

A 4394.

KEEMIA

JA

MINERALOOGIA

KESKKOOLIDELE

HARIDUSMINISTEERIUMI ÕPPEKAVA JÄRELE

J. KUUSK

TEINE TRÜKK TÄIENDATUD

TALLINNAS 1925

KEEMIA
JA
MINERALOOGIA
KESKKOOLIDELE

HARIDUSMINISTEERIUMI ÕPPEKAVA JÄRELE

all
J. KUUSK

TEINE TRÜKK TÄIENDATUD

9842



2



Riigi trükikoda Tallinnas, Niine tän. 11.

A 4394.

2872

ESIMESE TRÜKI EESSÕNAST.

Meie keskkoolidel senini puudus haridusministeeriumi poolt maksma pandud õppekavale vastav keemia õpperaamat. Tundes tarvidust sarnase järele koolitöös, julgesin asuda ta kokkusäädmisele. Mainitud kavast kaldub raamat kõrvale ainult selle poolest, et mõned põhjapanevad küsimused seletatakse juba kursuse algupoolel, näit. keemilised reaktsioonid j.m. Kuid seda on katsutud teha nii lihtsalt, et see õpilastele ei peaks tegema raskusi.

Algupool on mõnikord tarvitatud raamatus veel seletamata mõisteid, toetudes algkoolis õpitule.

Õppimise kergituseks pidasin kinni pea kõikide lihtainete juures ühest ja samast järjekorrast. Analoogiliste omadustega ainete käsitusel tarvitasin järjekorda, mille juures ühe aine läbivõtmise järel teise omandamine sünniks vaevata, — tarvitseks ainult õpetajal tähelepanu juhtida sarnasusele. Ka muidu tarvitasin, kus võimalik, analoogiat õppimise kergenduse eesmärgiga.

Katsusin tarvitada pääasjalikult niisugust materjali, millel ühtlasi mingisugune praktiline tähtsus. See maksab eriti soolade kohta.

Sisuliselt vaatas käsikirja läbi Tartu ülikooli keemia assistent ja tuntud keemia praktiliste tööde juhataja õpetajate suvekursustel ülikooli juures hra A. Paris, kes mõnegi eksituse õiendas ja puuduse kõrvaldas ning kasulikke näpunäiteid andis ühe või teise küsimuse ümbertöötamiseks. Keelelisi konarusi silus Tallinna õpetajate seminaari ja kolledzhi eesti keele õpetaja hra M. Laarman. Mõlematele härradele võlgnen kõige suuremat tänu nende töö ja häätatlikkuse eest.

EESSÕNA TEISELE TRÜKILE.

Lahke vastuvõtt, mis sai osaks käesoleva raamatu esimesele trükile, julgustas mind temale juure kirjutama õppekavas nõuetavat puuduvat osa ning sel kujul teda andma uuestitriikki.

Uue osa kirjutamise tõttu ei jätkund aega teha muudatusi ja täiendusi endises — pääle mõne keelelise õienduse.

Arvestades lühikese ajaga, mis määratud selles raamatus käsitatud ainete läbivõtmiseks, kui ka õpilaste arenemisega vastavas klassis, katsusin seda osa, eriti kristallograafiat, võimalikult lihtsustada. Samal põhjusel tuli olla ka väga kokkuhoidlik materjali valikuga. Mineraalidest valisin enamasti need, millega tegemist olnud juba keemias ja millel mingisugune praktiline väärtus, kivimitest — pääasjalikult kodumaal leiduvad, teistest — mil enam-vähem üldine tähtsus.

Arusaadavalt on mineraalide omaduste kirjeldus määratud ainult abiks nendega praktilisel tutvunemisel.

Metallmuldadest kirjutada arvasin küllalt olevat ainult üldiselt.

Murenemise kirjelduse paigutasin lõppu — kava nõudel. Mõnes suhtes ongi ta sääl üsna kohane.

Eriti raskust tegi terminoloogia: mõne mõiste jaoks polnud kustki leida kohast eestikeelist nimetust.

Raamat on mõeldud õpilastele tunnis läbitöötatu meele-tuletamiseks ja kordamiseks. Seda silmas pidades loobusin ta kirjutamisel järk-järgult katsete kirjeldamisest ja meetodilistest seletustest, kuna need lõpuks, alates metallidega, hoopis vähe-seks jäid. Üldiselt kannab raamat rohkem kirjeldavat laadi. Niisugusel kujul jätab ta ka õpetajale vabaduse meetodi tarvitamisel.

KEEMIA.

Aine ja keha. Nähtused.

Laud on puust, raamat paberist, võti rauast jne. Kõike seda, millest mingi asi koosneb, hüütakse aineks. Nii on puu, paber, raud jne. ained.

Laud sisaldab aga ainult osa kõigest looduses leiduvast puust, raamat — osa paberit, võti — osa rauda jne. Osa ainet, mis moodustab teatava asja teatava kujuga, kutsutakse kehaks. Seega on laud, raamat, võti jne. kehad.

Kehadega ja ainetega sünnivad sageli muutused. Näit. kivi kukub, vesi külmeb, raud roostetab, puu mädaneb jne. Muutusi, mis kehadega ja ainetega sünnivad, hüütakse nähtusteks.

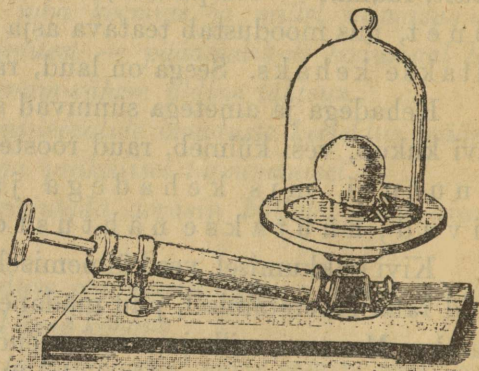
Kivi kukkumisel, vee külmemisel jne. jääb aine endiseks, kuid raua roostetamisel, puu mädanemisel jne. muutub aine teiseks. Muutusi, mille juures aine endiseks jääb, nimetatakse *füüsilisteks* nähtusteks, neid aga, mille tagajärjel aine teiseks muutub, kutsutakse *keemilisteks* nähtusteks. Esimesi õpetab tundma *füüsika*, teisi — *keemia*.

