tekkinud söehappegaasteerblubjavee sogsaks

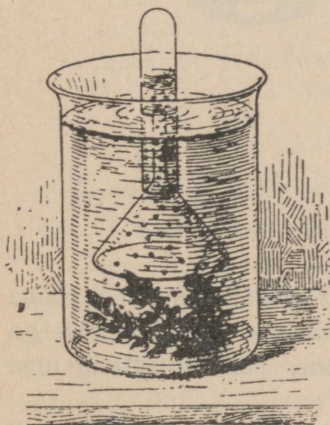
del lavades, kus mulla alla on pandud paks kiht sõnnikut. Sõnniku mädanemisest tekkiv soojus hoiab lava temperatuuri ümbritseva õhu temperatuurist kõrgemal.

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

Hingamine sarnaneb põlemisega. Meie hingame kopsu õhku, veri omandab kopsust osa õhu hapnikku ja kannab ta igale poole 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. Kui puhume hingeõhku külmale klaasile, see kattub veeuduga. Harilikul põlemisel vabaneb korraga palju soojust, hingamisel vabaneb soojus pikka aega. Hingamine erineb põlemisest selle poolest, et ta toimub pikaldaselt ning valgest ega leeki ei teki.

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

19. Süsiniku ringkäik looduses.



Joon. 52. Taimerohelised osad eraldavad valguse käes hapnikku.

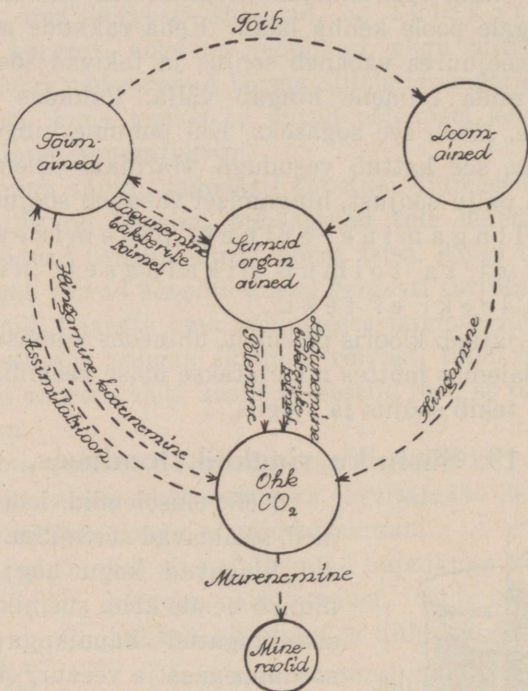
Kõik elusolendid, loomad ja taimed, sisaldavad süsinikku. Elusolendid hingavad kogu aeg; seejuures ühineb nende keha süsinik ja vesinik sissehingatud hapnikuga; tekivad söehappegaas ja veeaur, mida hingatakse välja, ja vabaneb soojus.

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 võib märgata, et vetikate pinnalt tõusevad gaasimullid ülespoole. Eralduvat gaasi võib püüda katseklaasi. Uurides seda veendume, et see on hapnik.

Taimed valmistavad orgaanilisi aineid ja püüavad kinni päikese soojust (energia). Orgaanilise aine põlemisel vabaneb



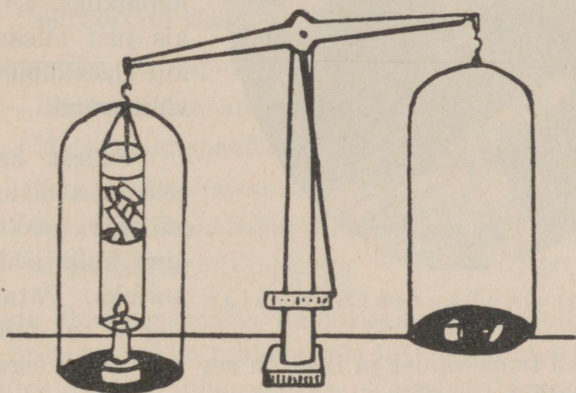
Joon. 53. Süsiniku ringkäik looduses.

kinnipüütud soojus ja tekib uuesti söehappegaas ning vesi. Sama protsess toimub ka hingamisel. Orgaanilise aine kõdunemisel ja käärimisel tekib samuti söehappegaas, süsinik jätkab oma ringkäiku.

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 säilimine (jäävus) ja koostise püsivus.

1. Asetame küünla kaalukausile, seome küünlaleegi kohale klaasilindri kloorkaltsiumi ja naatronlubjaga ja seame kaalud tasakaalu. Süütame küünla põlema. Kauss, millel põleb küünal, läheb raskemaks ja vajub allapoole. Põlemisel aine ei kao, ta hulkei muutu, vaid aine ainult muundub. Küünla põlemisel ühines põlev aine õhu hapnikuga, tekkinud põlemistooted — vesi ja söehappegaas — püüti kinni klaasilindris, sel põhjusel vajus kauss küünlaga allapoole.

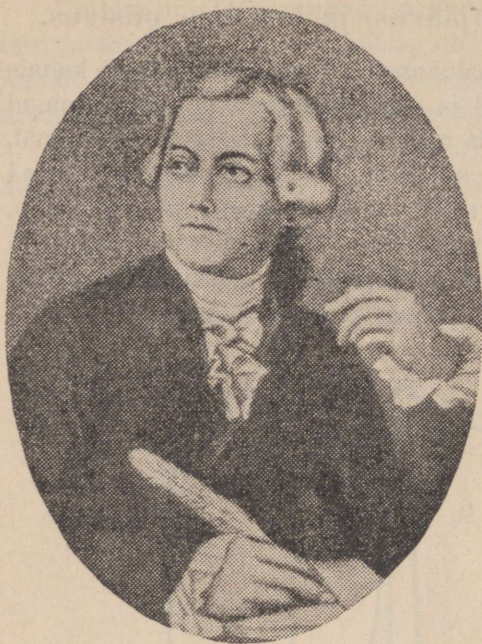


Joon. 54. Kaalukauss, millel põleb küünal, vajub allapoole.

Keemilistes reaktsioonides ainet ei kao ega teki ka uut ainet.

Selle nn. aine säilimis- ehk jäävusseaduse, õigemini aine kaalulise hulga jäävuse avastas prantsuse õpetlane Lavoisier (loe: lavoasjee). Lavoisier (1743—1794) elas Suure Prantsuse Revolutsiooni 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 elavhõbeda vanni õhuga täidetud klaaskupli alla. Aja jooksul kattus elavhõbe punase pulbriga. Samal ajal



Joon. 55. Antoine Laurent Lavoisier.

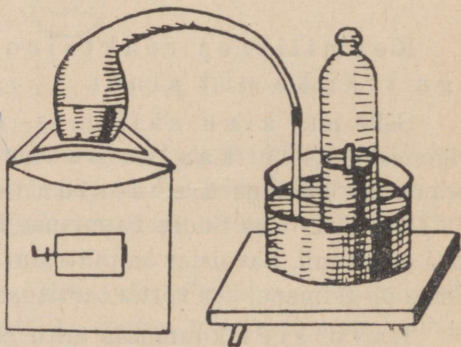
kontrollitud tema väidet ja ikka on see osutunud õigeks. See pärast järeldatakse üldiselt, et looduses ainet ei teki ega hävi.

Lavoisier pani aluse moodsele keemiale, õigusega nimetatakse teda seepärast moodse keemia „isaks“. Aine säilimiseadus on loodusenähtuste tähtsaim põhiseadus.

2. Nagu eespool nägime, võivad mõned lihtained üksteisega ühinedes tekitada rohkem kui ühe keemilise ühendi. Nõnda tunneme kaht süsiniku

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

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



Joon. 56. Lavoisier' katse elavhõbedaga.

ühendit: süsinikhapendit ehk vingugaasi ja süsinikkahelishapendit ehk söehappegaasi. Lämmastik annab hapnikuga koguni viis ühendit, mis oma omadusilt erinevad. Raud, ühineb väävliga, võib anda musta väävlisraua ja kollase vasesarnase püriidi (leeprikivi).

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

väävelrauas on väävli ja raua suhe 4:7;

püriidis on väävli ja raua suhe 8:7.

Lämmastiku ja hapniku ühendeis on järgmised suhted:

lämmastikalahapendis $N:O = 7:4$,

lämmastikhapendis „ „ = 7:8,

lämmastikushapendis „ „ = 7:12,

lämmastikkahelishapendis „ „ = 7:16,

lämmastikviielishapendis „ „ = 7:20.

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

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

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

Üldse liitaine tekkimisel või lagumisel teda moodustavate lihtainete hulkade kaalulised suhted on muutumatud. *See alane meelde võtta*

21. Avogadro hüpotees. Aatomikaal ja molekulikaal. Molekuliruumala.

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

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

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

Aatomikaal ja molekulikaal. 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 nende ainete molekul koosneb kahest aatomist, siis on ka molekulide ja aatomite kaalu suhe $b:a$.

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

1 liiter vesinikku kaalub (0° 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. Et niihästi vesiniku kui ka kloori molekul koosneb kahest aatomist, peab seega 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 seega kindlaks teha võrreldes selle gaasi ühe liitri kaalu ühe liitri vesiniku kaaluga.

Nende lihtainete aatomikaal, mis harilikus temperatuuris gaasiks ei muutu, arvutatakse teissuguste meetodite abil.

Uuemal ajal on hakatud võtma elementide aatomikaalu aluseks hapniku aatomikaalu, 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

Molekulikaal on teda moodustavate aatomite kaalude summa. Näit. on hapniku molekulikaal $2 \times 16 = 32$, vesinikul $2 \times 1,008 = 2,016$; heeliumi molekul koosneb ühest aatomist, tema molekulikaal võrdub aatomikaaluga (4); vee (H_2O) molekulikaal on $2,1,008 + 16 = 18,016$; ammoniaagil (NH_3) $14,01 + 3,1,008 = 14,01 + 3,024 = 17,034$; söehappegaasil (CO_2) $12 + 2,16 = 44$ jne.

Molekuliruumala. Hapniku molekulikaal on 32. On teada, et üks liiter hapnikku (0° 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 molekulikaal. Grammide arvu, mis võrdub aine molekulikaaluga, nimetatakse lihtsalt gramm-molekuliks ehk lühidalt mol. Ka teiste gaasiliste lihtainete gramm-molekuli ehk moli-ruumala on 22,4 liitrit ehk üldiselt:

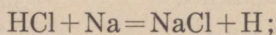
Iga gaasilise aine gramm-molekuli ruumala 0° ja 760 mm rõhumisel on 22,4 liitrit, ja ümberpöörduvalt: 22,4 liitri gaasilise aine kaal (grammides) normaaltingimuses väljendab selle gaasi molekulikaalu.

22. Elementide väärಿಸus ehk valentsus.

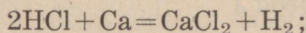
Nagu eespool nägime, ühineb üks ruumala vesinikku ühe ruumala klooriga ehk teisiti üks aatom H-u ühe aatomi Cl-ga kloorvesinikuks HCl; üks aatom hapnikku ühineb 2 vesinikuaatomiga (H_2) veeks (H_2O); 1 lämmastikuaatom ühineb kolme vesinikuaatomiga ammoniaagiks (NH_3); süsinikuaatom ühineb nelja vesinikuaatomiga metaaniks (CH_4).

Paljud metallid tõrjuvad vesiniku tema ühendeist (näit. happeist, veest jne.).

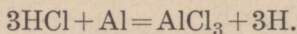
Soolhappes tõrjub välja üks naatriumiaatom ühe vesinikuaatomi:



kaltsiumiaatom kaks vesinikuaatomit:



alumiiniumiaatom kolm vesinikuaatomit:



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

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

Lihtaine valentsust võib saada teada ka sel teel, kui vaadelda tema ühendit mõne teise lihtainega, mille valentsus on teada. Näit. väävlishapendis SO_2 on S-aatom ühendatud kahe hapnikuaatomiga; hapniku valentsus on 2, seega on väävli valentsus väävlishapendis neli.

Mõne elemendi valentsus on kõikuv. Näit. ühendites CO_2 ja CH_4 on süsinik neljavalentne, ühendis CO on süsinik kahevalentne; lämmastik on N_2O -s ühe-, NO -s kahe-, N_2O_3 -s ja NH_3 -s kolme-, NO_2 -s nelja- ja N_2O_5 viievalentne.

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

Keemiliste valemite ja võrrandite õigekirjutamisel peab tundma reageeruvate elementide valentsust.

23. Stõhhiomeetrilised arvutused.

Kui on teada ühendi molekuli koostis ja liitunud elementide aatomi-kaal, 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 sm³) vee lagundamisel?

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

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

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

1,12 g vesinikku ja umbes 8,88 g O.

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

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

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

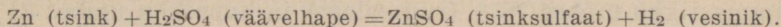
2) Tsingist ja väävelhapest võib saada vesinikku.

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 vastavalt järgmine:

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

Lahendus:

a) 65,4 g tsingile 98,1 g väävelhapet

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

H_2SO_4 läheb tarvis 7,5 g.

b) 65,4 g tsingi kohta 2 g vesinikku

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

2 g vesiniku ruumala on 22,4 l

0,15 g „ „ „ x l

$$\text{x} = \frac{22,4 \cdot 0,15}{2} = 1,68 \text{ l vesinikku.}$$

65,4 g tsingi kohta 161,5 g tsinksulfaati

5 g " " x g "

$$x = \frac{161,5 \cdot 5}{65,4} = 12,46 \text{ g tsinksulfaati.}$$

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

22,4 l vesiniku kaal on 2 g

2,8 l " " " x g

$$x = \frac{2,8 \cdot 2}{22,4} = 0,25 \text{ g}$$

2 g vesiniku saamiseks 65,4 g Zn

0,25 g " " x g "

$$x = \frac{65,4 \cdot 0,25}{2} = 8,175 \text{ g Zn läheb tarvis.}$$

Sääraseid arvutamisi nimetatakse stõhhiomeetrilisteks arvutamisteks. Arvutamise lihtsustamiseks jäetakse sajandikmurrud kõrvale ja muudetakse vastavalt kümnendikud.

Stõhhiomeetria tuleb kreekakeelseist sõnadest: stoicheion — element, metrein — mõõtma.

24. Atmosfääri õhk.

Õhk, mida me hingame sisse, on peamiselt kahe gaasi segu: lämmastikku umbes 78% (ruumalast) ja hapnikku umbes 21% (ruumalast). Peale nende on õhus veel veidi söehappegaasi (keskmiselt 0,03%), veeauru, vesinikku, ammoniaaki, tolmu, baktereid jne. Võrdlemisi hiljuti avastati õhus senitundmatud gaasid: argon — umbes 0,94% (ruumalast), heelium, neon, krüpton ja ksenon. Need uued gaasid ei ühine ühegi teise ainega, mispärast neid nimetatakse väärisgaasideks. Nende keemiline valentsus on null. Väärisgaaside molekulid koosnevad ühest aatomist.

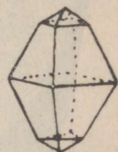
Õhu koostis jääb enam-vähem püsivaks. Hingamisel ja põlemisel väheneb hapniku ja kasvab söehappegaasi hulk, kuid teiselt poolt taimed võtavad vastu söehappegaasi ja eritavad hapnikku. Mõlemad protsessid on tasakaalus. Umbes 100 aasta jooksul toimetatud õhu koostise uurimised näitavad, et õhu koostis 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° ja hariliku rõhumise puhul 1,294 g. Maa-keras õhukihi ehk atmosfääri paksus ulatub umbes 300—400 km. Suurel rõhumisel (39 atmosfääri) ja alla — 140° õhk veeldub. Vedel õhk on liikuv sinakat värvust vedelik.

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

25. 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 natuke piirituses ja eetris, hästi aniliinis ja väävel-süsinikus. Müügil on ta kahel kujul: tükkidena ja pulbrina („väävelõis“).



Joon. 57.

Väävli-
kristall.

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 rombilise kaksikpüramiidi kuju.

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

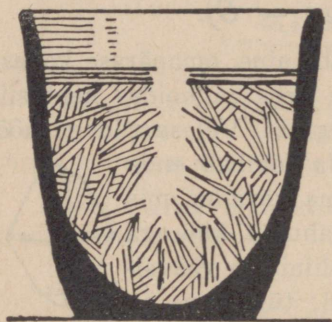
Säärares kristallid kuuluvad kaldruudu- ehk rombilisse süsteemi.

Kuumutades väävlit 115°-ni sulab ta kollaseks õlisa rna seks vedelikuks. Valades seda õli külma vette muutub ta kohe kõvaks väävliks.