Aine olekud.

Puu, raud, paber jne. on kindlad ained; vesi, piim, õli jt. on vedelikud; hapnik, lämmastik, vesinik jm. on gaasid. Nii võivad ained olla kindlas, vedelas ja gaasilises olekus.

Kindlast ainest kehal on teatav k u j u, mis ei muutu ilma välise mõjuta, sest kindla aine osakesed on üksteisega tugevasti seotud. Vedelikul ei ole kindlat kaju; vedelik omab nõu või ruumi kaju, milles ta asub. Vedeliku osakesed on üksteisega nõrgemini seotud kui kindla aine omad. Gaasid on samuti kindla kujuta ja omavad ruumi kaju, milles nad asuvad. Gaasi osakesed ei ole üksteisega seotud, vaid tungivad laiali, kui selleks ei ole takistust. Seda näitab järgmine katse: kui õhukeste seintega kummi palli nii palju õhku puhuda, et ta nõrgalt pingule tõmbub, selle järel ta õhupumba kupli alla asetada ja viimasest õhku välja pumbata, siis paisub pall, sest et temas oleva õhu osakesed laiali tungides palli välja venitavad, kuna ümbritsev õhk, mis välja pumbatud, nende laiali-tungimist enam ei takista (joon. 1).

Paljud ained võivad olla kõiges kolmes olekus, selle järele, missuguses temperatuuris nad asuvad. Näit. vesi on harilikus temperatuuris vedelas, madalas temperatuuris (alla 0°C) kindlas (jääh) ja kõrges temperatuuris (üle 100°C) gaasilises olekus (aur).



Joon. 1

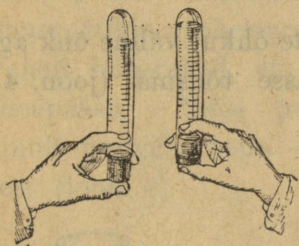
Õhk.

Maakera ümbritsevat õhukogu kutsutakse *atmosfääriks* ehk õ h k k o n n a k s. Ta paksus arvatakse ulatavat kuni 300 kilomeetrini.

Õhu kaaluvus. Valame kolbi pisut vett ja keedame teda umbes 10 min., siis tõrjub veeaur kõik õhu välja ja täidab

tema ruumi. Nüüd lõpetame keetmise ja sulume kolbi õhu-kindla korgiga. Kui kolb on jahtunud toa temperatuurini, kuivatame ta väljast ja kaalume. Jahtumisel tiheneb suurem osa aurust veeks, ja kolb on ainult õredalt auruga täidetud. Kui nüüd tema avame, siis pääseb õhk sisse. Sulume oma keedunõu uuesti korgiga ja kaalume jälle. Nüüd kaalub ta rohkem. Sellest näeme, et õhk on kaaluvaine, s. t. tal on raskus.

Õhu vetruvus. Valame katseklaasi vett, teda osalt tühjaks jättes. Paneme talle korgi pääle, mida üles-alla võib liigutada, ilma et ta õhku läbi laseks. Kui nüüd klaasi põhja üles pöörame ja korgi sisse surume, siis väheneb veest tühi ruum. Selles ruumis aga on õhk. Korki tagasi tõmmates paisub ta endise ruumalani (joon. 2). Sellest näeme, et õhku võib



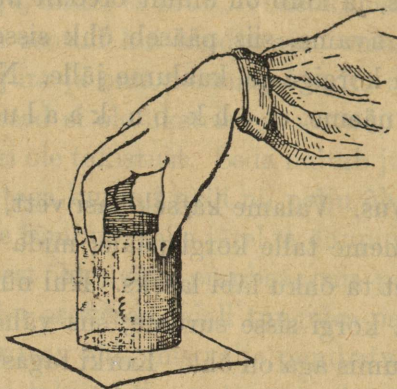
Joon. 2

kokku suruda ja et ta surve alt vabanedes endise ruumalani paisub, s. t. õhk on vetruv. Veel paremini saab seda õhu omadust katsuda jalgratta pumbaga: hoides sõrme pumba otsaes ja tõugates teise käega pumba kannu sisse, tunneme õhu kokkusurumist. Nii pea kui pumba

kann vabaneb, tõukab õhk ta välja — oma vetruvuse mõjul.

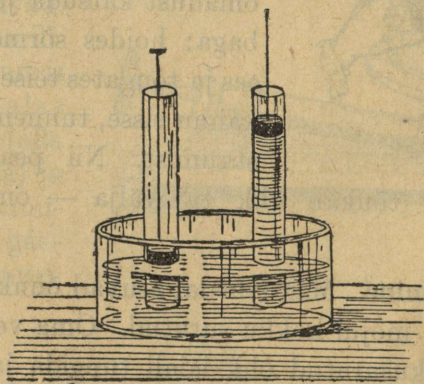
Õhu rõhumine. Maa lähedal asuvad õhukihid on päälmistete rõhumise mõjul kokku surutud. Oma vetruvuse tõttu püüab see kokkusurutud õhk laiali tungida ja rõhub sellepärast kõiki asju, mida ta ümbritseb, igast küljest. Seda tõendavad järgmised katsed: 1. täidame klaasi veega, katame ta päält paberiga, hoiame paberi käega kinni ja pöörame klaasi kummuli. Kui käe ära võtame, ei voola vesi välja, sest et õhk alt vastu rõhub (joon. 3). 2. Keerame kepile tihedasti puu-

villast niiti otsa ümber, nii et ta klaastorus parajasti võib lii-
kuda. Pistame kepi torusse ja toru otsa vette. Kui ühe käega
toru kinni hoida ja teisega keppi üles tõmmata, tungib vesi



Joon. 3

torusse, sest et kepi ja vee vahel ei ole õhku, väline õhk aga
sunnib veele rõhudes viimast torusse tõusma (joon. 4).



Joon. 4

Õhu igasse külge ühte viisi rõhumist näitab katse kummi pal-
liga õhupumba kupli all, sest õhu rõhumise mõjul venib pall
igasse külge ühte viisi välja.