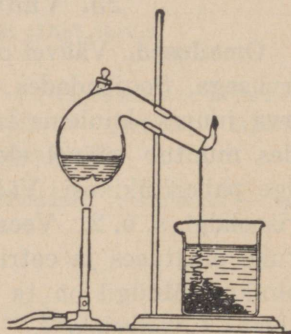
Kui laseme tiiglis säärast õli pikkamööda jahtuda, tekib tema pinnale varsti tahke nahake. Torkame klaaspulgakesega

nahakese läbi ja valame augu kaudu osa vedelat väävlit välja. Tiigli seintele on väävel tekitanud nõelataolised helepruunid läbipaistvad kristallid.

Saadud kristallid erinevad esimestest oma vormilt ja omadusilt. Neis võib tõmmata kolm telge, millest kaks isepikkusega telge lõikuvad teineteisega risti, kolmas pikk telg on kahe esimesega kaldu*). Säärased kristallid kuuluvad monokliin-sesse süsteemi.



Joon. 58. Väävlihangumisel saadud nõelataolised kristallid.



Joon. 59. Plastilise väävli valmistamine.

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

Üle 115° kuumutades muutub vedel väävel pruuniks ja 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

*) Et need kristallid on väikesed, siis tuleb koolipraktikas kristallisüsteemide õppimisel tarvitada klaasmudeleid.

jäljendeid. Mõni aeg seistes muutub plastiline väävel kordkorralt endiseks kollaseks rombiliseks väävliks.

446° C temperatuuril hakkab väävel keema, ta muutub kollakaks auruks, mis kohe hangub ja sublimeerub klaasi seintele kollase pulbrina — v ä ä v e l õ i e n a.

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 väävelteisendite molekulide ehitus on erinev 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 kuumutamiseega segudest välja.

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

Varemini andis Sitsiilia 90% maailma väävlioodangust. Nüüd on peatootja Ameerika, tema aastane toodang on umbes 2 miljonit tonni; Sitsiilia annab ½ miljonit tonni.

Väävlit leidub ühendeis metallidega, näit. püriidis (FeS_2), pliiläigus (PbS), tsingiläigus (ZnS) jne. Ka sisaldavad väävlit paljud orgaanilised ained, näit. valgud.

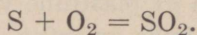
Ka mõned mineraalallikad sisaldavad väävlit (näit. Aachenis). Väiksemal määral leidub väävlit looma ja inimese keha aines.

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

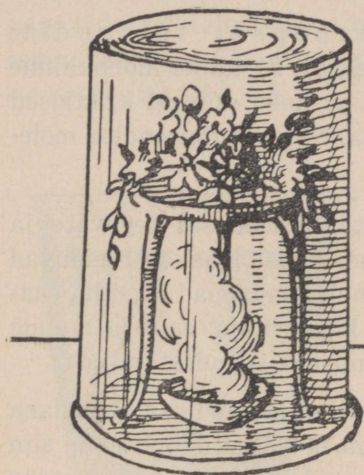
Looduslik kautšuk muutub temperatuuri tõusmisega kleepuvaks, madalas temperatuuris aga hapraks. Vulkaniseerimisel

lisatakse kautšukile väävlit ja soojendatakse teda. Vulkaniseeritud kautšukile temperatuuri muutused enam nõnda kergesti ei toimi.

Väävliühendid. Väävlishapend ja väävlishape. Väävel põleb õhus või hapnikus ja tekitab sellejuures värvita lämmatava lõhnaga raske mürgise gaasi väävlishapendi SO_2 :



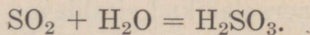
Kui hoida väävlishapendi gaasis märga värvilist riidetükki või taime õit, kaob mõne aja pärast värvus. Sel põhjusel tarvitatakse väävlishapendit paberis, siidis, villas, õlgede jne. pleegitamiseks. Selle toimingu puhul ühineb väävligaas värvainega värvituks ühendiks, mis võib uuesti laguneda endiseks aineiks. Seepärast lähevad näit. väävligaasiga pleegitatud



Joon. 60. Pleegitamine väävligaasi abil.

õlgkübarad päikese käes uuesti kollaseks. Kui väävligaasiga pleegitatud fuksiini lahust keeta, laguneb tekkinud ühend ja lahus läheb uuesti punaseks. Väävligaas on ka hea desinfitseerimisvahend: temaga suitsutatakse veinivaate, toidusahvreid jne., et hävitada hallitust.

Väävlishapend lahustub kergesti vees, ühinedes viimasega ja andes väävlishappe H_2SO_3 :

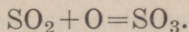


Väävlishape on vähepusiv, ta laguneb kergesti H_2O -ks ja SO_2 -ks.

Mittemetallide hapendeid, mis veega ühinedes annavad happe, nimetatakse happetanühüdriitideks. SO_2 on seega väävlishappetanühüdriit.

Väävlishappe sooli kutsutakse sulfiitideks.

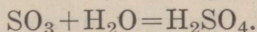
Väävelhapend ja väävelhape. Väävlishapend võib ühineda ka hapnikuga, andes väävelhappendi ehk väävelhappe anhüdriidi:



Selle happendi saamiseks juhitakse väävlishappendi ja õhu või hapniku segu läbi toru, mis sisaldab peent plaatinapulbrit. Viimase aine mõjul toimubki kuumutamisel SO_2 ja O ühinemine.

Väävelhapend on harilikus temperatuuris värvitu vedelik, mis $+17,7^\circ \text{C}$ temperatuuril hangub kõvaks kristalseks massiks.

Veega ühineb ta väävelhappeks H_2SO_4 :



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

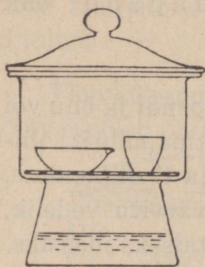
Esimesel puhul hapendatakse SO_2 suuris pliikambreis lämmastikhappe ja vee mõjul SO_3 -ks, mis veega ühinedes annab väävelhappe.

Teisel puhul SO_2 hapendatakse õhuhapnikuga 400°C temperatuuril SO_3 -ks platineeritud asbesti abil. Platineeritud asbest etendab siin katalüsaatori osa. Asbestikiud on kaetud peene plaatinapulbriga.

Väävelhape on ölisarnane vedelik, erikaaluga 1,84, madalas temperatuuris ta hangub tahkeks aineks, mis sulab 10°C temperatuuris. Puhastamata väävelhapet nimetab rahvas lõngaõliks. Müügil olev puhas väävelhape sisaldab umbes 96% H_2SO_4 ja 4% H_2O . Väävelhape on kahealusene hape, tema molekulis on kaks vesinikuaatomit, mida võib asendada metalliga.

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 (hügrokoopne) ja tõmbab õhust endasse niiskust. Sel põhjusel tarvitatakse väävelhapet õhu kuivatamiseks kuivatamisaparaatides ehk eksikkatooris, panakse teda talvel akende vahele jne.



Joon. 61. Eksik-
kaator.

Kui pistame puupiiru väävelhappesse, piirg süsistub.

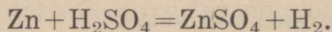
Valame peensuhkrule väävelhapet. Suhkur muutub söeks, segu läheb kuumaks, tõuseb kõrgemale ja võib ajada üle klaasi ääre (ettevaatust!).

Väävelhape imab endasse organilisest aimest vee elemendid (H_2 ja O) ja süsistab selle. Üldse mõjub väävelhape kõigile orgaanilistele aineile sööbivalt, seepärast peab temaga ümber käima ettevaatlikult. Väävelhappe mõju kesendab mõni alus (sooda, tinkpiiritus jne.).

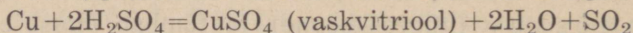
Lahja väävelhape lahustab peaaegu kõik metallid, kusjuures eraldub vesinik. Ta ei toimi vasele, elavhõbedale, pliile ja väärismetallidele (kuld, plaatina, hõbe). Kange kontsentreeritud väävelhape harilikus temperatuuris metallidele ei mõju. Keetmisel hakkab ta metalliga reageerima, aga teisiti kui lahja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

Väävelhape on tähtsamaid ja tarvilikumaid happeid. Tema tarvitamine töönduses on nõnda suur, et võiksime rahva tsivilisatsiooni ja jõukuse taset mõõta tarvitatava väävelhappe hulga. Tema abil saadakse teisi happeid, nagu lämmastikhapet, soolhapet ja mitmesuguseid sooli (soodat jne.). Lõhkeaineid (dünaamit, püroksüliin jt.), väetisaineid (superfosfaat jt.), kunstiidi ja palju teisi aineid valmistatakse väävelhappe abil. Õigusega võib väävelhapet nimetada „kemikaalide kunin-gannaks“.

Väävelhappe soolad ehk sulfaadid. Metallidega reageerides annab väävelhape sooli. Nõnda tekib Zn ja väävelhapest väävelhappu tsink ehk tsinkvitriool:



Vask annab väävelhappega vaskvitriooli ehk sinise silmakivi, peale selle tekib veel vesi ja väävlishapend:



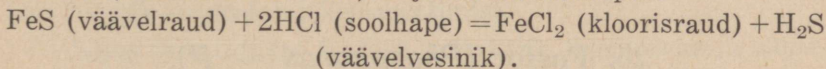
Rauaga annab väävelhape raudvitriooli $FeSO_4$, naatriumiga glaubrisoola Na_2SO_4 , magneesiumiga mõrussoola $MgSO_4$, kaltsiumiga kipsi $CaSO_4$.

Kui kuumutame sinist silmakivi katseklaasis, siis hakkab klaasist välja tulema veeauru ning sinine värvus kaob: sinine silmakivi sisaldab seega vett. Seepärast oleks õigem kirjutada silmakivi valem $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, kipsi valem $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, glauberisool $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

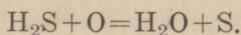
Ainega ühinenud vett kutsutakse k r i s t a l l v e e k s.

V ä ä v e l v e s i n i k. Kui juhtida kuiva vesinikku läbi toru, milles kuumutatakse väävlit, siis ühineb viimane vesinikuga mädamunalõhnaliseks gaasiks — v ä ä v e l v e s i n i k u k s H_2S .

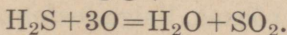
Väävelvesinikku võib saada, kui valada mõnele väävelmetallile, näit. väävelrauale, lahjendatud soolhapet:



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

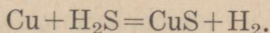


Õhus ta põleb sinaka leegiga, tekitades vee ja väävlõhpendi:



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 väävelvesiniku toimet muustaks tekkiva väävelvase tõttu:

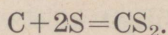


FeS , ZnS , Ag_2S ja teised on väävelvesiniku s o o l a d (s u l f i i d i d). Nad võivad tekkida ka otseselt väävli ja metalli ühinemisel.

Väävelvesinikku tarvitatakse reaktiivina metalle sisaldavate ainete a n a l ü ü s i m i s e l. Väävelmetalle määratakse nende värvuse järgi, ka nende lahustuse järgi vees ning happeis.

Väävelvesinik tekib orgaaniliste ainete (valkude) mädanemisel. Reovete, prügikastide jne. vastik lõhn on tingitud muu seas väävelvesinikust.

Väävelsüsinik. Kui väävli aurused lasta läbi hõõguvate süte, nõnda et õhk ei pääse nende juurde, tekib väävelsüsinik CS_2 :

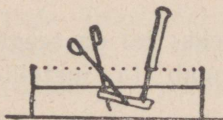


See on raske (erikaal 1,27) vastikulõhnaline vedelik. Ta lahustab hästi väävli, fosfori, halogeenid ja paljud orgaanilised ained (rasvad, õlid). Tema aurud süttivad kergesti põlema. Et CS_2 on mürgine, siis tarvitatakse teda muttide hävitamiseks, niisutades takkusi väävelsüsinikus ja asetades neid mutikäikudesse.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

26. 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 aga väävelsüsinikus ja õlides. Õhus ta hakkab suitsema ja hiilgab pimeduses. Kergel soojendamisel, löikamisel ja hõõrumisel süttib ta põlema. Valge fosfor on väga mürgine. Nahale sattudes tekitab ta seal haavandeid, mis ei taha paraneda. Seepärast peab fosforiga olema ettevaatlik. Teda hoitakse vees, lõigatakse vee all, kätega ei tohi teda puudutada.



Joon. 62. Fosfori
lõikamine vee
all.

Lahustame fosforit väävelsüsinikus. Kui valada seda lahust kurnpaberile, siis vedeliku aurudes süttib järelejäanud fosfor põlema juba toatemperatuuril.

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

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

Looduses leidub fosforit ainult ühendeis, näiteks fosforiidis jne. Fosforiühendeid leidub õige palju loomade ja taimede orga-

nismides, näit. kontides (kuni 60%), üdis ja ajus, ka protoplasmas.

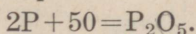
Fosfori saamiseks segatakse fosforiiti või apatiiti liiva ning koksiga ja taandatakse fosfor elekterahjus kõrges kuumuses.

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

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

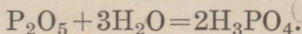
Sõjas tarvitatakse fosforit suitskatte tegemiseks ja süütepommides. Fosforpommi kustutab tugev veejuga; kuid vee ära aurates süttib fosfor uuesti. Kollast fosforit tarvitatakse rotimürgi valmistamiseks, mis on fosfori (vähe), searasva, mee, nisujahu, vee jt. ainete segu.

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



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

ortofosforhape ehk lihtsalt fosforhape, H_3PO_4 :



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

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

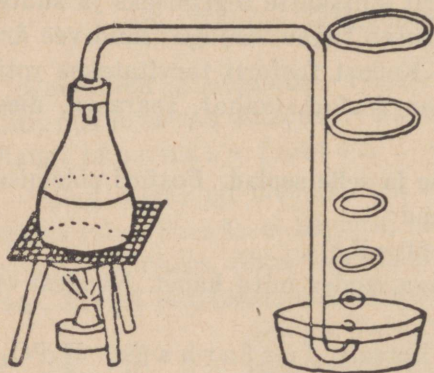
Taimed võtavad fosforit lahustuvate fosforhapude soolade näol mullast. Et fosforiit lahustub vähe, siis muudetakse ta väävelhappe abil vees lahustuvaks hapuks fosforhapuks lubjaks, mis on müügil superfosfaadi nime all. Viimane on hapu fosforhapu lubja $Ca(H_2PO_4)_2$ ja kipsi $CaSO_4$ segu. Superfosfaat on tähtsaim fosforit sisaldav kunstväetis.

Raua sulatamisel maakidest saadakse kõrvalainena toomasaahu, mis sisaldab lahustuvat fosforhappesoola ja tarvitatakse samuti väetiseks.

Õige palju fosforiühendeid sisaldavad laudasõnnik ja lindude väljaheide. Viimast leidub õige palju mõnel Vaikse ookeani saarel ja seda tarvitatakse väetisaineks guano nime all. Ka kondijahu on tähtis fosforit sisaldav väetisaine.

Loomad ja inimesed saavad fosforit taimtoitudest.

Fosfori- ja vesinikühendeist on tähtsaim värvitu mürgine vänge lõhnaga gaas fosforvesinik ehk fosfiin PH_3 . Tema tekib sööbenaatriumi ja kollase fosfori tükikese soojendamisel kolvis. Tekkiv gaas juhitakse vette.



Joon. 63.

Fosforvesiniku saamine.

Kui fosforvesinik tõuseb õhku, siis süttib ta iseenesest põlema.

Arvatavasti tekib fosforvesinik orgaaniliste ainete kõdumisel maapinnas, kust ta väljatungib ja siis õhus hapendub. juttude põhjuseks.

Fosforvesiniku helendav gaas kalmistuil ongi kõiksuguste tondi-

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

Neist on arseen rabe terashall metalse läikega aine, mida looduses leidub ühendeis. Arseen ja tema ühendid on väga mürgised. Ühendeist nimetame arseenhapendit As_2O_3 ehk nn. arseenikut, mida tarvitatakse hiirte, rottide ja parasiitide hävitamiseks. Arseenhapu pliiga pritsitakse viljapuid; arseenhapu kaltsiumiga ja Schweinfurdi rohelisega hävitatakse taimede parasiite. Realgar As_2S_2 (rubiinpunane) ja auripigment As_2S_3 (kuldkollane) on arseeni sisaldavad mürgised värvid. Mitmed sõjagaasid (näit levisiit) sisaldavad mürgist arseeni.

Antimon on vajalik lisand mitmes metallide sulamis, näit. tähemetallis.

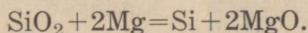
Antimon + p. fosf.
+ kloor

27. Räni (*Silicium* — *Si*).

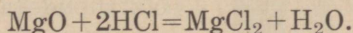
Nagu süsinik on orgaanilise looduse põhielement, on räni elutalooduse peaaaine. 26—27% maakera kindlast koorest moodustab räni. Looduses leidub teda ainult seotult. Lihtsaim neist ühendeist on ränihapend SiO_2 , mis esineb looduses kvartsina.

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

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



Põletatud magneesium annab soolhappega kloormagneesiumi:



Kloormagneesium lahustub vees, räni jääb lahustumata.

Reaktsioonis tekib veel gaasiline aine ränivesinik SiH_4 , mis hapest välja tungides süttib prigisedes põlema.

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

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

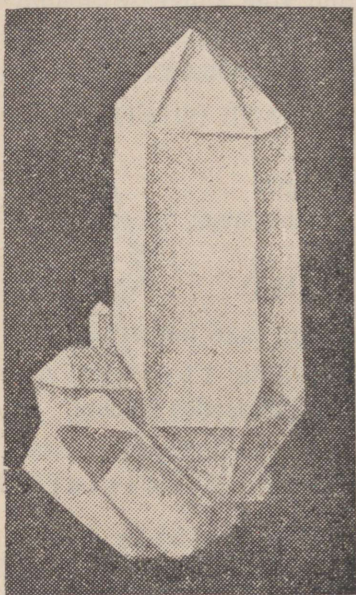
Mõned metallide sulamid sisaldavad räni, näit. happekindel malm sisaldab Si kuni 15%.

Ränihapend, kvarts ja selle teisendid. Tähtsaima räniihendina looduses esineb kvarts, SiO_2 . Kvartsi leidub mitmesuguseis kivimeis, nagu graniidis, gneisis, porfüüris jne. Mõnikord moodustab ta võimsad kvartsiidimassid. Liivakivi koos-

neb peamiselt kvartsiteradest. Kivimite murenedes tekib kvartsist kruus, sõmer ja liiv.

Värvuselt on kvarts hallvalge, murrupind on tal rasvaselt läikiv, õhemad kohad lasevad valgust läbi. Kvarts kriimustab klaasi, ta kõvadus on 7, erikaal 2,65. Happeist lahustab teda ainult fluorvesinik. Kui hõõrume pimedas kaht kvartsitükki teineteise vastu, siis hakkavad nad helendama, ka tunneme oma pärast lõhna.

Kvarts esineb sagedasti kristallidena. Viimastel on kuuetaahuliste prismade kuju, mille otstele on asetatud kuuetaahulised püramiidid. Neis kristalles



Joon. 64. Mäekristallid.

võib pikuti tõmmata ühe piki-
telje ning sellele risti kolm lühe-
mat võrdse pikkusega telge;
viimased lõikuvad üksteisega
 60° nurgi. Säärased kristallid
kuuluvad heksagonaalsesse
süsteemi. Kvartsikristalli
prismatahud on kaetud
põiktriipudega, püramiidi tahud
on siledad. Kristallide tahud on
harva korrapäraselt välja arene-
nud, enamasti on üks suurem,
teine väiksem. Mõnikord aset-
seb hulk kristalle üksteise kõr-
val ühisel alusel, moodustades
kristallkobarat ehk
druusi.

Puhtaim ja täiesti selge
ning läbipaistev liige kvartsipe-
rekonnas on mäekristall.

Ta läbipaistvus on mõnikord nõnda täielik, et ta sarnaneb puhtaima jääga. Vanad kreeklased olidki sel arvamusel, et mäekristall on jää, mis kestva külma tagajärjel on muutunud kõvaks ja sulamatuks. 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, suitsstopaas suitsuvärviline jne. Kõiki neid kive tarvitatakse ehetena, poolväärisividena.

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

Amorfseist ränikividest on nimetamisväärt sarvikivi, jaspis ja tulekivi. Viimast tarvitati vanasti ühes taelaga tulesüütamiseks, kui tuletikke veel ei osatud valmistada. Kiviaja inimene tegi tast sõja- ja tööriistu, kirveid, nuge, oda-
sid 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 ahhaat.

Veega enamal või vähemal määral on ränihapend ühinenud opaalis, mille liikidest nimetame piimvalget vikerkaarelaikega väärisopaaali, tuliopaaali ja teisi.

Ränihapendit leidub ka taime ja looma kehas. Nõnda sisaldab linnusulgede tuhk kuni 75% 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 SiO_2 sisaldusest. Ränivetikate karbid koosnevad SiO_2 -st. Mõnes kohas (Eestis Narva jõe alamjooksul) on ränivetikaist tekkinud paksud diatomiidi ehk kiiselguuri lademed.

Kvartsi sulatamisel kõrges kuumuses saadakse kvartsklaas, mis on tulekindel ja vastupidav temperatuurimuutustele (sulab $1700^\circ\text{—}2000^\circ\text{C}$ temperatuuril). Punase hõogeni kuumendatud kvartsklaas jääb külma vette pistetult terveks.

Ränihape. Kuumutades peenekshõõrutud liiva ja mõne aluse (sööbenaatriumi, sööbekaaliumi, sooda või botasi) segu ühes vähese veega raskestisulavas katseklaasis, saame paksu, veniva, vees lahustuva massi, mida nimetatakse vesiklaasiks:

SiO_2 (liiv) + 2NaOH (sööbenaatrium) = Na_2SiO_3 (naatrium-vesiklaas) + H_2O

või $\text{SiO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$

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

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

Mõjutades vesiklaasi soolhappega eraldub süldisarnane aine metaränihape:

$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3$ (ränihape).

Ränihappeid on mitu, neist tuntuimad on H_4SiO_4 — orto-ränihape ja H_2SiO_3 — metaränihape.

Kuumutades ränihapet kaotab viimane vee ja muutub SiO_2 -ks.

Ränihappe sooli nimetatakse silikaatideks.

Vesiklaas on kunstlikult saadud naatrium- või kaalium-silikaat.

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

28. Klaas.

Tähtsaim kunstlik silikaat on klaas.

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

Segu sulatatakse tulekindlais tiigleis klaasisulatamise ahjudes 1300° — 1500° temperatuuril vedelaks.

Sulamassist puhutakse, pressitakse, valatakse või venitatakse kõiksuguseid klaasesemeid. Varemini puhuti klaasi suuga, nüüd toimub see ka masinate abil. Valmispuhutud klaas kuumutatakse uuesti ahjus ja lastakse seal

pikkamööda jahtuda. Säärane karastatud klaas on temperatuuri-muutustele palju vastupidavam. Aknaklaasi valmistamisel puhutakse välja algul suur silinder, selle otsad eraldatakse, silinder lõigatakse pikuti lõhki ja tasandatakse kuumas ahjus raud-roobiga siledaks. Uuemat ajal valmistatakse aknaklaasi poolvedela klaasmassi venitamise ja selle valtsimise teel. Paksemaid klaasnõusid valmistatakse pressimise teel vastavais vormides. Klaastorusid ja -pulgakesi valmistatakse venitamise teel. Paksu vaateakna-, peegli- jne. klaasi saadakse sulaklaasi valamise teel metall-laudadele.

Harilik ehk naatron lubiklaas sulab kergesti.



Joon. 65. Klaasitehases.

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

Kui naatron- või kaaliklikaasi segus võtta lubjapao asemel pliiühendit (näit. menningit Pb_3O_4), siis saadakse naatron- või kaaliplii- ehk kristallklaas. See klaas on ilusa

läikega, hästi valgust-murdev, raske, kuid madala sulamistemperatuuriga ja väikese kõvadusega.

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

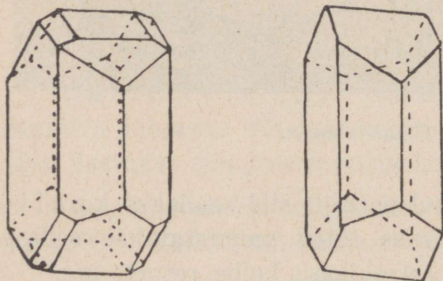
Värvilise klaasi saamiseks lisatakse klaasisegusse metallhapendeid. Harilik rohekas pudeliklaasi värvus on tingitud raudhapendist, mida sisaldab liiv. Kroomhapend värvib klaasi rohelisteks, koobalthapend siniseks, vaskhapend punaseks jne. Piimjas klaas sisaldab kondituhka või fosforiiti.

Kui keedame peent klaasipulbrit mõni aeg veega, siis omandab vesi alusese reaktsiooni (fenooltaleiin värvub punaseks). Kuum vesi lahustab seega veidi klaasi.

29. Silikaadid looduses.

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

Viimaste hulka kuulub esmalt kaaliumpõldpagu ehk ortoklass. See on pärilmutriläikega läbivalendav või läbi-paistmatu, harva värvitu, enamasti lihakarva punane, kollakas, hall või valkjas mineraal, mille kõvadus on 6, erikaal 2,5. Tema kristallid kujutavad enamasti lühikesi, jämedaid sambakesi, mis sageli kasvavad kokku kaksikuiks. Ortoklassi kristallid kuuluvad monokliinseesse süsteemi. Koostiselt on ta kaaliumalumiiniumsilikaat.



Joon. 66. Ortoklassi kristallid.

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

Naatriumpõldpagu ehk albiit on enamasti piim-valge. Kristallid on tal palju väiksemad kui ortoklassil ja omavad kolm ühesuurst telge, mis lõikuvad kaldnurgaga. Sää-rased kristallid kuuluvad tri-kliinseesse süsteemi.

Anortiit on albiidisarnane, kuid sisaldab naatriumi asemel kaltsiumi.

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

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

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 teda 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 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 kühnuga kriimustada.

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

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

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

Vilkkiviga sugulane on talk ehk rasvkivi, mis esineb heleda, roheka või kollakasvalge massina. 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 (amfibool) on kaltsium-, magneesium- ja raudsilikaat, mis sisaldab sagedasti veel alumiiniumi. Tema kristallid esinevad lühikeste sambakestena ja kuuluvad monokliinsesse süsteemi. Sagedasti omab küünekiviteralist, sömeralist, kiulist ja varrelist ehitust. Värvuselt on ta must, rohekas, hall, mõnikord isegi valge.

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

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

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

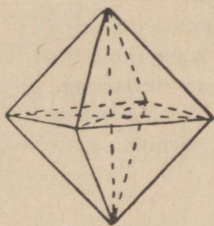
Ilusaid selgeid eksemplare kutsutakse värisgranaatideks; neid tarvitatakse ehtekividena.

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

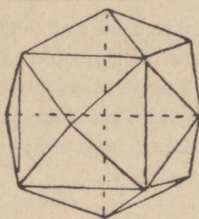
Boori sisaldavaist silikaatidest nimetame turlualiini, mida tarvitatakse optikariistades mineraalide uurimisel. Värvuselt on ta enamasti must.

30. Mineraalide kristallivormid.

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



Joon. 67. Oktaeder.



Joon. 68. Püramidaalne kuup.

Kristallivormide teadust nimetatakse kristallograafiaks.

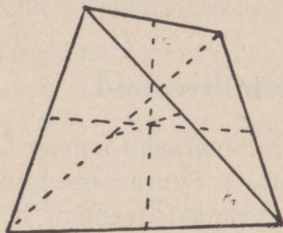
Kristallivorme on väga palju. Kõik nad liigitatakse kuude rühma ehk kristallisüsteemi.

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

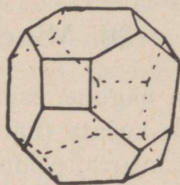
Esimest kristallisüsteemi nimetatakse korrapäraseks ehk regulaarseks süsteemiks. Siia kuuluvail kristallidel on kolm võrdse pikkusega telge, mis lõikuvad üksteisega täisnurgi. Keedusoola, püriidi, maarjase, magnetiidi, galeniidi, granaadi, teemandi ja teiste kristallid kuuluvad sellesse süsteemi.

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.

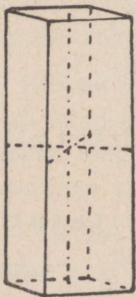


Joon. 69. Tetraeeder.

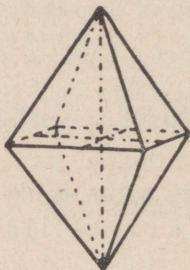


Joon. 70. Oktaeedri ja kuubi kombinatsioon.

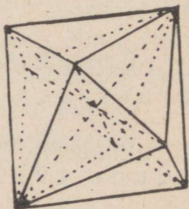
Kuuekülgssesse ehk heksagonaalsesse süsteemi kuuluvail kristallidel on neli telge; neist kolm (abiteljed), pikkuselt võrdsed, asetsevad ühel tasapinnal ja lõikuvad üksteisega 60° nurgi, neljas (peatelg) on esimestest pikem või lühem ja on nendega risti. Siia kuuluvad näit. kvartsi, kaltsiidi, dolomiidi, korundi, hematidi, magnesiidi, sideriidi jt. kristallid.



Joon. 71. Ruut-prisma.



Joon. 72. Ruut-kaksikpüramiid.

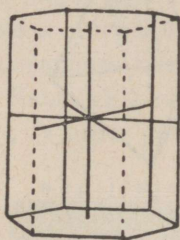


Joon. 73. Heksagonaalne kaksikpüramiid.

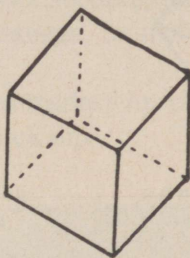
Kaldruudu- ehk rombibilisse süsteemi kuuluvail kristallidel on kolm isepikkusega telge, mis seisavad üksteisega risti. Rombilises süsteemis kristalluvad väävel, kaalisalpeeter, aragoniit, anhüdriit jt.

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

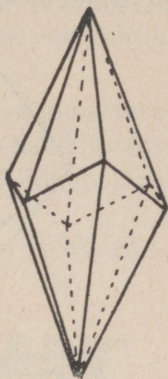
Trikliinsesse süsteemi kuuluvail kristallidel on kolm isepikkust telge, mis kõik asetsevad üksteisega kaldu. Siia kuuluvad näit. vaskvitriooli kristallid.



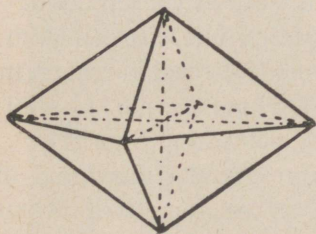
Joon. 74. Heksagonaalne prisma.



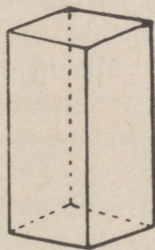
Joon. 75. Romboeeder (heksagonaalne süsteem).



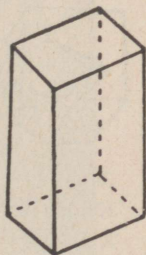
Joon. 76. Skalenoeeder (heksagonaalne süsteem).



Joon. 77. Romb-kaksikpüramiid



Joon. 78. Rombprisma.

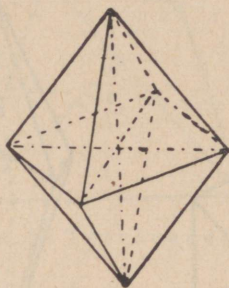


Joon. 79. Monokliinne prisma.

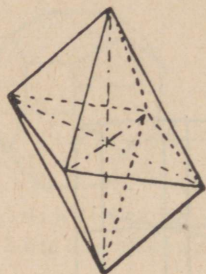
Kui tahud on kõik üksteise sarnased, siis on kristall lihtkujuline; kui aga tahud on üksteisest erinevad, siis on meil tegu lihtkujulise kristalliga ehk kombinatsiooniga.

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,

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

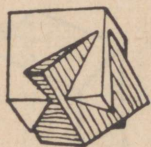


Joon. 80. Monokliinne
kaksikpüramiid.



Joon. 81. Trikliinne
kaksikpüramiid.

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



Joon. 82.
Kaksik-
kristall.

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

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

31. Saue- ehk keraamikatööstus.

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

Et anda sauasjadele ilusamat välimust ja teha neid vee-kindlaks, kaetakse nad vaabaga ehk glasuuriga.

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

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

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



Joon. 83. Portselanitööndus.

Portselanisaadakse kaoliinist; tema murd on klaasine, killud läbivalenduvad; kannatab kuumutamist $1400\text{--}1500^{\circ}\text{C}$.

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

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

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

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

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

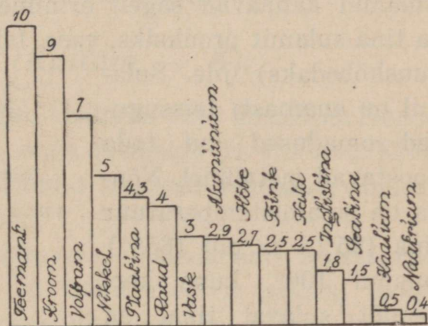
III. Metallid.

32. Metallidest üldse.

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

Metallid on head soojuse- ning elektrijuhid. Nad on taotavad ja venitatavad: vasaraga tagudes võib metallitükile anda soovitava kuju, teda võib valtsida plekiks ja venitada traadiks. Metallide kõvadust näitab joon. 84.