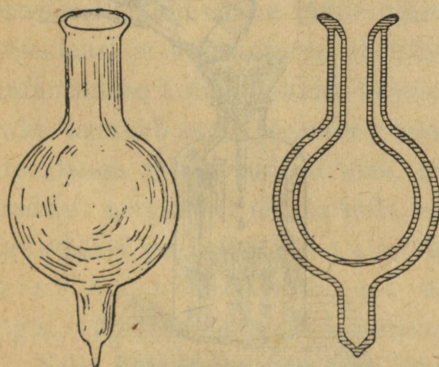
Õhu rõhumise tugevust mõõdetakse baromeetriga (joon.5). Selle riistaga võib leida, et õhk rõhub maa pinnal igale ruutsentimeetrile umbes ühe kilogrammi raskusega.

Vedel õhk. Madalas (külmas) temperatuuris ja tugeva rõhumise all muutub õhk vedelaks. Selles olekus on ta värvitu vedelik, mis keeb—190° C juures. Mitmed vedelad ja gaasilised ained külmevad temas kõvaks, näit. elavhõbe, alkohol, süsihapu gaas jne. Kummi pall külmeb vedelas õhus klaasisarnaseks, nii et ta maha kukkudes läheb katki.

Vedelat õhku võib katseteks alal hoida pudelis, millel kahekordsed seinad, õhust tühja vaheruumiga. Seinad on vahelt hõbetatud, et takistada soojuse sissepääsu. Pääle pannakse pudelile ainult puuvilla topp — kaitseks tolmu eest (joon. 6).



Joon. 5



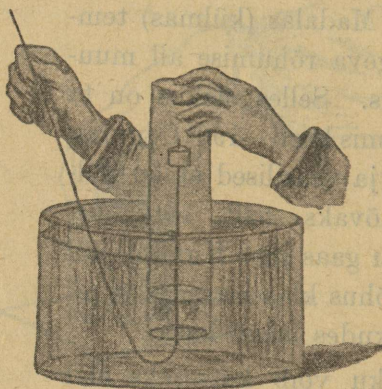
Joon. 6

Õhu koosseis. Kinnitame küünlatüki konksus traadi otsa, hoiame ta viimase abil vee kohal ja süütame põlema. Kui nüüd asetame tema pääle kummuli klaastsilindri, kustub tuli lühikese aja pärast. Vesi aga tungib tsilindrisse ja täidab te-

mast umbes ühe viiendiku (joon. 7). Järelikult on umbes viies osa õhust ära põlend, kuna $\frac{4}{5}$ on alles jäänd. Sellest

näeme, et õhk koosneb vähemasti kahest gaasist. See osa õhust, mis ära põleb, on *hapnik*, mis aga alles jääb, on *lämmastik*.

Märkus. Põlemata jäänd õhu osas on pääle lämmastiku vähesel määral veel muid gaase.

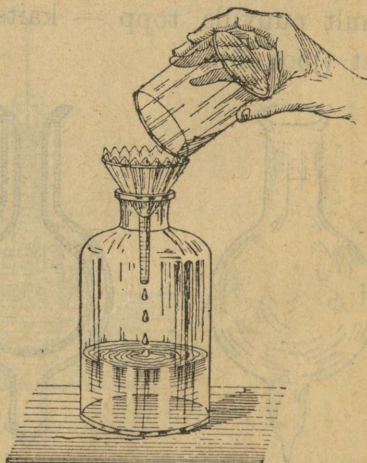


Joon. 7

Imeme toru abil õhku läbi lubjavee¹⁾, siis muutub see valgeks (joon. 8). See näitab, et õhus on vähesel määral ka *süsihaput gaasi* (umbes 0,03—0,04%), sest lubjavesi muutub valgeks süsihappu gaasi mõjul.



Joon. 8



Joon. 9

¹⁾ Lubjavett valmistatakse järgmiselt: puistatakse puhtasse vette 2—3 lusikatäit lupja, segatakse ja pärast vähest seismist kurnatakse vesi läbi kurnpaberi (joon. 9).

Kui toome sooja tuppä külma kivi või külmavee pudeli, läheb see märjaks. Samuti lähevad aknad higiseks, kui väljas külm ja toas soe. See tuleb sellest, et õhus on *veeauru*, mis külmaga kokku puutudes tiheneb veeks. Veeauru hulk õhus on muutlik: kord on teda rohkem, kord vähem.

Lõpuks leidub õhus veel n. n. haruldasi gaase, millest kõige rohkem on *argooni* (ligi 1%), siis *heeliumi*, *neooni*, *kriiptooni*, *ksenooni*.

Kõik nimetatud ained on alalised õhu osad. Pääle nende tuleb õhus ette veel gaase, mis juhuslikult sinna satuvad. Samuti juhuslikult on õhus leida ka tolmuga pisielukaid.

Kui juhuslikke aineid õhus leidub palju, siis on õhk tervisele kahjulik. Sellepärast tuleb hoolitseda, et õhk oleks neist võimalikult puhas.

Keemilised reaktsioonid ja nende põhjused.

1. Segame rauapulbrit väävlipulbriga, võttes mõlemaid mahu järele umbes ühepalju, asetame segu katseklaasi ja kuumutame piiritus- või gaastulel. Kui segu kuumutamise kohas hakkab helenema, eemaldame tule. Helendus laguneb segus iseenesest laiali. Pärast jahtumist leiame katseklaasis mingi pruuni aine, millel ei ole raua ega väävli omadusi: magnet ei tõmba teda külge nagu rauda, ta ei põle nagu väävel jne. Raud ja väävel on ühinend ja neist on tekkind uus aine uute omadustega. Nimetame teda *väävelraudaks*.

Selle ühinemise võiksime lühidalt nii kirjutada:

raud + väävel = väävelraud.

2. Puistame katseklaasi pisut ainet, mida nimetatakse punaseks elavhõbedahapendiks ja kuumu-

tame tulel. Tüki aja kuumutamise järele pistame katseklaasi hõõguva peeru. See lööb heledasti põlema. Sellest näeme, et katseklaasis on *hapnik*. Klaasi seinad aga on tuhmiks muutunud, iseäranis tugevasti pulbri lähedal, sest sinna on kogunud mingi läbipaistmatu aine. Viimast lähemalt vaadeldes näeme, et see on *elavhõbe*. Nii on *siis elavhõbeda hapend lagunend kaheks aineks: hapnikuks ja elavhõbedaks*. Lühidalt võiks seda lagunemist kirjutada nii:

elavhõbeda hapend = hapnik + elavhõbe.