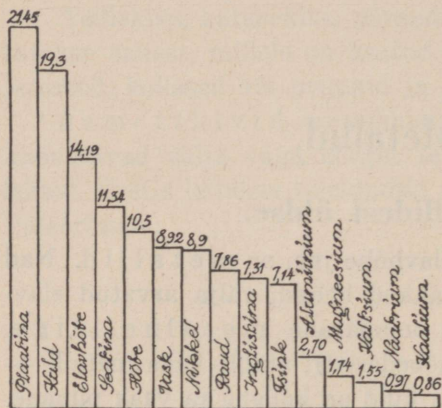
Erikaalu järgi jagatakse metallid kahte liiki: kergete metallide erikaal on alla 5, raskete metallide erikaal üle 5. Kergeist metallidest on tuntuimad: kaalium (erikaal 0,86), naatrium (0,97), kaltsium (1,56), magneesium (1,75) ja alumiinium (2,6). Raskeist metallidest on tuntuimad: tsink (7,15), tina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



Joon. 84. Metallide kõvaduse diagramm.

Kõige rohkem leidub looduses alumiiniumi (põldpagu, sau). Siis tulevad raud, mille ühendite suuri lademeid leidub mitmes kohas, kaltsium (lubjakivid), naatrium (keedusool,

põldpagu), kaalium (põldpagu, vilkkivi, kloorkaalium), magneesium (kloormagneesium, magnesiit, dolomiit) ja teised.

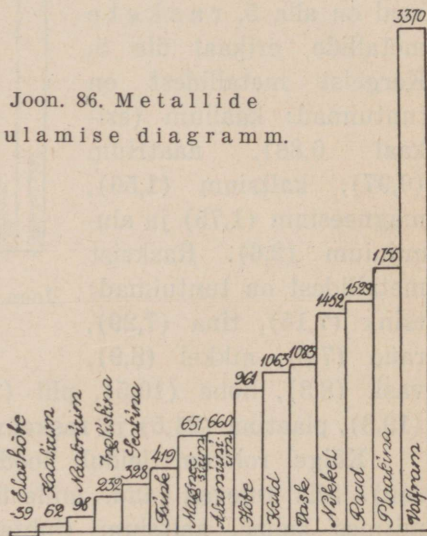


Joon. 85. Metallide erikaalu diagramm.

Üksikute metallide sulamistemperatuur on erinev. Vedelas olekus esineb elavhõbe, tema muutub tahkeks —39° C juures. Järgnevad kaalium ja naatrium. Tehnikas tarvitavad kergesti sulavad metallid on tina ja plii. Raskesti sulavad on nikkel, raud, plaatina jt. Kõrgeima sulamistemperatuuriga on volfram, mille niidikesi kasutatakse elekterhõõglampides.

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

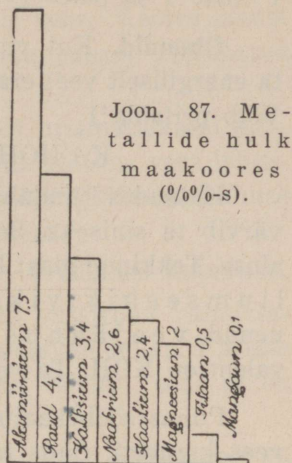
Joon. 86. Metallide sulamise diagramm.



Kõige kergemini (umbes 70° juures) sulab Woodisulam, mis koosneb 2 kaaluosast pliist, 2 osast tinast, 7—8 osast vismutist ja 1—2 osast kadmiiumist.

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

Looduses leiduvad e h e d a l t ainult mõned üksikud metallid (kuld, plaatina, hõbe, mõnikord ka vask, elavhõbe, raud, jt.). Suuremalt jaolt leiduvad metallid looduses ühendeis (hapendid, sulfiidid, karbonaadid jt.). Sääraseid metallide ühendeid kutsutakse m a a k i d e k s.



Kerged metallid.

33. Kaalium (*Kalium* — *K*).

Leidumine. Looduses leidub kaaliumi vaid ühendeis. Nende hulgas on esikohal silikaadid, 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 (sülviin, kainiit, karnalliit). Ka Prantsusmaa evib Elsassis suuri kaalisoolade tagavaru. Kaalisooladest on rikas Surnumerigi Palestiinas; selle tagavarad võivad rahuldada maailma nõudeid mitmeks sajandiks.

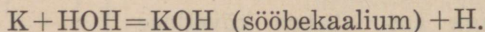
Puhast metalset kaaliumi saadakse elektrolüüsi teel tema ühendeist. Kui lasta elektrivool läbi kaalisoolade, eraldub katoodil metall kaalium.

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 ($+62,5^{\circ}$) ja põleb lilla leegiga.

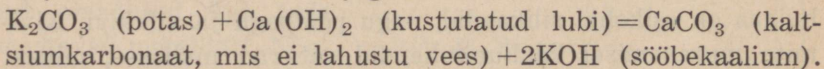
Ühendid. Kui visata tükike kaaliumi vette, siis lahutab ta energiliselt vee; eralduv vesinik süttib põlema. (Ettevaatust! Võib pritsida!)



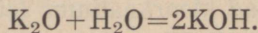
Katsudes tundub vesilahu libedana, punase lakmuspaberi värvib ta siniseks. Sellest järeldame, et kaalium annab veega aluse. Tekkinud alust kutsutakse *s ö ö b e k a a l i u m i k s*, *k a a l i u m s e e b i k i v i k s*. Sööbekaaliumis on metall kaalium ühinenud veejäänusega ehk hüdroksüüliga HO; ta valem on KOH. Ta vesilahus on tugevamaid leelisi.

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

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



Kaaliumi hapendumisest (põlemisest) tekkinud kaaliumhapend K_2O ühineb veega otseselt sööbekaaliumiks, ilma et vesinik eralduks:

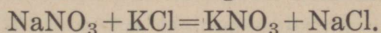


Soolad. Kloorkaaliumi leidub looduses mineraal sülviinina, ta kristallub läbipaistvais kuupides.

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 endisil ajul.

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.

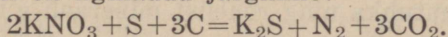
Kaaliumsalpeetri läbipaistvad (valged) prismataolised kristallid kuuluvad rombilisse kristallisüsteemi. Keevas vees lahustub kaaliumsalpeeter palju suuremal hulgal kui külmas. Lahuse jahtudes eraldub osa salpeetrit kristallidena.

Kõrges kuumuses laguneb salpeeter, eraldades hapnikku.

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

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

Reaktsioon on ligikaudu järgmine:



Tegelikult on reaktsioon palju keerulisem.

Musta püssirohu leiutajaks peetakse harilikult munk Bertold Schwarz'i a. 1320, kuid on selgunud, et püssirohi oli tuntud juba enne seda aega.

Potasit ehk kaaliumkarbonaati K_2CO_3 leidub peamiselt taimede tuhas. Viimasest saadigi potasit varem aegadel. Ka saadakse potasit kloorkaaliumist.

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

Potasit tarvitatakse kaaliumklaasi ja pehme rohelise seebi valmistamisel ja pesupesemisel.

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

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

Kloorhapu kaalium, ka kaaliumklooraat ehk Berthollet' sool KClO_3 on valge kristalne aine, mis kergesti lahustub vees.

Ta eraldab kergesti hapnikku, seepärast tarvitatakse teda hapniku saamiseks, lõhkeainete valmistamisel, arstiteaduses, rakettides, 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 kaaliumklo-raadi segu enneaegne plahvatamine. Seepärast on soovitatav kivilõhkumisel tarvitada vähemkardetavaid lõhkeaineid.

Kaaliumisoolad on tähtsaid kunstväetisaineid. Neist nimetame kainiiti ja 30%- ning 40%-list kaali-soola. Viimased on saadud loodusliku toore soola ümbertöö-tamisel. Ka puutuhka ning rohelist mineraali glaukoniiti, mis sisaldavad kaaliumi, võib tarvitada kaaliväetisena. Eestis leidub glaukoniiti Põhja-Eesti pankrannikul glaukoniitliivas (suurim kihi paksus Pakerordis 4,5 m) ja g.-lubjakivis (suu-rim paksus 3 m Narva-Jõaorus).

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

34. Naatrium (*Natrium* — *Na*).

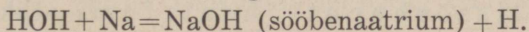
Leidumine. Naatriumi leidub looduses väga palju, kuid ainult seotult, enamasti kloriidi (keedusool), nitraadi (tšiili salpeeter), karbonaadi (sooda) ja sulfaadi kujul. Mereveest, mis sisaldab rikkalikult keedusoola, omandavad naatriumi mere-

taimed. Seepärast sisaldavad meretaimed naatriumisooli palju rohkem kui maataimed.

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

Omadused. Naatrium sarnaneb väliselt kaaliumiga. Ta on pehme hõbedase läikega metall, erikaaluga 0,973. Õhus hapendub ta kergesti ühinedes õhuniiskusega, seepärast hoitakse teda petrolis. Sulab $+95,6^{\circ}\text{C}$ temperatuuril, põleb kollase leegiga. Naatriumi soolad värvivad leegi kollaseks.

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



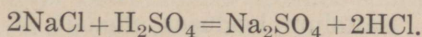
Sööbenaatrium ehk naatriumalus, naatriumvesihapend on valge kristalne aine, mis lahtiselt seistes imab endasse niiskust ja muutub vedelaks. Sööbenaatriumi abil keedetakse harilikku (kõva) seepi. Seepärast nimetatakse teda ka seebikiviks.

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 eelpool.

Lämmastikhaput naatriumi (NaNO_3) ehk naatriumsalpeetrit leidub suurte lademetena Tšiilis ja teda nimetatakse seepärast tšiili salpeetriks. Ta on looduses segatud teiste sooladega, peamiselt keedusoolaga (20—40%).

Tšiili salpeeter on tähtsaim põlluväetis, veel tarvitatakse teda lämmastikhappe ja selle soolade saamiseks.

Väävelhaput naatriumi ehk glaubrisoola Na_2SO_4 leidub mineraalallikais (Karlsbad, Marienbad), merevees ja lademetena. Kunstlikult saadakse teda kange väävelhappe toimet keedusoolale.



Tarvitatakse arstiteaduses ja klaasi valmistamisel.

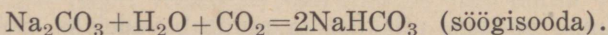
Söehapu naatrium ehk sooda $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ on keedusoola järel tähtsaim naatriumiühend. Teda leitakse sooda-

järvedes Mehhikos, Kaspia meres jne. Varemini saadi soodat meretaimede tuhost samal viisil nagu potasit maataimede tuhost. 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). Ta lahustub kergesti vees; lahusel on aluse omadused ja ta värvib punase lakmuspaberi siniseks.

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

Kahelissöehaput naatriumi ehk söögisoodat NaHCO_3 saadakse harilikust soodalahusest, küllastades seda söehappegaasiga:



Kuumutamisel kaotab söögisooda osa söehapet ja muutub harilikuks soodaks (pesusoodaks) Na_2CO_3 .

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

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

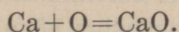
Ammoonium NH_4 . Kaaliumi ja naatriumiga on palju ühiseid omadusi ühevalentsel rühmal ammooniumil NH_4 . Iseisva vaba metallisarnase ainenä ammoonium ei esine. Ammooniumiühendeid õppisime tundma varemalt (vaata ammoniaaki lk 34).

35. Kaltsium (*Calcium* — *Ca*).

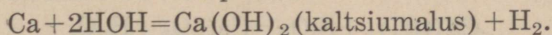
Leidumine. Kaltsium looduses ehedalt ei esine, küll aga leidub tema ühendeid väga suurel hulgal. Kaltsium on üks levinumaist metalletest: lubjakivi (paas, marmor, kriit) koosneb söehapust kaltsiumist, kips väävelhapust kaltsiumist, fosforii-

did sisaldavad fosforhaput kaltsiumi jne. Karges vees on kaltsiumisoolad lahustunud. Inimese, loomade ja taimede keha kõvad osad (toed) koosnevad kaltsiumisooladest.

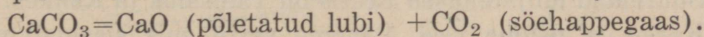
Saamine ja omadused. Puhast metalset kaltsiumi saadakse kloorkaltsiumist (CaCl_2) elektrolüüsi teel. Ta on valge hõbedane metall, erikaaluga 1,86. Kuivas õhus ta ei muutu, niiskes hapendub kiiresti. Kuumutades põleb ta heleda punakas-kollase leegiga valgeks kaltsiumhapendiks:



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



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



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

Lubjakivi lagumisel soojus neelub; see on endotermiline reaktsioon.

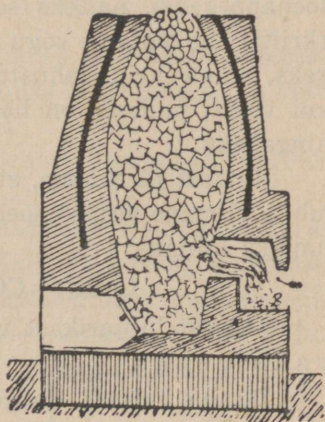
Kui valada kustutamata lubjale vett, siis tekib kõrge kuumus (kuni 450°C). Kustutamata lubi ühineb veega, ühtlasi kasvab ka tema ruumala. Saadud uus aine on kaltsiumalus ehk kustutatud lubi.

Reaktsioon on järgmine:

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

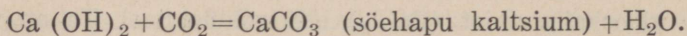
Põletatud lubja kustutamisel vabaneb soojus. See on eksotermiline reaktsioon.

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



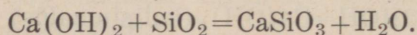
Joon. 88. Lubjaahi.

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



Lubi segatakse liiva ja veega krohviks, mida tarvatakse müüride ehitamisel kivide sideaineks. Liiva lisatakse seejärel, et krohv pärast kuivamisel ei praguneks. Aja jooksul ühineb lubi õhu söehappegaasiga kõvaks söehapuks kaltsiumiks (lubjakiviks) CaCO_3 , samuti nagu see aine tekib lubjaveest temast läbi ajades söehappegaasi.

Osalt ühineb kustutatud lubi liivaga kaltsiumsilikaadiks:

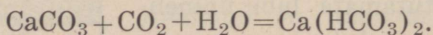


Pika aja vältel muutub krohv kõvaks kiviks ja seob ehituskivid kindlasti ühte.

Suuremad lubjatehased Eestis on Tamsalus ja Rakkes.

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. Niisamasuguse tagajärje saame, kui veešt, 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.

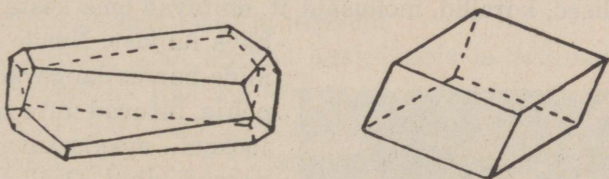
Jätame klaasi karge veega seisma või keedame teda. Nüüd läheb vesi uuesti sogaseks, sest hapu sool laguneb: vabanev söehappegaas eraldub õhku ning tekib lahustumatu CaCO_3 .

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 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.

Vee sattudes maapinnale eraldub söehappegaas, söehapu lubi sadestub ning vesi muutub pehmemaks. Jõgede ja järvede vesi on alati pehme.

Lahustame vees veidi seepi ja lisandame sinna mõnd lubjasoola. Kohe tekivad seebilahuses lahustumatud lubjaseebi räitsakad. Karge vesi ei kõlba pesemiseks, sest lahustumatut lubjaseepi ei saa kõrvaldada. Herned ei kee karges vees pehmeks, sest kaltsium ühineb hernes leiduvate ainetega lahustumatuks ühendeiks.



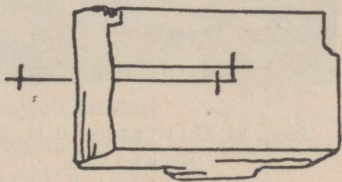
Joon. 89. Kaltsiidi kristallid.

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

Lubjakivid. Looduses esineb söehapu kaltsium mitmesuguste lubjakiviliikidena.

Lubjakivi kristalset kuju nimetatakse kaltsiidiks, mille erikaal on 2,6—2,8, kõvadus 3. Kaltsiidi heksagonaalsesse süsteemi kuuluvad kristallid omavad analoogiliselt kuubiga ehk heksaeedriga kuus tahku, kuid viimased omavad rombi kuju. Säärast vormi kristalli nimetatakse romboeedriks.

Mõnikord moodustavad kristallid kahekordsed kuuetahtlised püramiidid ehk nn. skalenoeedrid (joon. 76). Kristallid on sageli kaunis suured ja korralikud ning tihti läbipaistvad. Kaltsiidi kristallid ilmutavad kahekordset



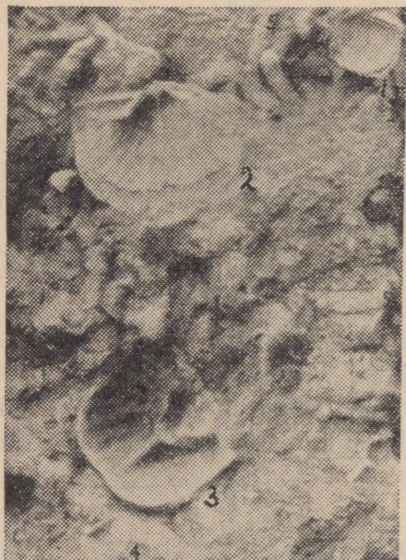
Joon. 90. Islandipao läbi paistab joon kahekordselt.

valguskiirte murdumist. Sel põhjusel paistavad asjad lubjapao läbi vaadatuna kahekordselt. Säärast kahekordselt valgust murdvat pagu tuntakse ka islandi paonime all.

Lubjakivi esineb vahel peeneteralise ehitusega ja teda kutsutakse siis marmoriks, mida on väga mitut värvust. Ka Eestis on mõned lubjakivimid tuntud marmori nime all — Kalana marmor Pajusi vallamaja lähedal, Saaremaa marmor ja Vasalemma marmor.

Põhja-Eesti aluspõhjaks on lubjapaekihid. Ka mujal leidub neid; suured mägede massid, nagu Balkani mäed, osalt Alpid jne., koosnevad lubjakivikihtidest.

Need kihid on tekkinud meres. Siin elutsevad organismid, üherakulised, korallid, molluskid jt. ehitavad oma kesta ja tugi-kava lubjast. Nende organismide surres langevad kestad põhja, liituvad ühte ja aegade jooksul moodustuvad neist paksud kihid. Osalt sadestub lubi mereveest peene mudana. Maakera sisejõudude tegevusel kerkib merepõhi ülespoole, tekivad mandrid mägede, mis aegade jooksul jällegi vee, õhu ja temperatuuri mõjul purustatakse ja tasandatakse.



Joon. 91. Kivistised (1, 2 ja 3) paekivis.

Lubjakivis võime sageli leida teda tekitanud organismide lubjastunud kivistsi. Vaadeldes kriidipulbrit mikroskoobi all näeme soodsal juhul, et ta koosneb üherakuliste foraminifeeride (kambriliste) karbikestest.

Lubja sadestumisel kargest veest tekivad mitmesugused teised lubjakivi liigid, nagu kobekivi ehk lubi-

tuff, maa-aluseis koopais purikataolised stalaktiidid (laest rippuvad) ja stalakmiidid (põrandal) jt.

Koostiselt on kaltsiidi sarnane aragoniit ehk allikakivi, mille kristallid kuuluvad rombilisest süsteemi. Tema kõvadus on 3,5, erikaal 2,8—3, seega kõrgem kui kaltsiidil.

Dolomiit on kaltsiumi ja magneesiumi kaksiksool $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$. Kristallub samas süsteemis mis kaltsiitki. Kõvadus 3,5—4. Värvuselt on ta valge, hall või pruunikas.

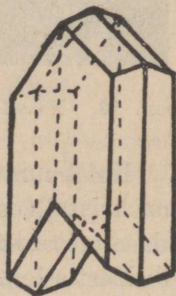
Lubjakivi on tähtsaim ehituskivi; kivihooned meie kodumaal on ehitatud peamiselt sellest materjalist. Lubjakivist põletatakse veel lupja, teda tarvitatakse tsemendi valmistamisel, klaasivabrikuis, raua sulatamisel maakidest jne. Marmorist raiutakse iluasju, huariste, mälestussambaid, kujusid jne., mõnikord ehitatakse tast losse ja kirikuid.

Dolomiit on laialt levinud Kesk-Eestis ja Saaremaal. Tuntud Saaremaa ehk Kaarma kivi on savikas dolomiit.

Kloorlubi CaOCl_2 . Kustutatud lubja ja kloori ühinemisel saadakse kloorlubi ehk pleeklubi. Ta on hall või kollakas niiske kloori lõhnaga pulber. Valguses ta laguneb, seepärast hoitakse teda pimeduses.

Hapete (sool-, väävel-, äädik- jne. happe) mõjul eraldub kloorlubjast kloor, mida tarvitatakse taimekiu (lina, puuvill, džuu jne.), paberi jne. valgendamiseks, ka desinfitseerimiseks.

Väävelhappu kaltsium, kaltsiumsulfaat $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ esineb looduses kipsina, mis sisaldab kristallvett. Puhtalt on kips värvitu ja läbipaistev, kuid lisandite tõttu võib ta olla hall, valge, kollakas, roosa. Läge on klaasine, lõhmumispinnal pärilmustrine. Kristallid kuuluvad monokliinsesse süsteemi. Nad on kaunis suured ja arenenud; sageli on nad liitunud kaksikuiks ja nelikuiks. Tihedat peenteralist kipsi kutsutakse alabastriks, millest tehakse mitmesuguseid iluasju. Läbipaistvat kristalset kipsi võib lõhestada väga õhukesteks lehtedeks, mispuhul teda kutsutakse maarklaasiks.

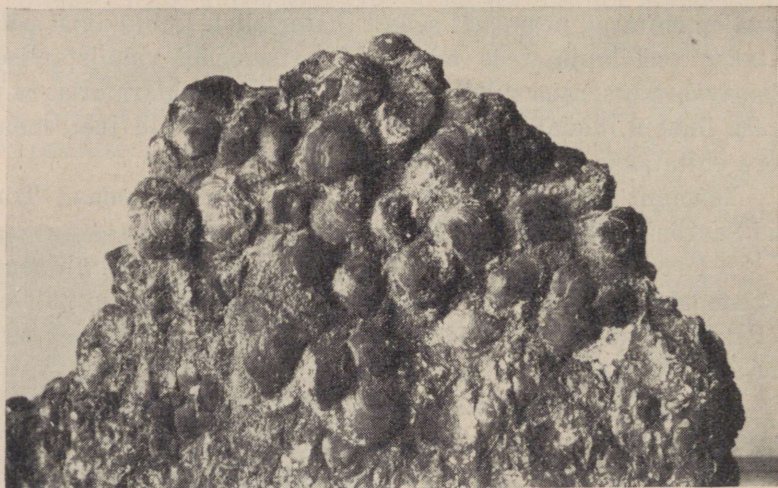


Joon. 92.
Kipsi
kaksik-
kristall.

Kipsi kõvadus on 1,5—2, teda võib küünega kriimustada; ta erikaal on 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, krohvimisel ja vormide valmistamisel.



Joon. 93. Fosforiidi tükk; näha obooluste karbikesed.

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 kipsi neis kohis, kus ta kipsisisaldavaist kihtidest läbi voolab.

Fosforhaput kaltsiumi, kaltsiumfosfaati $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ leidub looduses mineraalapatiidis, mille prisma-

ja tahvlitaolised kristallid kuuluvad heksagonaalsesse süsteemi. Ta omab klaasiläiget, on vesiselge või sagedamini rohekas või sinakas.

Lubja, savi ja liivaga segatud muldset kaltsiumfosfaati nimetatakse fosforiidiks. Ta on kollakas kuni pruunikas ja omab sageli kobaralist ehitust. Eestis murtakse teda maast välja ülgastes Jöelähtme kihelkonnas. Eesti fosforiit on tekkinud käsijalglaste ooboluste karbikestest.

Fosforhapu kaltsium on vajalik sool, mida taimed võtavad endasse mullast. Loomaorganism saab fosforhaput kaltsiumi taimedelt ja ehitab sellest üles luu. Luutuhk sisaldab umbes 80% seda soola.

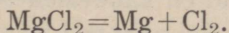
Et teha looduslikku fosforiiti vees lahustuvamaks, seega taimedele kättesaadavamaks, muudetakse ta väävelhappega superfosfaadiks, mis sisaldab lahustuvat haput kaltsiumfosfaati $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2]$. Superfosfaat on tähtsaim lupja ja fosforit sisaldav kunstväetis. Ka kondijahu tarvitatakse väetisena.

Kaltsiumkarbiit 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 magneesiumsilikaatides (talk, asbest, küünekivi), magnesiidis (MgCO_3), dolomiidis ($\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$), kloormagneesiumis (MgCl_2), karnalliidis ($\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl}$) ja teistes mineraalides. Merevesi omab kibedat maitset magneesiumisoolade tõttu. Taimede leheroheline ehk klorofüll sisaldab magneesiumi vajalise sisuosisena.

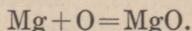
Saamine ja omadused. Magneesiumi saadakse sulatatud karnalliidist elektrolüüsi teel:



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

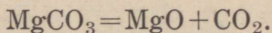
Tähtsaim magneesiumi sulam on elektronmetall, mis koosneb 90% magneesiumist, 10% tsingist ja vähesest alumiiniumi ning mangaani lisandist.

Magneesium põleb heleda leegiga valgeks magneesiumhapendiks (põletatud magneesiumiks). Seejuures vabaneb palju soojust (eksotermiline reaktsioon):

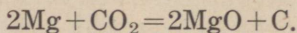


Heleda leegi tõttu tarvitatakse magneesiumi päevapildistamisel ja ilutulestikus.

Suuremal hulgal saadakse põletatud magneesiumi magneesiidi kuumutamisel:

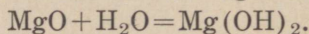


Magneesium põleb ka söehappegaasis, taandades seejuures süsiniku (lk. 57):



Veeaurus põledes taandab magneesium vesiniku.

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



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

Magneesiumi sooladest on tähtsaimad kloormagneesium MgCl_2 ja magneesiumsulfaat (inglise sool) $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Mõlemaid leitakse lahustunult merevees. Magneesiumsulfaati nimetatakse tema mõru maitse tõttu mõrusoolaks; tarvitatakse lahtistava vahendina.

Magneesiumkarbonaati (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.

37. Alumiinium (Aluminium Al).

Leidumine ja saamine. Metallide hulgast leidub looduses alumiiniumi kõige rohkem. Kivimeid moodustavad silikaadid ja nende murenemisest tekkinud savi ning muld sisaldavad alumiiniumi. Vääriskivid korund, rubiin, safiir on alumiiniumhapendid Al_2O_3 , mis lisandite tõttu on värvilised.

Alumiiniumi saadakse peamiselt boksiidist, mida esmalt leiti Prantsuse linna Beaux (loe „boo“) läheduses, nüüd aga leitakse ka Itaalias, Lõunaslaavias, Ameerikas ja Saksamaal. Boksiit muudetakse esmalt alumiiniumhapendiks Al_2O_3 . Alumiiniumi maagina kasutatakse edasi krüoliiti ($3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$), mis mineraali leitakse Gröönimaal.

Puhast alumiiniumi saadakse Heroult' elekterahjus, milles Al_2O_3 segatakse krüoliidiga. Elektrivoolu mõjul soolad laguvad ja alumiinium eraldub katoodi juures.

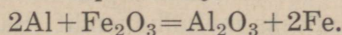
Alumiiniumi õpiti tundma võrdlemisi hiljuti. 1827. a. sai esimest korda puhast alumiiniumi kuulus keemik Wöhler.

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

Happeis ja aluseis (ka soodas) lahustub ta kergesti, mis piirab selle metalli tarvitamist.

Kui puhume alumiiniumipulbrit Bunseni põleti leeki, põleb ta heleda leegiga; seejuures vabaneb palju soojust.

Teiste metallide hapenditega segatult võtab alumiinium põledes neilt hapniku ja taandab teised metallid. Nõnda segatakse alumiiniumipulber (1 kaaluosa) raudhapendiga (3 kaaluosa). Kui süüdata põlema segu magneesiumilindiga, siis põleb alumiinium alumiiniumhapendiks ja taandab raua:



Eralduv kuumus on nõnda suur ($2000\text{—}3000^\circ \text{C}$), et raud sulab. Raudhappendi ja alumiiniumipulbri segu kutsutakse termiidiks; teda tarvitatakse rauaosade kokkujootmisel. Ka

täidetakse termiidiga süütepomme. Termiitpommi kest on tehtud kergest elektronmetallist, mis plahvatamisel sulab ja süttib põlema heleda leegiga. Veega ei saa termiitpommi kustutada, kuna siis võib tekkida plahvatus. Parimaks kustutusvahendiks on kuiv liiv.

Alumiinium tõrjub välja elavhõbeda tema ühendeist, eralduv elavhõbe lahustab alumiiniumi. Seepärast tuleb alumiiniumnõusid hoida elavhõbeda ja selle soolade eest.

Alumiiniumist valmistatakse köögiriistu, telefonitraate, masinate ja autode osi jne. Viimasel ajal tehakse alumiiniumist õhukest alumiiniumpaberit, mis asendab stanniooli (lk. 128).

Vasega sulandatult saadakse alumiiniumist teraskõva happe- ja alusekindel alumiiniumpronks, magneesiumiga (10—30%) magnaalum ja duralumiinium, mis sisaldab veel vaske ja mangaani. Viimasest valmistatakse lennukite ja autode keresid.

Alumiiniumi tarvitamine kasvab iga aastaga. Alumiiniumitoodang maailmas oli 1885. a. 13 tonni, 1900. a. 7000 tonni, 1913. a. — 65.000 tonni, 1935 a. — 260.000 tonni. Esikohal toodangu poolest seisavad P.-Ameerika Ühendriigid (40% maailmatoodangust).

Ühendid. Alumiiniumhapend Al_2O_3 ehk savimuld tekib alumiiniumi põlemisel. Looduses esineb ta mineraalkorundina, mis oma kõvaduse poolest (kõvadus 9) seisab teemandi järel. Korund kristallub heksagonaalsete sambakeskena, leidub ka peeneteralisena. Ta on värvitu või värviline klaasiläikega mineraal. Ta 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 (umbes 10 g) suuruses.

Tähtsamaid alumiiniumisooli on maarjas, mis on kas alumiinium- ja kaaliumsulfaat — kaaliummaarias

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ või alumiinium- ja ammooniumsulfaat — ammooniaarjaks $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ või teiste sulfaatide ühend alumiiniumsulfaadiga. Need soolad sisaldavad palju kristallvett. Katseklaasis kuumutades lahustub maarjas oma kristallvees. Maarjas lahustub raskesti külmas vees, kergesti keevas vees. Kui paneme küllastatud maarjalahuse seisma, siis eralduvad suured ilusad kristallid oktaeedritena. Hoides säärast kristalli niidi otsas uues kuumas maarjaga küllastatud lahuses, laskuvad lahuse jahtudes uued maarjaosad kristallile ja viimane kasvab ikka suuremaks.

Maarjast tarvitatakse riide värvimisel peitsiks (värvi kinnitamiseks), raagnaha parkimiseks (valgepark) ja arstimiks. Habemeajajad tarvitavad teda veresulgemisel „kivina“.

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

Ultramariin ehk sine on alumiinium- ja naatriumkaksisilikaat, mis on seotud väävelnaatriumiga. Varemini saadi teda sinisest lasuurkivist, nüüd aga valmistatakse teda kunstlikult kaoliini, sooda, söe ja väävli segu kuumutamisel. Ultramariini tarvitatakse seinapaberi värvimiseks, suhkru, pesu, paberi jne. sinetamiseks, et kaotada nende kollast värvust. Hapele ei pane ta vastu, nende toimet eritub väävelvesinik ning värvus kaob. Peale sinise on olemas rohelist, punast, valget jne. ultramariini.

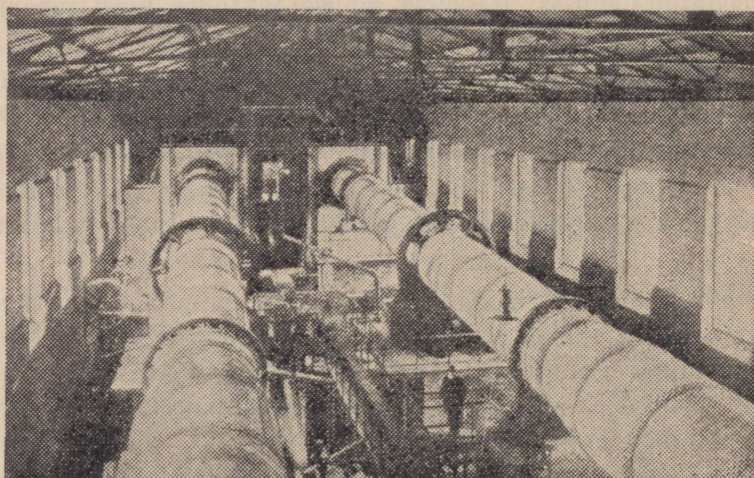
Tsement. Tsemendi tooraine on lubjakivi ja savi*). Mõlemad ained jahvatatakse peeneks, segatakse teineteisega ja veega nn. „lobriks“. Pikis pöörlevais toruahjudes põletatakse „lobri“ kõvaks klinkriks. Kunda tsemendivabrikus toimub põletamine põlevkivi pulbri abil, mida puhutakse toruahju; kõrgemal seisvast otsast juhitakse poolvedel mass ahju. Klinker jahvatatakse peeneks pulbriks, portland-tsementiks. Veega segatult tardub tsement mõne aja pärast kõvaks kehaks. Harilikult segatakse teda sõmera liivaga, kruusaga, kivi puruga. Säärast segu kutsutakse betooniks.