3. Lahustame (sulatame) katseklaasis tüki sinist silmakivi ehk *vaskvitrioli*. Kui lahusesse *raua pulbrit* pistame ja tublisti loksutame, muutub lahus pärast vähest seismist halliks. Katseklaasi põhja aga kogub mingit punakat pulbrit. Lähemalt vaadates leiame, et see on *vask*, mis oli silmakivi üheks sisuosaks. *Raud on ta välja tõrjunud ja ise astund asemele*. Nii on tekkinud silmakivist mingi hallikat värvi aine. Kui vee ära aurutame, eraldub lahusest särgimust ehk *raudvitriool*. Järelikult on vaskvitrioolist saanud raudvitriool. Kirjutada võiks selle lühidalt nii:

vaskvitriool + raud = raudvitriool + vask.

Neist katsetest näeme, et keemilistel muutustel võivad kaks (või rohkem) ainet ühineda uueks aineks (väävel + raud = väävelraud) või üks aine võib laguneda teisteks aineteks (elavhõbeda hapend = elavhõbe + hapnik) või jälle mingi aine võib teise sisuosa välja tõrjuda ja ise asemele astuda, mille tagajärjel tekib jällegi uus aine (vaskvitriool + raud = raudvitriool + vask) jne. Kõiki niisuguseid nähtusi kutsutakse *keemilisteks reaktsioonideks*.

Raud ja väävel hakkavad ühinema ainult siis, kui nende segu kuumutada. Samuti laguneb elavhõbeda hapend kuumutamise mõjul. Raud tõrjub vase välja vaskvitrioolist, kui vii-

mane on lahustund olekus jne. Neist näitustest selgub, et keemilised reaktsioonid võivad toimuda ainult teatud tingimustes. Viimastest tunneme siitsaadik kaht. Need on: teatud temperatuur ja aine lahustund olek. Teisi õpime tundma edespidi.

Keemiline ühend ja mehaaniline segu.

Enne väävli ja raua segu kuumutamist on kummalgi omad eriomadused alles: väävel võib põleda, raud tõmbub magneti külge jne. Pärast kuumutamist on need omadused kadund ja on tekkind uus aine uute omadustega. K u i k a k s (või rohkem) ainet nii on segatud, et iga ühe omadused on alles, siis kutsutakse seda nende ainete *mehaaniliseks seguks*. On nad aga ühinend, nii et on tekkind uus aine uute omadustega, siis nimetatakse seda nende *keemiliseks ühendiks*.

Liht- ja liitained.

Kuumutamisel lagunes elavhõbeda hapend hapnikuks ja elavhõbedaks. Tahaksime saadud aineid veel lahutada, siis ei lähe see enam korda. Samuti ei lagune ka väävel ega raud ning mitmed teised ained lihtsamateks. Aineid, mida ei saa lahutada lihtsamateks, hüütakse *lihtaineteks*. Niisugused on: hapnik, elavhõbe, väävel, raud j. t. Ained aga, mida saab lahutada, on lihtainete liitumise teel tekkind, ja sellepärast kutsutakse neid *liitaineteks*. Nende hulka kuuluvad: väävelraud, elavhõbeda hapend, vaskvitriool j. t.

Lihtaineid leidub looduses võrdlemisi vähe, umbes 80. Neistki on suurem hulk väga haruldased. Sagedamini leiduvaid

on umbes 25. Lihtaineid aga on lugemata palju. Nad kõik on tekkinud lihtaineist.

Aine ehitus.

Suhkrut või soola või mõnd muud ainet hõõrudes võime ta nii peenikeseks pulbriks teha, et silm aine üksikuid osasid enam ei seleta. Edasi hõõrudes võivad osakesed nii väikeseks minna, et neid ka suurendava klaasi abil üksikult näha ei või. Nii peaks arvama, et aine osakeste jagatavus on lõpmatu, s.t. et neid lõpmata ikka väikesemaks ja väikesemaks võiks teha. Kuid mitmete nähtuste põhjal oletatakse, et nende jagatavusel on piir, et aine seisab koos üliväikestest osakestest, mida mehaaniliselt, s. o. väliste abinõudega enam ei saa jagada. Niisuguseid mehaaniliselt jagamata aine osakesi kutsutakse *molekulideks*. Oletatakse, et kõik *ained on koos molekulidest*. Ühe ja sama aine molekulid on omaduste poolest täiesti üksteise sarnased (nad on ühesuurused, üheraskused jne.), kuna isesuguste ainete molekulid üksteisest erinevad.

Keemiliselt on molekulid siiski jagatavad, kuid selle juures ei jää aine enam endiseks, vaid tekivad uute ainete osakesed. Näit. elavhõbeda hapendi iga molekul laguneb kuumutamisel elavhõbeda ja hapniku osakesteks. (Järelikult on molekul kõige väikesem aine osake, millena aine kui niisugune veel võib püsida). Neid kõige väikesemaid lihtaine osakesi, millest molekul koosneb, kutsutakse *aatomiteks*. Ühe ja sama lihtaine aatomid on omaduste poolest kõik ühesugused, kuna isesuguste lihtainete aatomid üksteisest erinevad.

Ka lihtained on ehitatud molekulidest, kuid nende molekulides on aatomid kõik ühesugused.

Keemia keel.

Niisugune keemiliste reaktsioonide kirjutamine, nagu eespool näidatud, tarvitaks palju aega, palju ruumi ja oleks tülikas lugeda. Asja lihtsustamiseks on keemias sõnade asemel tarvitusele võetud isesugused märgid, nagu aritmeetikas numbrid. Nimelt tarvitatakse keemias lihtainete nimede asemel nende ainete ladinakeeliste nimetuste esimesi tähti. Hapniku ladinakeelne nimi on *Oxygenium*, sellepärast kirjutatakse teda keemias tähega O. Väävel on ladinakeeli *Sulfur*, mispärast ta keemias tuleb kirjutada tähega S. Vesiniku ladinakeelne nimi on *Hydrogenium* ja elavhõbeda oma — *Hydrargyrum*, mis mõlemad H-tähega algavad. Et ei tuleks segadust, kirjutatakse vesinik tähega H ja elavhõbetähtedega Hg. Alati, kui mitme lihtaine nimed algavad ühe tähega, kirjutatakse üks neist esimese tähega ja teistele lisatakse esimese tähe kõrvale nimest veel üks täht. Tähti, millega lihtaineid tähendatakse, kutsutakse *keemilisteks märkideks*. Mõnede tuttavate lihtainete ladinakeelsed nimed ja keemilised märgid on järgmised:

Hapnik — Oxygenium — O.

Vesinik — Hydrogenium — H.

Elavhõbe — Hydrargyrum — Hg.

Hõbe — Argentum — Ag.

Kuld — Aurum — Au.

Lämmastik — Nitrogenium — N.

Naatrium — Natrium — Na.

Süsinik — Carboneum — C.

Kaltsium — Calcium — Ca.

Kloor — Chlorum — Cl.

Vask — Cuprum — Cu.

Kaalium — Kalium — K.

Raud — Ferrum — Fe.

Väävel — Sulfur — S.

Vosvor — Phosphorus — P.

jne.

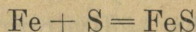
Liitaineid kirjutatakse keemiliselt nende lihtainete märkide abil, millest liitaine koosneb. Näit. elavhõbeda hapend: HgO, väävelraud: FeS jne. Kui liitaine molekulis on mõne lihtaine aatomeid rohkem kui üks, siis tähendatakse seda väikese numbriga selle lihtaine märgi kõrval. Nii on vee molekulis kaks vesiniku ja üks hapniku aatom, sellest ta kirjutus: H₂O. Süsihapu gaas, milles üks süsiniku ja kaks hapniku aatomit, tuleb kirjutada: CO₂.

Liitainet tähendajat keemiliste märkide kogu kutsutakse *keemiliseks vormeliks*.

Keemiline vormel tähendab ainult üht molekuli. Rohkema arvu molekulide märkimiseks tarvitatakse vormeli ees kordajat (koeffitsienti). Näit. 2H₂O tähendab kaht vee molekuli; 3CO₂— kolme süsihapu gaasi molekuli jne.

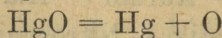
Keemilised reaktsioonid tulevad järgmiselt kirjutada:

1. Ühinemisreaktsioon:



raud väävel väävelraud.

2. Lagunemisreaktsioon:



elavhõbeda elav- hap-
hapend hõbe nik

3. Asendusreaktsioon:



vaskvitriool raud raudvitriool vask

Niisuguseid reaktsioonide kirjutusi kutsutakse *keemilisteks võrranditeks* ehk *ekvatsioonideks*.

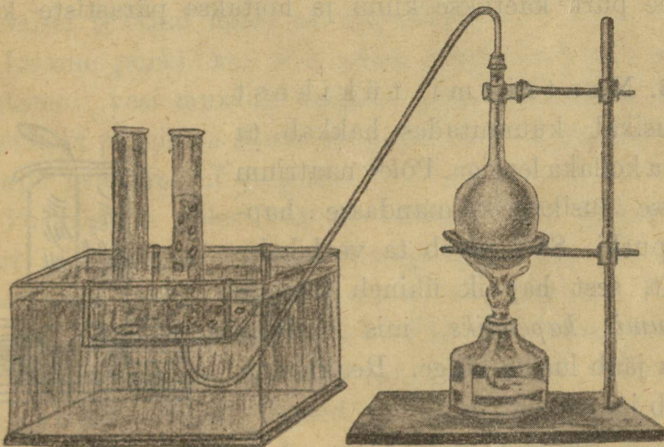
Hapnik.

Oxygenium — O.

Hapniku füüsilised omadused. Hapnik on värvitu, nägematu, lõhnatu ja maitsetu gaas, pisut raskem õhust.

Hapnikku leidub õhus segatult teiste gaasidega. Õhust ta teeb välja mahu järele umbes ühe viiendiku. Vees on hapnik ühenduses vesinikuga. Pääle selle on teda kõikides organismides, s. o. taimedes ja loomades (inimene ühes arvatud), samuti teiste ainete liidetult. Lõpuks leidub seda ainet paljudes mineraalides (kivides), ka seotult. Kõigist lihtaineist leidub looduses kõige rohkem hapnikku.

Hapnikku saadakse niisuguseist aineist, millest ta kuumutamise teel kergesti vabaneb. Harilikult võetakse selleks puhast kloorhappu kaaliumi ehk Bertholletsoola, segatakse sama palju puhta mangaanülhapiidiga, puistatakse segu katseklaasi või kolbi ja soojendatakse piiritus- või gaaslambil. Vabanev hapnik juhitakse toru kaudu veega täidetud ja veevanni kummuli pöördud tsilindrisse või purki (joon. 10). On purk gaasi täis, kaetakse



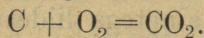
Joon. 10

ta suu vee all paberiga, võetakse veest välja ja pannakse lauale püsti. Nii kogutakse 4—5 tsilindri või purgi täit hapnikku, et temaga pärast teha katseid.

Hapniku keemilised omadused. 1. Uhte hapnikuga täidetud purki pistetakse traadi otsa kinnitatud hõõg u v s ü s i või hõõg u v p e e r g ; süsi hakkab heledasti hõõguma (peerg lööb põlema) (joon. 11). Selle juures ühineb hapnik süsinikuga ja tekib *süsihapu gaas*. Seda reaktsiooni võib kirjutada järgmiselt:



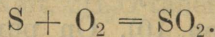
Joon. 11



Kui hõõgumine lõpeb, kaetakse purk kinni ja jäetakse seisma pärastiste katsete jaoks.

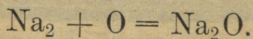
2. Raudlusikal või traadi otsa kinnitatud pleki tükil süüdatakse põlema tükike v ä ä v l i t ja lastakse ta teise hapnikupurki (joon. 12). Väävel, mis õhus nõrgalt põleb, lööb hapnikus põlema heleda sinise leegiga. Ta ühineb hapnikuga, mille

tagajärjel tekib väävli gaas ehk *väävlisapend*:



Ka see purk kaetakse kinni ja hoitakse pärastiste katsete jaoks.

3. N a a t r i u m i t ü k i k e s t raudlusikal kuumutades hakkab ta põlema kollaka leegiga. Põlev naatrium lastakse lusikal kolmandasse hapniku purki. Sääb põleb ta veel heledamalt, sest hapnik ühineb temaga *naatriumi hapendiks*, mis kollaka ainenä jäab lusika külge. Reaktsioon toimub järgmiselt:



Joon. 12

Ka see aine hoitakse pärastiste katsete jaoks.