*) Savi on mittepuhast saad.

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**.

Eestis valmistatakse tsementi Kundas.



Joon. 94. Toruahi Kunda tsemendivabrikus.

R a s k e d m e t a l l i d .

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 klorofüllil tekkimiseks läheb tarvis samuti rauda. Mitmesuguseil põhjusil oletatakse, et maakera sisemus koosneb metallidest ja nimelt peamiselt rauast (90%) ja niklist (9%).

Rauamaagid. Rauaühendeist nimetame kõige enne h e m a -
tiiti ehk punast rauamaaki Fe_2O_3 (kuni 70% Fe),
mis oma mitmesuguse ehituse järgi kannab erinevaid nimetusi.
Selle maagi tunnuseks on, et kui temaga tõmmata mööda vaapa-
mata 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. Hematiidi pulbrit
tarvitatakse ka punase värvina.

M a g n e t i i t ehk m a g n e t - r a u a m a a k, Fe_3O_4 (kuni
72% Fe), saab oma nimetuse magnetilisest omadusest — tõm-
mata raudasju enda külge. Ta kristallid kuuluvad regulaarsesse
süsteemi (oktaeedrid) ja on värvuselt mustad. Temaga tõmma-
tud joon portselankausil on must. Mõnes kohas moodustab
magnetiit terved mäed, nagu Uuralis, Skandinaavias (Kiruna
ja Gällivara).

L i m o n i i t ehk p r u u n r a u a m a a k Fe_2O_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 kutsu-
takse s o o r a u a m a a g i k s. Siia kuulub ka kollane r a u a -
o o k e r, mida tarvitatakse värviks. Limoniit ei kristallu. Kõik
teised rauamaagid võivad muutuda vee mõjul limoniidiks.

Eestis leitakse ookrit suuremal hulgal Petserimaal Laura
juures.

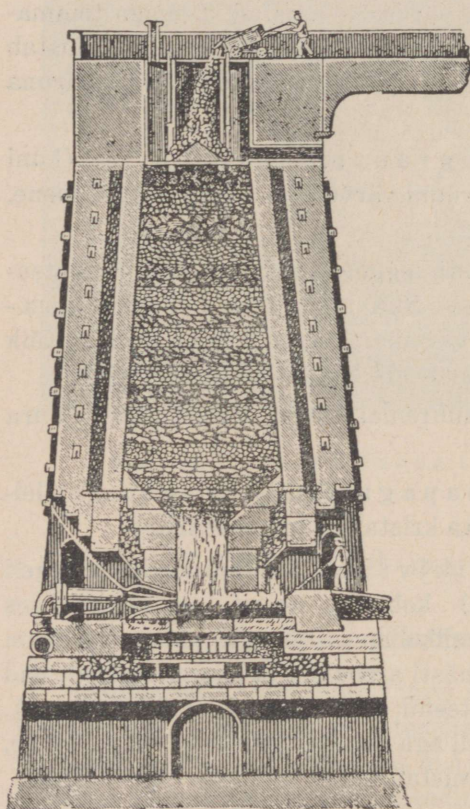
S i d e r i i t i ehk r a u a p a g u FeCO_3 (30—50% Fe) lei-
dub määratute massidena; ta kristallub romboeedrites.

P ü r i i t i ehk l e e p r i k i v i FeS_2 leidub looduses sageli
(ka Põhja-Eesti rannikul) kobara-, neeru- ja kerataolises
kujus. Värvuselt on ta hallkollane, temaga tõmmatud joon
rohekasmust. Kristallid on hästi arenenud ja kaunis suured; nad
kuuluvad regulaarsesse süsteemi (heksaeedrid, oktaeedrid jne).
Rauda püriidist ei saada, küll aga tarvitatakse teda väävelhappe,
raudvitriooli ja maarja valmistamiseks.

M a r k a s i i t on niisamasuguse koostisega nagu püriit,
 FeS_2 , kuid erineb viimasest füüsikalistelt omadustelt. Ta on vär-
vuselt hallikas ja kristallub rombilises süsteemis; joon on
rohekashall.

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

Raua sulatamine maakidest toimub kõrgahjudes. Viimased on umbes 20—35 m kõrged ning ehitatud tulekindlast

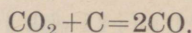


Joon. 95. Kõrgahju pikilõik.

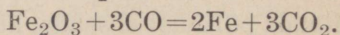
materjalist. Ültalt puistatakse kõrgahju sütt (enamasti koksi) vaheldumisi rauamaagiga nõnda kaua kui ahi on täis. Söed süüdatakse alt põlema ja puhutakse masinate abil vahetpidamata pressitud õhku juurde, et põlemine ei lakkaks.

Reaktsioonid, mis siin toimuvad, on järgmised:

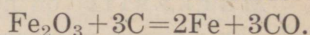
Põlev süsi tekitab söehappegaasi CO_2 , mis, tungides ülespoole läbi hõõguvate süte, muutub süsinikhapendiks:



Süsinikhapend, tungides läbi rauamaagi, taandab raua viimasest ja muutub CO_2 -ks:



Ka hõõguvad söed taandavad raua maakidest:



Kõrges kuumuses sulab raud, osa sütt lahustub sulametallis ja annab rauaga malmi; sulatajad ühinevad rauamaagis leidu-

vate lisanditega räbüks ehk šlakiks, mis 1400—1800° C kuumuses sulab ja ühes sulametalliga vajub ahju põhja. Raskem malm koguneb alla, selle peale jääb kergem räbu ehk šlakk. Aegajalt lastakse sulamalm allpool leiduva ava kaudu välja ning see voolab savirennide kaudu vormidesse. Räbu pääseb välja kõrge-malasetseva ava kaudu.

Põlevaid gaase kõrgahjust kasutatakse õhu soojendamiseks, mida pumbatakse kõrgahju või masinate kütteks.

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

Malm ehk toores raud sisaldab peale raua 2,3—5% C ning mõnikord veel mangaani, räni, fosforit ja väävlit. Kõrges temperatuuris ühineb raud süsinikuga. Järsul jahtumisel jääb ühendus püsima ning sel teel saadav malm on murrupinnalt valge ja teda nimetatakse valgeks malmiks. Ta on väga habras ja töötatakse seepärast ümber taotavaks rauaks.

Kui malm pikkamööda jahtub, lagub tekkinud karbiit ning süsi eraldub grafiidina rauaosade vahele. Säärast murrult halli malmi nimetatakse halliks malmiks.

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

Teras. Eemaldades malmist süsiniku ja muud lisandid saame raua ja terase.

Terases leidub süsinikku 0,5—2,3%, rauas alla 0,5%.

Teras sulab kergemini kui raud (1200—1400° C temperatuuril) ja on väga kõva. Terase kõvadust võib veel tõsta karastamisega. Selleks lastakse kuum teras äkitselt jahutada, teda paigutades külma vette või õlisse. Säärane karastatud teras on eriti 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 teras teist korda aetakse, võib saada teda mitmesuguses kõvaduses. Kuu-

mutatava terase pinna järgi võib otsustada, kui suur on tema temperatuur (ja sellega ühtlasi tema kõvadus) (220° — kollakas, 230° — õlgkollane, 255° — helepruun, 265° — pruunpunane, 275° — kirsspunane, 285° — helesinine, 295° — rukkilillsinine, 315° — tumesinine).

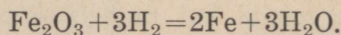
Terasesorte on väga palju. Süsiniku hulk ja muud lisandid terases annavad talle erilised omadused. Teras ja kroomi (kuni 15%) sulam on tuntud roostevaba terasena.

Taotav raud. Rauas on süsiniku % alla 0,5. Mida vähem on temas süsinikku, seda kõrgem on tema sulamistemperatuur (1400—1600°). Raud on vähem kõva kui teras; ta on taotav ja venitav. Temast võib saada plekki, traati, rööpaid jne.

Kahjulikud lisandid rauas on fosfor ja väävel; fosfor teeb raua murduvaks harilikus temperatuuris, väävel kuumendatud olekus.

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

Keemiliselt puhast rauda taandatakse raudhapendist vesinikuga:



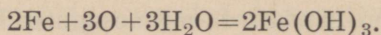
Sel teel saadud raud on must pulber, mis õhus süttib iseenesest põlema.

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

Terases jääb magnetism püsima.

Kuivas õhus rauapind ei muutu. Kuumutamisel tekib raua pinnal must tagi Fe_3O_4 , mis kaitseb rauda roostetamise eest.

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

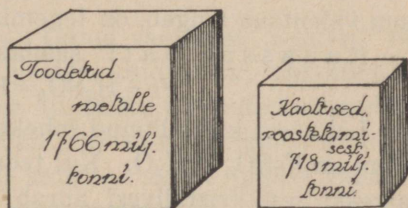


Roostetamise vastu kaetakse rauapind õlivärviga, vaabaga, asfaldiga, tsingiga, tinaga, kroomiga, nikliga jne. Läikivat rauapinda kaitstakse õlitamisega. Mõnikord tekitatakse rauapinnale kunstlikult tihe Fe_3O_4 -e kiht, mis takistab raua sügavat roostetamist. Säärane brünee rituud raud omab ilusat välimust.

Roostetamise tagajärjel läheb igal aastal määratu hulk metalli inimese käest kaduma. Sel põhjusel uuritakse kultuurimais üksikasjalikult roostetamisnähtust ja selle tingimusi, samuti püütakse leiutada otstarbekohaseid vahendeid rooste vastu võitlemiseks.

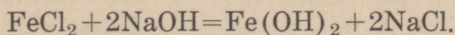
Rauaühendid. Raud esineb ühendeis kahel kujul: kahevalentse raua ühendeid nimetatakse rauas- ehk ferroühendiks, kolmevalentse raua ühendeid raud-ehkferriühendiks.

Hapendeid on seega kaks: FeO rauashapend ja Fe_2O_3 raudhapend. Fe_3O_4 peetakse FeO ja Fe_2O_3 ühendiks. Fe_2O_3 tarvitatakse värviksmuumia ja inglispunase nime all.



Joon. 96. Diagramm, mis näitab metallide kadu maailmas ajavahemikul 1890—1923 roostetamise tagajärjel.

Rauashapendile vastav alus tekib kloorisrauast sööbenaatriumi mõjul:

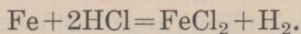


Rauashüdroksüüd $\text{Fe}(\text{OH})_2$ on algul valge, siis muutub rohelisteks ja lõpuks pruuniks $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

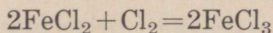
Klooriga annab raud kaks ühendit: kloorisraua, ka rauaskloriidi FeCl_2 , ja kloorraua ehk raudkloriidi FeCl_3 .

Kloorisrauda saadakse rauast, kui talle valatakse soolhapet, et kogu raud ei lahustuks. Vaba raua juuresolek takistab kloo-

risraua hapendumist õhu hapniku toimel. Ta esineb rohelise soolana:



Kloorraud FeCl_3 saadakse FeCl_2 -st, kui seda mõjustada kloorveega:

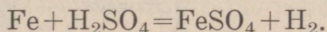


Kloorraud $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ on kollane kristalne sool, mida tarvitatakse riidevärvimisel, reovete puhastamiseks jne. Verevoolu sulgemiseks ninast immutatakse puhastatud puuvill kloorraua lahuse ja piirituse seguga. Saadud „rauavatt“ pannakse verejooksu puhul ninasse.

FeCl_2 muutumist FeCl_3 -ks nimetatakse keemias ka hapendumiseks, kuna raua valentsus siin tõuseb, kuigi ta siin hapnikuga ei ühine.

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

Rauaassulfaati saadakse rauast ja väävelhappest:



Lahusest kristallunud rohekashalli soola — raudvitriooli — valem on $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Kui teda kuumutada, siis muutub ta valgeks, sest kristallvesi aurab ära. Niisamasugune murene mine toimub ka õhu käes seistes.

Raudvitriooli tarvitatakse värvimisel, tindi valmistamisel, fotograafias ilmutajaks.

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

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

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

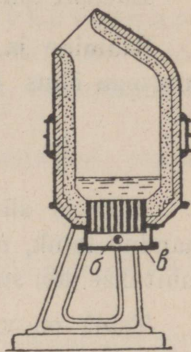
auklik, aukude kaudu puhutakse õhku läbi vedela malmi, milles nüüd põlevad lisandid ära. Kui konvertrist hakkab välja tulema pruuni gaasi, siis see on märgiks, et süsinik on lõppenud ja raud põleb.

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

Räbu jahvatatakse peeneks ja ta läheb müügile 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 soovitatavate omadustega teras või raud.



Joon. 97. Bessemeri pirn.

Raua bioloogiline tähtsus. Taimede rakkudes leiduvad klorofüllid terakesed rauda küll ei sisalda, kuid nende tekkimine on tingitud rauast. Kui eemaldame kunstlikult rauasoolad mullast või lahusest, milles taim kasvab, siis taim ei lähe roheliseks ega saa valmistada orgaanilisi aineid. Paarist tilgast raudkloriidist jätkub, et taim rohelistuks. Mullas leiab taim küllaldaselt rauda, 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.

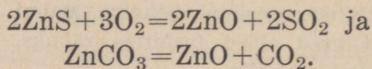
39. Tsink (*Zincum* — *Zn*).

Leidumine. Tähtsaim tsingimaak on tsingiläik ehk sfaleriit ZnS , mille kristallid kuuluvad regulaarsesse süsteemi. Värvuselt on ta lisandite tõttu muutlik — klaasisarnane

vaikpruun kuni must. Väiksema tähtsusega on galmei ehk tsingipagu ZnCO_3 .

Ehedalt tsinki looduses ei leidu.

Saamine ja omadused. Tsingimaagid muudetakse kuumutamisega õhus tsinkhappendiks:



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

Tsink on valge läikiv kristalse ehitusega metall. Tsingipulga koolutamisel võib kuulda rignat, 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 venitav, 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 see söehapu tsingi — ZnCO_3 — kihiga, mis kaitseb metalli sügavama hapendumise eest.

Tsink lahustub kergesti lahjades happeis, 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 20—34%).

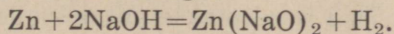
Tsingiühendid. Kuumutades tsinki õhus põleb ta roheka leegiga valgeks pulbriks tsinkhappendiks ZnO .

Tsinkhappendit saadakse ka ZnCO_3 kui ka ZnS põletamisel.

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.

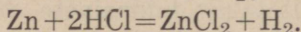
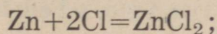
Tsingi lahustamisel väävelhappes saadakse väävelhapu tsink, tsinkvitriool $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Tarvitatakse riide-trükkimisel, arstimina (silmatilkadena), puu immutamiseks mädanemise vastu.

Tsink annab sooli 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:



Kloortsingi vesilahusel on hapu reaktsioon, kuna aluseselt nõrk metall on ühinenud aktiivse happese klooriga.

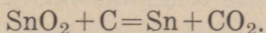
Kloortsinki tarvitatakse puu immutamiseks mädanemise ja seenetuse vastu, ka metallide jootmisel, sest ta lahustab kuumutamisel metallipinnal leiduva hapendi. Puhas metall ühineb kergesti jootmetalliga.

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

40. Tina (inglistina) (*Stannum* — *Sn*).

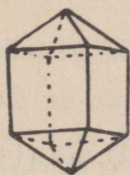
Leidumine ja saamine. Tina leidub looduses tinakivi ehk kassiteriidi SnO_2 kujul, mis peale tina sisaldab sageli veel rauda, arseenikut ja väävlit. Tinakivi on pruuni värvust, klaasise või rasvase läikega.

Tina saadakse tinakivist, kuumutades viimast sütega:



Omadused. Tina on hõbedase läikega metall, kristalse ehitusega. Painutades tinapulka võib kuulda riginat. Ta erikaal on 7,3. Sulab 232° temperatuuril. Harilikus temperatuuris on ta

venitativ; teda võib ümber töötada väga õhukeseks tinapaberiks ehk stanniooliks. 200° temperatuuril ta on nõnda pude, et teda võib muuta pulbriks. Madalas temperatuuris (alla -20°) laguneb ta halliks pulbriks, mille erikaal on 5,8. Säärast muundumist nimetatakse tina katkiks.



Joon. 98.
Tinakivi
kristall.

Harilikus temperatuuris tina õhus ei muutu; sulaolekus hapendub ta õhus aegamööda SnO_2 -ks.