4. Tulel pehmeks muudetud ja spiraali keerdud peenikese terastraadi või uurivedru otsa kinnitatakse tükike korki, süüdatakse põlema ja lastakse neljandasse hapniku purki. Kui teras on korgi tulest läind kuumaks, hakkab ta ise sädemeid pildudes põlema (joon. 13). Põlemisel ühineb hapnik rauaga *raua hapendiks*, mis osalt langeb purgi põhja, osalt heitub purgi seintele.

Neist katsetest näeme, et hapnikul on suur tung teiste ainetega keemiliselt ühineda. Öeldakse, et hapnikul on teiste ainetega suurkeemiline sugulus.



Joon. 13

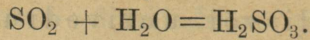
× *Hapendid, happed, alused.*

Hapniku ühinemist teiste ainetega kutsutakse *hapenduseks* ehk oksüdatsiooniks, tema ühendeid aga teiste lihtainetega — *hapenditeks* ehk oksüüdideks. Kõik eelmised hapniku ühinemisel tekkind ained on hapendid.

Lisame purki, kus süsi põles, selget lubjavesi ja loksutame: vesi muutub valgeks, piima sarnaseks. Sellest tunneme, et purgis on *süsihaput gaasi* (sest lubjavesi muutub süsihapu gaasi mõjul valgeks).

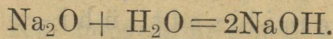
Purki, kus põles väävel, valame pisut puhast vett. Pärast loksutamist võtame klaaspulgaga tilga seda vett ja maitseme keelel: tal on *hapukas maik*. Pistame temasse sinise lakmuspaberi või valame mõned tilgad lakmuse lahust: lakmus muutub punaseks. Need katsed näitavad, et purgis on tekkind mingi *hape*, sest *happed murudavad lakmuse punaseks ja neil on hapukas maik*. Praegune hape

on tekkind väävlishapendi ja vee ühinemisest järgmiselt:



Teda kutsutakse *väävlishappeks*.

Kui naatriumi hapendit vees lahustada ja veetilka maitsta, tunneme lehelise maiku. Punane lakmuspaber või lakmuse lahus muutub selles vees siniseks. Sest näeme, et siin on tekkind mingi alus, sest *alused muudavad lakmuse siniseks ja neil on lehelise maik*. Käesolev alus on tekkind naatriumi hapendi ja vee ühinemisest järgmise reaktsiooni järele:



Seda kutsutakse *naatriumi aluseks*, harilikus elus — seebikiviks. (Praegusel juhusel on ta vees lahustunud.)

Eelmistest katsetest selgub, et hapendid võivad veega ühineda. Hapendi ja vee ühendit, mis lakmuse punaseks muudab ja millel hapukas maik, kutsutakse *happeks*, mis aga lakmuse siniseks muudab ja millel lehelise maik, hüütakse *aluseks* ehk vesihapendiks (hüdroksüüdiks). Vees lahustuvaid aluseid kutsutakse ka *lehelisteks*. Leheliste lahus on libe, mida võib tunda näppude vahel hõõrudes.

Igas happes on vesinikku, mis happe vormelis harilikult esimisele kohale kirjutatakse. *Igas aluses leidub hapniku ja vesiniku rühm OH*, üks või rohkem. Seda hüütakse *hüdroksüülrühmaks* ja kirjutatakse vormelis harilikult viimasele kohale.

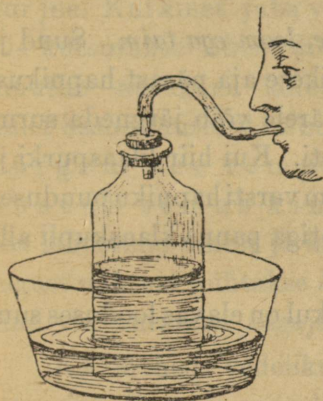
Hapendeid, mis veega annavad happed, hüütakse *happelisiks*, mis aga veega annavad alused — *alusliksiks*.

Lihtained, millest tekivad aluslised hapendid, kutsutakse *metallideks*, mis aga annavad happelised hapendid, hüütakse *metalloidideks*. Selle järele on naatrium metall, väävel metalloid.

Hapniku tähtsus.

Põhjata pudeli, millel kork toruga pääl, paneme vette püsti. Toru otsast suuga kinni võttes hingame pudelis

olevat õhku mitu korda sisse ja välja (joon. 14). Kui pärast pudelil korgi päält võtame ja põleva peeru pudelisse pistame, kustub tuli. See näitab, et väljahingatavas õhus on vähe hapnikku.



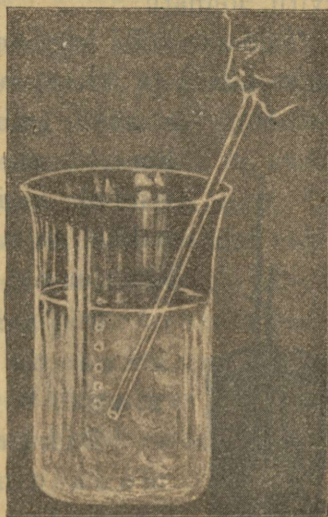
Joon. 14

väga pikkamisi jõuab valgeks teha, kui viimasest õhku läbi imeda (joon. 8). Et aga väljahingatavas õhus on hapnikku vähe ja süsihaput gaasi palju, siis järgneb siit: selle aja jooksul, mil õhk inimeses on, väheneb temas hapniku hulk ja suureneb süsihappu gaasi hulk, sest hapnik ühineb kehas leiduva süsinikuga süsihappuks gaasiks, mis hingatakse välja.

Kui külmale aknaklaasile hingata, läheb klaas märjaks. Siit näeme, et väljahingatavas õhus on ka vee-

Võtame klaasiga lubjaveett ja hingame toru abil õhku temast läbi. Vesi muutub valgeks (joon. 15). Sellest näeme, et väljahingatavas õhus on palju süsihaput gaasi.

Õhus aga, mida sisse hingame, on küllalt hapnikku, nii et tuli temas korralikult põleb, ja süsihaput gaasi on temas nõnda vähe, et ta lubjavee



Joon. 15

auru, mis selle tagajärjel tekib, et hapnik ühineb kehas leiduva vesinikuga.