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

Tina tarvitatakse mitmesuguste sulamite valmistamiseks (näit. pronks) ja jootmiseks. Temaga kaetakse raud- ja vasknõusid. Raudplekk kasteetakse sulasse tinamassi, milles ta kattub õhukesese tinakihi. Viimane kaitseb raua roostetamise eest (valge plekk).

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

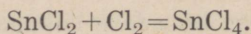
Tina oli tuntud juba vanal ajal. Foiniiklased said teda Inglismaalt (Cornwall), mis leiukoht oli tol ajal ainus. Sellepärast anti sellele metallile nimi inglise tina.

Ühendid. Tina võib olla nelja- ja kahevalentne. Kahevalentse tina ühendeid kutsutakse tinas- ehk stannioühendeiks, neljavalentse tina ühendeid tina- ehk stanniühendeiks.

Hapnikuga annab ta kaks ühendit: tinashapendi SnO ja tinahapendi SnO_2 . Viimane tekib tina põletamisel.

Lahustades tina soolhappes saame klooristina SnCl_2 . See on valge, vees kergesti lahustuv sool.

Kloortina ehk stannikloriid SnCl_4 on värvitu õhus suitsev vedelik, mis tekib kas tina ja kloori otsesel ühinemisel või klooristina ja kloori ühinemisel:



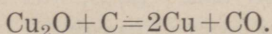
Tina nagu tsinkki annab sooli hapetega ja alustega, omades seega metalli kui ka metalloidi omadusi.

41. Vask (*Cuprum* — *Cu*).

Leidumine ja saamine. Vaske leidub ehedalt kõige rohkem Põhja-Ameerikas suurte järvede piirkonnas, eriti Ülemjärve läheduses, vaske sisaldavais kivimeis teradena ja isegi suurte massidena (kuni 500 tuh. kg). Ka leidub teda kristallunult korrapäraste heksaeedritena ja oktaeedritena. Ühes vasemaa-kidega leitakse ka mujal vaske ehedalt, sest ta taandub võrdlemisi kergesti ühendeist.

Vasemaagid on järgmised: punane kuni tumepruun kupriit Cu_2O ; vaseläik ehk kalkosiin Cu_2S ; kuld-kollane kalkopüriit CuFeS_2 , mis erineb FeS_2 -st seega, et ta omab pinnal sinilillasid laiuke, 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 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 vaskvitriooli vannis anoodiks; katoodiks on puhas vaskplekk, millele ta puhtalt sadestub.

Omadused. Vask on punane, läikiv, väga taotav ja venitatav metall. Erikaal 8,9, sulab 1080° 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 pinnale alusene söehapu vask $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$, nõndanimetatud paatina. Paatinat leidub vanadel vaskkujudel ja -katustel; uued pronkskujud kaetakse paatinaga kunstlikult. Happeis vask

lahustub, tekitades mürgiseid sooli. Sel põhjusel kaetakse seestpoolt vasknõud tinaga või nikliga. Vask on väga hea soojuste ja elektri juht. Seepärast tehakse vasest elektri juhtmeid, 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 tina sulamid mitmesuguses vahekorras. Fosforpronks sisaldab peale Cu ja Sn veel fosforit; suure kõvaduse tõttu valmistatakse temast völli laagreid. Alumiiniumpronks sisaldab alumiiniumi jne.

Pronks oli esimesi metallide sulameid, mida inimene õppis tundma. Temast valmistati kõikisugu tarbeasju, sõja- ja tööriistu, nõusid, kujusid jne. Inimkonna kultuuriloos järgneb kiviajale pronksiaeg. Raua leiutamise järel asendati pronks rauaga: pronksiajale järgnes raua aeg.

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

Vaseühendid. Vask esineb kahesuguse valentsiga: vase- ehk kuproühendites on vask ühevalentne, vask- ehk kupriühendites kahevalentne element.

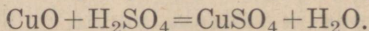
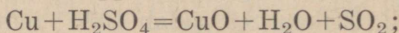
Hapnikuga annab vask kaks hapendit:

Vaseshapend Cu_2O on pruun aine, mida leidub looduses punase vasemaagina; vaskhapend CuO on must pulber, mis tekib vase kuumutamisel õhu käes.



Joon. 99.
Sinise sil-
makivi
kristall.

Väävelhappu vask, vasksulfaat (vaskvitriool) 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 SO_2 .

Vaskvitriool lahustub kergesti kuumas vees. Kuumast küllastatud lahusest kristallub ta suurte siniste kristallidena, mis kuuluvad trikliinse süsteemi (kõik kolm telge on üksteisega kaldu). Valides välja suurima

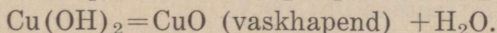
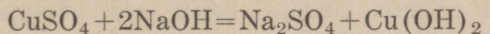
kristalli ja paigutades teda niidi otsas uude küllastatud lahusesse, võib kristalli suuremaks kasvatada.

Kuumutades silmakivi 250°-ni, kaotab ta täiesti kristallvee ja muutub valgeks. Veega kokku puutudes muutub ta uuesti siniseks.

Vaskvitriooli tarvitatakse metallide vasetamiseks; tema ja kustutatud lubja vesilahusega (bordoovedelik) pritsitakse viljapuid, et hävitada kahjureid, temaga immutatakse puid mädanemise vastu jne.

Kõik vasesoolad on mürgised.

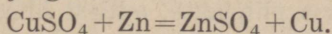
Valame vaskvitriooli lahusesse naatrium- või kaaliumalust ja soojendame segu. Algul saame sinaka *v a s k v e s i h a p e n d i* sademe, lõpuks muutub see *m u s t a k s h a p e n d i k s*:



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

Teeme sama katse tsingiga. Ka tsink tõrjub vase välja, tekitades ZnSO_4 ja Cu.

Reaktsioon on järgmine:



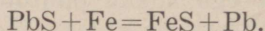
Üldse võivad metallid tõrjuda välja üksteist soolade lahustest. Alljärgnevas reas on metallid nii asetatud, et eelmine tõrjub välja kõik järgmised: Mg, Al, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

42. Plii (seatina) (*Plumbum* — *Pb*).

Leidumine. Looduses leidub plii ehk seatina harva ehedalt. Maakidest on tähtsaim *galeniit* ehk *pliiläik* *Pbs*, mida leitakse Saksamaal, Böömimaal, Inglismaal, Rootsis, Hispaanias, USA-s jne. Ka Eestis leitakse teda vähesel hulgal Viljandimaal Adavere lademes. Pliiläiku saadavad alati hõbeda- ja tsingiühendid. Ta on hallikas metalliläikega mineraal; tema kristallid kuuluvad regulaarsesse süsteemi. Pinnalt muutuvad pliiläigu

lademed muudeks pliühendeiks (karbonaadiks, sulfaadiks, fosfaadiks).

Saamine. Kuumutades pliiläiku rauaga tõrjub raud pliiühendist:



Omadused. Plii värske lõigupind on sinakas-valge. Õhus kattub ta varsti halli pliihappendi PbO kihiga, mis teda kaitseb edasise hapendumise eest. Erikaal on 11,37. Plii on nõnda pehme, et teda võib lõigata noaga ja kriimustada isegi küünega. Sel põhjusel tarvitati varemini pliipulki kirjutamiseks. Sulab 326° temperatuuril.

Sool- ja väävelhappes lahustub ta vähe, sest tema pinnal tekivad happeis lahustumatud soolad PbCl_2 ja PbSO_4 , mis kaitsevad metalli hapete edasise mõju eest. Lämmastikhappes lahustub plii nitraadiks $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

Plii on kahe- ja neljavalentne.

Tarvitamine. Pliist valmistatakse tema painduvuse tõttu veetorusid, elektrijuhtmete kesti jne. Suure erikaalu tõttu täidetakse pliiga esemeid, mis peavad olema rasked (näit. seinakellade pommid). Vastupaneku tõttu kemikaalidele kasutatakse teda keemiatööstuses (pliiakambrid, katlad, tiiglid). Akumulaatoreis tarvitatakse pliiplaate, millest ühed on kaetud PbO_2 , teised PbSO_4 -ga.

Plii sulamitest nimetame tähemetalli (Pb ja Sb), kerget jootmismetalli (Sn ja Pb) jt.

Ühendid. Õhus kuumutamisel ühineb plii hapnikuga kollaseks PbO , mida nimetatakse m a s s i k o o k s. Soojendatakse aga pliid sulamiseni, muutub ta punakaskollaseks s i l u k s.

Pliihapendit tarvitatakse maalrivärvi, kiti, plii klaasi (kristallklaas) ja saviriistade vaaba valmistamiseks. Linaseemneõli keedetakse pliihappendiga ja saadakse värnits. Rasvaga soojendades annab ta pliiplaastri. Pikemaajalisel kuumutamisel $300\text{—}400^\circ$ vahel muutub pliihappend punaseks m e n n i n g u k s Pb_3O_4 , mida tarvitatakse maalrivärvi.

Plii sooladest nimetame:

kloorpliid PbCl_2 , mida tarvitatakse tinutamisel;

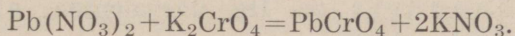
l ä m m a s t i k h a p u p l i i d $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, mida tarvitatakse ilutulestikus.

S ö e h a p u p l i i d PbCO_3 leidub looduses valge pliikivina.

A l u s e n e s ö e h a p u p l i i 2PbCO_3 . $\text{Pb}(\text{OH})_2$ on tuntud valge värvina pliivalge (seatinavalge) nime all. Katmisvõime poolest on pliivalge parimaid valgeid värve, kuid ta on mürgine ning läheb väävelvesiniku mõjul mustaks.

Ä ä d i k h a p u p l i i saadakse pliihapendi lahustamisel äädikahappes. Teda nimetatakse ka p l i i s u h k r u k s. Tarvitatakse arstiteaduses „pliivee“ nime all.

Mõjustades kaaliumkromaadiga K_2CrO_4 pliiisooli, saadakse ilus kollane värv p l i i k r o m a a t PbCrO_4 ehk k r o o m k o l l a n e:



Lisandades sellele soolale sööbekaaliumi saadakse k r o o m o r a n ž ($\text{PbCrO}_4 \cdot \text{PbO}$).

Pliiühendid on m ü r g i s e d. Kui toiduained nendega kokku puutuvad, võivad viimased sattuda toidusse ja põhjustada mürgitust. Seepärast püütakse asendada ilusaid pliivärve teiste kahjutute värvidega.

Pliitorud kõlbavad ainult karge vee tarvis, sest siis tekib plii pinnal vees leiduvatest sooladest pliikarbonaadi ja plii sulfaadi kiht, mis ei lahustu. Pehme vesi lahustab plii õhuhapniku abil pliaaluseks $\text{Pb}(\text{OH})_2$. Pehme vee tarvis pliitorud ei kõlba.

43. Elavhõbe (*Hydrargyrum* — *Hg*).

Leidumine. Elavhõbedat leitakse niihästi ehedalt tilkadena kui ka ühenduses väävliga k i n a v e r i n a (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 SO_2 -ks ning elavhõbe vabaneb, muutudes auruks, mis veeldub jahutajas.

Omadused. Elavhõbe on ainus metall, mis on vedel hari-likus temperatuuris. — 39,5 temperatuuril muutub ta tahkeks, 357° temperatuuril keeb ta. Erikaal on 13,6.

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

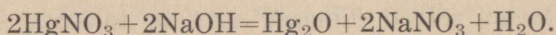
Metallid peale raua, nikli ja plaatina lahustuvad elavhõbedas, andes amalgaami. Tehniliselt on tähtsaim tinaamalgam, millega varemini hõbetati peegleid; praegusel ajal toimub see hõbedasoolade abil. Kuldamiseks tarvitati vanasti kulla-amalgami, nüüd toimub see aga elektrivoolu abil (galvaaniliselt).

Elavhõbedat tarvitatakse termomeetreis ja baromeetreis, elavhõbe-õhupumbas jne.

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

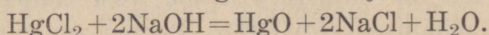
Elavhõbedashapendit Hg_2O saadakse kangete aluste toimel ühevalentse elavhõbedasoolist.

Näiteks:



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

Elavhõbehapendit HgO saadakse elavhõbedas kuumutamisel õhus veidi alla keemistemperatuuri. Ka saadakse teda elavhõbedasooladest kange aluse mõjul:



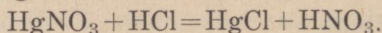
Ta on kollakaspunane pulber, mis suuremal kuumutamisel laguneb elavhõbedaks ja hapnikuks.

Elavhõbehapendit tarvitatakse arstimina, ka laevade värviks.

Elavhõbedas hapendumise abil tõestas Lavoisier teatavasti aine säilimisseadust.

Elavhõbedasnitraati HgNO_3 saadakse küllaldase hulga elavhõbedas lahustamisel lahjas lämmastikhappes.

Kui selle soola lahust mõjustada soolhappega, tekib valge lahustumatu sade elavhõbedaskloriid (merkurokloriid) ehk kalomel HgCl :



Kalomeli (veidi mürgine) tarvitatakse arstimina.

Elavhõbeda lahustamisel kuningvees (3 osa HCl ja 1 osa HNO_3) tekib sublimaat (merkurikloriid) HgCl_2 . See on valge kristalne vees lahustuv ja väga mürgine aine. Valkaine kalgestub sublimaadi mõjul. Tema vesilahust (2 osa sublimaati 1000 osa vee kohta) tarvitatakse desinfitseerimiseks. Ka immutatakse sublimaadilahusega puud mädanemise vastu. Valkudega annab sublimaat lahustumatu ühendi.

Väävli ja elavhõbeda ühinemisel saadakse punane värv väävel-elavhõbe ehk kunstlik kinaver HgS , mida tarvitatakse värviks.

44. Hõbe (*Argentum* — *Ag*).

Leidumine. Hõbedat leitakse looduses ehedalt karva- ja traadikujuliselt, ka kristalles (heksaeedrites). Ka leitakse teda maakidena. Viimaseist on tähtsaim hõbedaläik ehk argentiit AgS , mis peaaegu alati esineb üheskoos galeeniidiga PbS . Hõbedamaake leitakse Ameerikas (Mehhiko, ühendriigid, Peruu, Tšiili, Boliivia), Saksamaal, Venemaal jne.

Ehedat hõbedat eraldatakse teistest aineist elavhõbedaga, milles hõbe lahustub. Saadud amalgaamist aurutatakse välja elavhõbe.

Maakidest saamise viisid on kaunis keerulised.

Omadused. Hõbe on valge läikiv võrdlemisi pehme metall, erikaaluga 10,5, kristallub korrapäraseis oktaeedrites, sulab $960,5^\circ$ temperatuuril, paukgaasi leegis muutub siniseks auruks.

Hõbe on väga hea soojuse- ja elektrijuht (parem kui vask). Tema taotavus ja venitavus 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 Ag_2S . Kui hõbeasju ei hoita küllalt puhtatena, siis muutub nende pind tekkiva Ag_2S mõjul 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 väävlishõbedaga (oksüüditud hõbe).

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

Hõbe on ühevalentne metall.

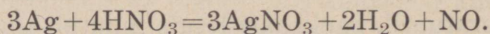
Tarvitamine. Hõbedat tarvitatakse enamasti sulandatud vasega. Hõbeda hulka sulamis, mis väljendatud tuhandendikes, kutsutakse prooviks. Sagedaim proov on 750—950, s. t. et sulami 1000 kaaluosa kohta tuleb 750—950 kaaluosa hõbedat.

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

Hõbedasooladega hõbetatakse peegleid; peegli läikepinna moodustab üliõhuke hõbedakiht.

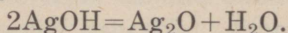
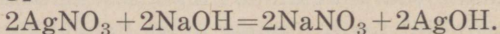
Peseme katseklaasi soodalahusega hästi puhtaks. Valame sinna natuke põrgukivilahust, millesse on tilgutatud paar tilka ammoniaakvesilahust, ja lisame juurde veidi kobarsuhkrulahust või formaliini. Segu soojendamisel taandub klaasile läikiv hõbedakiht (peegel).

Ühendid. Lahustades hõbedat lämmastikhappes saadakse hõbenitraat ehk põrgukivi AgNO_3 , mis esineb värvitute kristallidena:

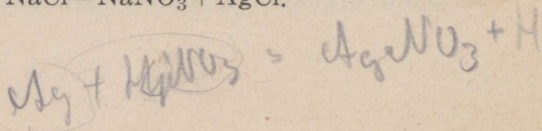
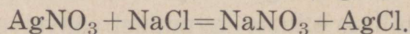


Teda tarvitatakse arstiteaduses soolatüügaste, kasvajate jne. põletamisel. Et ta valguses mustub hõbeda eraldumise tõttu, siis hoitakse teda tumedais pudeleis.