Katseid tehes nägime, et hapniku ühinemisel teiste ainetega tekib ka soojus. Samal põhjusel tekib ka inimese keha soojus.

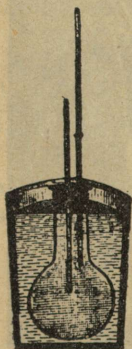
Hapnikuta ei saa elada inimene, loom ega taim. Suud ja nina kinni hoides tunneme juba lühikese aja pärast hapnikust suurt puudust, millele pikema aja järele võib järgneda surm, kui kinnihoidmist ei lõpetata aegsasti. Kui hiir klaaspurki ja purk päält kinni panna, siis sureb loom varsti hapniku puudusel. Samuti lõpeb ka taime elu, kui ta potiga panna klaaskupli alla ja asetada pimedasse.

Kõigest sellest näeme, et hapnikul on elavas looduses suur tähtsus: *hapnikuta ei oleks elu.*

Vesi.

Harilikus temperatuuris on vesi vedel aine, maitsetu, värvitu, lõhnatu.

Täidame kolbi leige veega ja paneme talle pääle korgi termomeetriga ja klaastoruga, nii et vesi tõuseb torusse (joon. 16). Kui nüüd kolbi asetame sulavasse jäässe või lumesse, siis näeme, et jahtudes kuni $4^{\circ} C$ tõmbub vesi kokku, kuid edasi jahtudes hakkab ta ruumala uuesti suurenema. Järjekult on *vesi $4^{\circ} C$ temperatuuris kõige tihedam.*



Joon. 16

0° juures külmeb vesi jääks, kuna ta $100^{\circ} C$ juures keeb ja muutub auruks.

Pikkamisi aurab vesi ka madalamas temperatuuris. Seda näeme, kui laiale taldrikule vett seisma jätame: mõne aja pärast on vesi kadund —

ta on ära aurand. K a j ä ä a u r a b. Märg pesu külmeb talvel väljas kõvaks, kuid mõne päeva pärast on ta kuiv: jää on ära aurand.

Vees lahustuvad (sulavad) mitmed ained, näit: sool, suhkur jne. Kui ainet juba vees nii palju, et ta enam ei lahustu, siis kutsutakse lahust *küllastatuks*. Temperatuuri tõusmisel muutub nüisugune lahus küllastumatuks ja temasse tuleb ainet lisada juure, et ta uuesti küllastuks. Sest näeme: m i d a k ö r g e m v e e t e m p e r a t u u r, s e d a r o h k e m l a h u s t u b t e m a s k i n d l a t a i n e t. Jahtumisel vabaneb osa lahustund aimest ja langeb *kristallidena* vee põhja. Nii-sugust nähtust hüütakse *kristallisatsiooniks*. Samuti vabaneb aine vee auramise tagajärjel.

Ka mõned vedelikud lahustuvad vees, näit. piiritus, eeter jne. Samuti gaasid. Kuid siin v ä h e n e b lahustuva aine hulk temperatuuri tõusuga. Kui toome külma vee klaasiga tupp, siis näeme mõne aja seismise järel klaasi seintel õhumullikesi, sest vee soojenemise tagajärjel vabaneb osa temas lahustund õhku. Keetmisel lahkub veest kõik õhk.

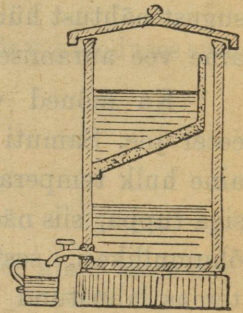
Vett leidub looduses palju ja kõiges kolmes olekus: kindlas, vedelas ja gaasilises. Mered, järved, jõed, allikad, kae-vud jne. on täidetud vedela veega; maa on temast läbi imbund. Kõrged mäed ning nabamaad ja -mered on alaliselt kaetud lumega ja jääga, parasvöö maad ja mered talvel. Õhus leidub vett auruna, s. o. gaasilises olekus. Seda tõendab nähtus, et sooja tupp toodud külm kivi või raud läheb märjaks, sest et õhus olev aur külma kehaga kokku puutudes veeks tiheneb. Samal põhjal lähevad ka aknad higiseks, kui toas on soe ja väljas külm. Nii-sama tiheneb veeaur kõrges õhus piisakesteks, kus külmem kui maa ligiduses, ja sajab säält maha—suvel vih-mana, talvel lumena.

Maast läbi imbudes lahustab vesi ene-ses lupja, kipsi ja muud. Voolates võtab

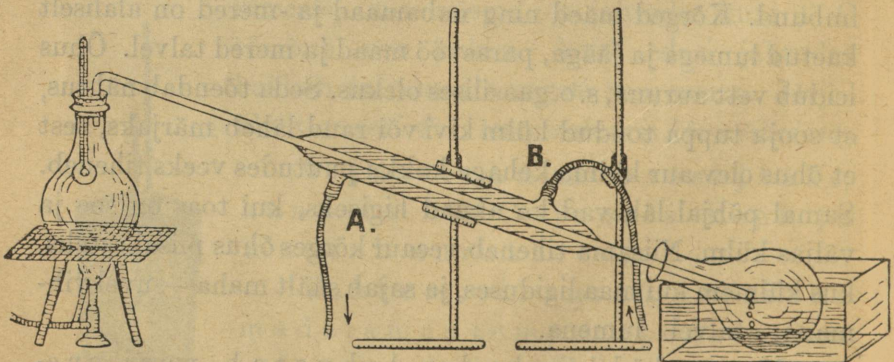
ta kaasa liiva, savi, loomade ja taimede jätiseid ja muid lahustamata aineid. Sellepärast ei ole vesilooduses kunagi täiesti puhas. Auruna õhku tõustes jätab ta kõik temas leiduvad ained maha. Selle tagajärjel on vihmavesi puhtam. Kuid sadades lahustab ta eneses õhku, võtab kaasa tolmu, baktereid jne. Järjekult ei ole ka see täiesti puhas.