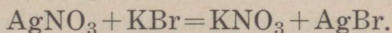
Valades põrgukivilahusele alust tekib must sade hõbehapend Ag_2O :



Valades põrgukivilahusele keedusoola või soolhapet saame valge lahustumatu kloorhõbeda (AgCl) sademe:



Valades põrgukivilahusele broomkaaliumi saame kollaka broomhõbeda (AgBr) sademe:



Joodisooladega annab põrgukivi kollase (AgJ) sademe.

Kõik hõbeda halogeensoolad on vees lahustumatud. Ammooniumvesihapend NH_4OH lahustab aga AgCl hästi, AgBr raskesti; AgJ-le ta ei mõju.

Naatriumtiosulfaadi ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) vesilahuses lahustuvad kõik hõbeda halogeensoolad.

Valguse käes muutuvad hõbeda halogeensoolad mustaks, kuna metalne hõbe eraldub. Punane valgus neile sooladele ei mõju.

Päevapildistamine. Leotame kuivatuspaberit pikemat aega 10% keedusoolalahuses, pärast kuivatame teda ja paneme ta nüüd esiküljega hõbedanitraadi lahusesse (pimedas kambris). Paberikiududele tekib nüüd kloorhõbe. Kui paneme nüüd paberi papitüki alla, millest tähed on välja lõigatud, ja hoiame ta valguse käes, siis eraldub valgustatud kohis hõbe hõbekloriidist ning need kohad lähevad mustaks. Pestes paberit naatriumtiosulfaadiga lahustub lagunemata hõbekloriid ning valgus enam paberile ei mõju. Säärasele paberile jäävad siis mustad tähed.

Niisamasugused keemilised reaktsioonid toimuvad ka päevapildistamisel ehk fotograafimisel.

Päevapildiplaat on kaetud valgustundliku hõbebromiidiga želatiinis. Plaadile juhitakse ülesvõtteaparaadi eesseinas asetseva kumera klaasi kaudu ülesvõetava eseme joonis. Valgustatud kohis broomhõbe laguneb, tumedais kohis jääb ta muutumatuks. Selle järel võetakse plaat pimedas toas (punases valguses) aparaadist ja asetatakse sääraste ainete (hüdrihinoon, 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 hõbebromiidi, kuna plaadile eraldunud hõbe jääb puutumata. Säärasele plaadile valgus enam ei mõju. Seda toimingut kutsutakse kinnitamiseks ehk fikseerimiseks.

rimiseks. 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 eeldalt 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 uhtmise teel sellekohaseis rennides, kus raskema erikaalu tõttu kuld vajub vees allapoole ja renni põhjal asetsevate põõnadega kinni peetakse; kergemad savi- ja liivaosad uhetakse veega ära.

Ka segatakse kullaliiv elavhõbedaga. Kuld lahustub elavhõbedas, tekitades amalgaami. Liiv kui kergem aine ujub elavhõbeda pinnal; teda kõrvaldatakse sealt mehaanilisel teel. Amalgaamist 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 mm, 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 kuningvesi ja kloorvesi, kusjuures tekib kuld-kloriid AuCl_3 .

Tarvitamine. Puhas kuld on tarvitamiseks liiga pehme. Seepärast sulandatakse teda hõbedaga 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 580—900.

Kulda tarvitatakse ka teiste metallide kuldamiseks.

Suurema osa riikide rahaühikute väärtus põhineb kullal.

Ühendid. Kuld annab kahesugused ühendid: kullasühenditeis (auroühendid) on ta ühevalentne, kuldühenditeis (auriühendid) kolmevalentne.

Kuldkloriidi AuCl_3 tarvitatakse fotograafias toonimiseks. Teda saadakse kulla lahustamisel kuningvees.

Lisades kuldkloriidi lahusele tinaskloriidi lahust, eraldub punane kuld purpur ehk kassiuspurpur, mida tarvitatakse klaasi ja portselani värvimiseks purpurpunaseks või roospunaseks. Kuldpurpuris on kullaosakesed 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 sõda 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°) ja erikaaluga 21,48. Õhus ta ei muutu. Happed talle ei mõju, välja arvatud

*) Nimi plaatina on tuletatud hispaaniakeelsest sõnast „plata“, mis tähendab hõbe.

kuningvesi ja kloorvesi. Viimastega annab ta kloorplaatina PtCl_4 .

Alused, kaaliumi- ja naatriumiühendid tsüaaniga ja väävliga, samuti rasked metallid (Pb, Sn jt.) mõjuvad sulaolekus plaatinale. Seepärast ei või neid aineid kuumutada plaatina-nõudes.

Plaatina esineb veel musta pulbrina, mida kutsutakse mustplaatinaaks, või kobeda massina — käsnplaatina.

Neid plaatina teisendeid tarvitatakse keemilistes reaktsioonides katalüsaatorina. Nõnda hapendub käsnplaatina mõjul väävlisshapend SO_2 väävelhapendiks SO_3 -ks; tilgutades viinpiiritust käsnplaatinale hapendub see äädikhappeks jne.

Tarvitamine. Kõrge sulamistemperatuuri ja happekindluse tõttu valmistatakse plaatinast kausikesi, tiigleid, plekki ja traati laboratooriumiotstarveteks. Veel vastupidavamad nõud tehakse plaatina ja plaatinaga sarnase metalli iriidiumi sulamist. Plaatinatraati tarvitatakse elektri-hõõglampides, kunstham-maste 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 H_2O , CaO , MgO , ZnO , HgO jne., sulfiidid: H_2S , CaS , MgS , ZnS , HgS , jne. Samuti moodustavad halogeenid (kloor, broom, jood, fluor) vesinikuga ja mitmete metallidega sarnaseid ühendeid. Halogeenide omadused sõltuvad nende aatomikaalust. Nõnda on fluor nõrgalt kollakasroheline gaas, tema aatomikaal 19; kloor kollakasroheline gaas, tema aatomikaal 35,46; broom tumepruun vedelik, tema aaurud tumepruunid, aatomikaal 79,9; jood kindel kristalne aine, tumedat värvust, aaurud 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 kerge elemendi 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 perioodiselt teatud elemendini ja korduvad siis uuesti.

Kui kirjutada elementide perioodid üksteise alla nõnda, et ühiste omadustega elemendid seisavad kohakuti, siis on horisontaalseis ehk pöikriidades elemendid muutuvate omadustega, vertikaalseis ehk püstridades 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 ksenoon (X). Nende valentsus on null, kuna nad ei ühine ühegi teise ainega. Ka paigutatakse mõnikord null-püstrea elemendid kaheksanda sugukonna b-alamrühma.

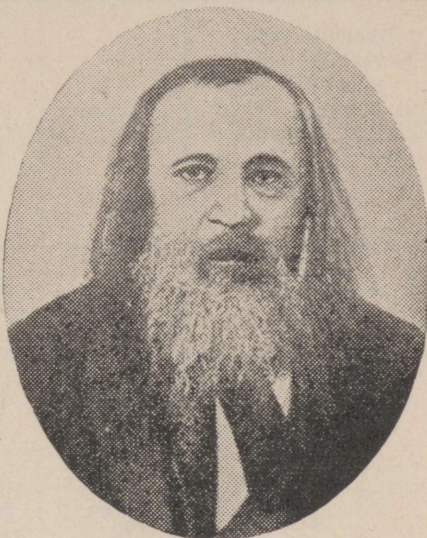
Teises püstreas või esimeses rühmas on alused ehk leelismetallid: naatrium, kaalium, vask (Cu), hõbe (Ag), kuld (Au) jt. Nende valentsus on üks. Ainult vask on hapniku ja halogeenide ühendes kahevalentne, kuld ühe- või kolmevalentne.

Teise rühma kuuluvad alused 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 ühendes ühevalentne.

Kolmandasse rühma kuuluvad muldmetallid; neist tähtsaim on alumiinium (Al); need elemendid on peamiselt kolmevalentsed.

Neljandasse rühma (süsiniku-räni rühm) kuuluvad süsinik (C), räni (Si), tina (Sn), plii (Pb) jt.; nad on peamiselt neljavalentsed.

Viienda rühma (lämmastiku-fosfori rühm) elementidel, nagu lämmastik (N), fosfor (P), arseen (As), antimon (Sb) jt., on suurim valentsus hapnikuühendes viis, vesinikuühendes aga kolm (näit. NH_3 , PH_3 jne.).



Joon. 100. Dmitri Mendelejev.

Elementide

R ü h m	0	I	II	III
Ühendite tüüp: 1) vesiniku v. halo- geeni (X) järgi: 2) hapniku järgi:		MX M ₂ O	MX ₂ MO	MX ₃ M ₂ O ₃
1.		(1) H 1,008		
2.	(2) He 4,00	(3) Li 6,94	(4) Be 9,02	(5) B 10,82
3.	(10) Ne 20,2	(11) Na 22,997	(12) Mg 24,32	(13) Al 26,97
4.	(18) Ar 39,94	(19) K 39,10 (29) Cu 63,57	(20) Ca 40,07 (30) Zn 65,38	(21) Sc 45,10 (31) Ga 69,72
5.	(36) Kr 82,9	(37) Rb 85,5 (47) Ag 107,88	(38) Sr 87,6 (48) Cd 112,4	(39) Y 88,9 (49) In 114,8
6.	(54) X 130,2	(55) Cs 132,8 (79) Au 197,2	(56) Ba 137,4 (80) Hg 200,61	(57) — (71) Haruldased mullad (81) Tl 204,4
7.	(86) Em 222	(87) —	(88) Ra 225,97	(89) Ac 227 ?

periodone süsteem.

IV	V	VI	VII	VIII
MX ₄ MO ₂	MX ₅ M ₂ O ₅	MX ₂ MO ₃	MX M ₂ O ₇	MO ₄
(6) C 12,00	(7) N 14,008	(8) O 16,000	(9) F 19,00	
(14) Si 28,06	(15) P 31,04	(16) S 32,07	(17) Cl 35,46	
(22) Ti 47,90 (32) Ge 72,60	(23) V 51,0 (33) As 74,96	(24) Cr 52,01 (34) Se 79,2	(25) Mn 54,93 (55) Br 79,92	(26) Fe (27) Co (28) Ni 55,84; 58,97; 58,69
(40) Zr 91,25 (50) Sn 118,7	(41) Nb 93,5 (56) Sb 121,76	(42) Mo 96,0 (52) Te 127,5	(43) Ma (53) J 126,92	(44) Ru (45) Rh (46) Pd 101,7 102,9 106,7
(72) Hf 178,6 (82) Pb 207,2	(73) Ta 181,5 (83) Bi 209,0	(74) W 184,0 (84) Po 210	(75) Re (85) —	(76) Os (77) Jr (78) Pt 190,9 193,1 195,2
(90) Th 232,1	(91) Pa 230	(92) U 238,2		

Kuuenda rühma elemendid (vääveli-hapniku rühm) hapnik (O), väävel (S), kroom (Cr) jt. on ühendis vesinikuga kahevalentsed, suurim valentsus hapnikuühenditeis 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. Cl_2O_7 .

Kaheksanda rühma elemendid raud (Fe), koobalt (Co), nikkel (Ni), plaatina (Pt) jt. ei ühine üldse vesinikuga; hapnikuga ühinedes on nende kõrgeim valents kaheksa.

Vesinikule (H) on raske leida süsteemis sündsata kohta. Sageli paigutatakse ta esimese rühma etteotsa.

Elementide perioodne süsteem liigitab elemendid nende omadusilt. Elementide füüsikaliste ja keemiliste omaduste tundma õppimine on seetõttu 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 tuntud veel metalle skandiumi (Sc), galliumi (Ga) ja germaaniumi (Ge), kuid Mendelejev ennustas juba nende metallide olemasolu ja nende omadusi. Alles mõni aasta hiljem avastati need metallid. Niisamasugune lugu oli ka hafniumi (Hf), masuuri (Ma) ja rheniumi (Rh) avastamisega.

IV. Kivimid.

50. Kivimeist üldse.

Mineraalide kogumikke, mis moodustavad maakerakindla koore, nimetatakse kivimeiks ehk kiviliikideks. Paas, graniit, sau, liiv jne. on kõik kivimid. Kui kivim koosneb ühest mineraalist, näit. kaltsiit, kips jne., siis on ta lihtkivim. Koosneb kivim aga mitmest mineraalist, on ta liitkivim, näit. graniit.

Kivimid jagatakse kolme rühma: 1) tard- ehk purske- (ka kristall-) kivimid, 2) setekivimid ja 3) moonekivimid.

Tard- ehk kristallkivimid on tekkinud sulamassi ehk magma jahtumisel, mis tungis välja maa sisemusest. Kui sulamass jahtus pikkamööda sügavamas maapõues, olles ülemiste kihtide, küllastunud gaaside ja auru rõhumise all, omandas tekkinud kivim kristallteralise struktuuri, nagu graniit, porfüür, süeniit jt. Kui aga sulamassi jahtumine toimus maapinnal ja kiiresti, kusjuures eraldusid gaasid ja aurud (veeaur, HCl , SO_2 , CO_4 , H_2S), siis omandas kivim klaasilise struktuuri, näit. basalt jt.

Setekivimid. Vee, õhu ja vahelduva temperatuuri mõjul tardkivimid 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 setekivimeiks. Ka organismid võtavad osa setekivimite tekkimisest. Lõpmatu arv organisme (juurjalglased, käsnad, korallid, teod, vetikad jne.) tarvitavad oma skelettide ja karpide ehitamiseks lupja ja räni. Organismide surma korral langevad

nende lubja- või ränirikkad kehaosad veekogu põhja, kus nad aegade jooksul moodustavad paksud lademed. Suurel rõhumisel liituvad need lademed pikkamisi kõvadeks kivimeiks. Maakera sisejõudude tagajärjel võib merepõhi kerkida, muutuda kuivaks ja tekitada isegi mägesid. Setekivimeis võime sageli leida nende moodustamisest osa võtnud organismide kivilinenud jäänuseid ehk kivistisi, mille järgi otsustatakse nende kivimite vanuse üle.

Setekivimeis on setted kas liitumata, näit. savi, liiv, kruus, turvas (irdkivimid), või liitunud ja kõvastunud, näit. lubjakivid, liivakivid, kiltkivid, kivisool, kips, põlevkivi jne.

Moonekivimid. Suure rõhumise, kõrge temperatuuri ja kuuma vee toimel muunduvad tard- kui ka setekivimid ja omandavad kihilise ehituse. Sääraseid kivimeid kutsutakse moonekivimeiks. Et moonekivimid on kristalsed ja ülekaalult kiltja ehitusega, siis nimetatakse neid ka kristalseiks kiltkivimeiks. Siia kuulub näit. gneiss ehk varesekivi, mis koosneb samadest mineraalidest, mis graniitki, kuid omab kihilist ehitust, marmor, vilkkilt jt.

Sisukord.

	Lk.
I. Sissejuhatus	3
1. Keha ja aine. Füüsikalised ja keemilised nähtused . . .	3
2. Mehaaniline segu ja keemiline ühend	3
3. Keemilised nähtused ehk reaktsioonid	5
4. Lihtained ja lihtained	6
II. Mittemetallid	8
5. Hapnik. Hapendumine. Osoon	8
6. Vesi. Vesinikülihapend	12
7. Vesinik.	18
8. Aine ehitus. Molekulid ja aatomid	23
9. Keemilised valemid ja võrrandid	25
10. Happend, alused, soolad. Indikaatorid	26
11. Lämmastik	29
12. Kloor	39
13. Sõjagaasid ja kaitsevahendid nende vastu	46
14. Jood	48
15. Broom	49
16. Fluor. Halogeenid	50
17. Süsinik	51
18. Põlemine. Leek. Süttimine. Hingamine	62
19. Süsiniku ringkäik looduses	65
20. Aine säilimine (jäävus) ja koostise püsivus	67
21. Avogadro hüpotees. Aatomikaal ja molekulikaal. Molekuli- ruumala	70
22. Elementide väärismetallid ehk valentsus	72
23. Stõhhiomeetrilised arvutused	73
24. Atmosfääri õhk	74
25. Väävel	75
26. Fosfor	82
27. Ränik	85
28. Klaas	88
29. Silikaadid looduses	90

	Lk.
30. Mineraalide kristallivormid	93
31. Saue- ehk keraamikatööndus	96
III. Metallid	99
32. Metallidest üldse	99
Kerged metallid	101
33. Kaalium	101
34. Naatrium	104
35. Kaltsium	106
36. Magneesium	113
37. Alumiinium	115
Rasked metallid	118
38. Raud	118
39 Tsink	125
40. Tina (inglistina)	127
41. Vask	129
42. Plii (seatina)	131
43. Elavhõbe	133
44. Hõbe	135
45. Kuld	138
46. Plaatina	139
47. Elementide perioodne süsteem	140
IV. Kivimid	145
50. Kivimeist üldse	145

Hind 1 kr. 80 snt.