Vett võib puhastada lahustamata ainetest *kurnates* ehk *filtreerides* läbi niisuguste kehade, mis mustuse kinni peavad, näit. liiv, söed, tihe riie, kurnpaber jne. (joon 17). Lahustund ainetest puhastatakse vett ajaminise ehk *destilleerimise* teel. Selleks muudetakse vesi keetmise abil auruks, juhatakse viimane läbi jahutava toru, kus ta uuesti tiheneb veeks ja tilgub puhtana allapandud nõusse, kuna lahustund ained jäävad keedunõusse (joon. 18). Nii saadud vett kutsutakse *destilleeritud* veeks.

Vesi koosneb hapnikust ja vesinikust. Nendeks laguneb ta elektrivoolu mõjul. Selleks pannakse vesi veelahuta-

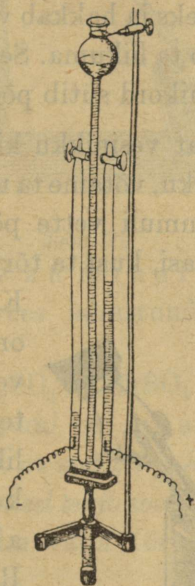
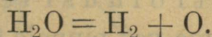


Joon. 17



Joon. 18

mise aparati, lisatakse pisut vävelhapet juure, sest muidu ei lagune ta, ja juhitakse temast läbi elektrivool. Siis koguneb vesinik ühte ja hapnik teise aparadi osasse, kusjuures vesinikku tekib kaks korda rohkem kui hapnikku (joon. 19). Reaktsioon sünnib järgmiselt:



Joon. 19

Siit näeme, et keemiliste reaktsioonide põhjuseks võib olla elektrivool. Aine lagunemist elektrivoolu mõjul kutsutakse *elektroliüsiks*.

Vesinik.

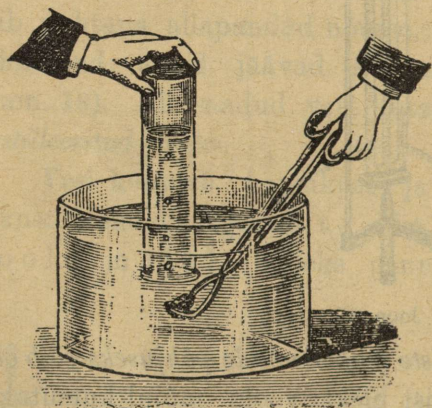
Hydrogenium—H.

Füüsilised omadused. Vesinik on gaas, värvitu, nägematu, maitsetu, lõhnatu. Õhust on ta kergem $14\frac{1}{2}$ korda, hapnikust 16 korda.

Vesinikku leidub vees ühenduses hapnikuga, millest ta moodustab mahu järgi $\frac{2}{3}$. Samuti on ta ühenduses teiste ainetega organismides. Pääle selle on teda seotult paljudes gaasides, õlides, hapetes, piiritustes jne.

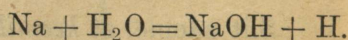
Saada võib vesinikku veest: 1) lahutades vett elektri-voolu abil, s. o. elektrolyüsi teel; 2) mõnede metallide mõjul. Viskame vee pinnale tükikese naatriumi. See muutub ümmarguseks ja hakkab vett mööda jooksuma, sest vabanev vesinik tõukab ta liikuma. Selle juures tekib nii palju soojust, et vesinik mõnikord sütib põlema.

Tahame vabanevat vesinikku kinni püüda, siis mähime naatriumi tüki traatvõrku, võtame ta näpitsa vahele ja pistame veega täidetud ja kummuli vette pöördud katseklaasi alla: vesinik tõuseb katseklaasi, kust ta tõrjub vee välja (joon. 20).



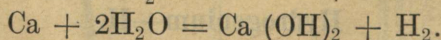
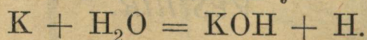
Joon. 20

Kui vesiniku vabanemine on lõpnud, kastame näpud vette ja hõõrume neid teineteist vastu: vesi on libe, sest vees on tekkinud veel naatriumi alus ehk seebikivi. Reaktsiooni käik on järgmine:



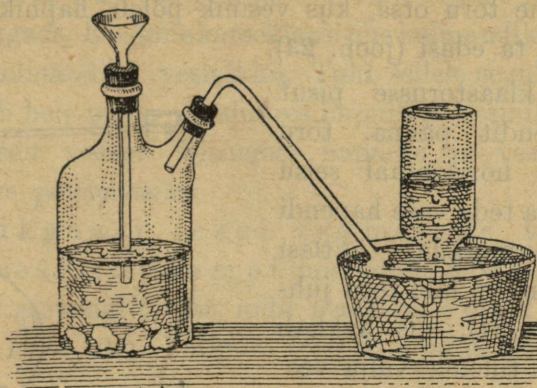
Samuti võib vesinikku veest saada ka alumi ja kaltsiumi abil,

kusjuures igakord vabaneb vesinik ja tekib alus:



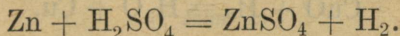
Metallid tõrjuvad vesiniku välja ka hapetest. Viskame mõned tükid tsinki purki ja valame lahja väävelhapet pääle. Kohe hakkab happest vesinik

eralduma. Et teda koguda, paneme purgile toruga korgi pääle ja juhime vesiniku kuhu tahame (joon. 21). Purgis tekib



Joon. 21

happe mõjul tsingi pääle ka mingi valge sool, nimelt *tsinkvitriool*, mis on vees lahustund. Reaktsioon toimub järgmiselt:



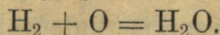
Soola saame kätte, kui vee ära aurutame.

Sest katsest näeme, et *metalli ja happe vastastikusel reageerumisel tekib sool*, kusjuures metall happe vesiniku välja tõrjub ja ise astub tema asemele.



Joon. 22

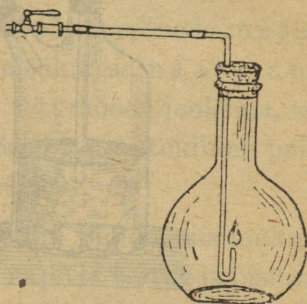
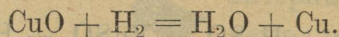
Keemilised omadused. Tõstame katseklaasi vesinikuga veest välja, teda hoides kummuli, et gaas ära ei lendaks, ja pistame põleva tiku või küünla alt klaasi: vesinik hakkab põlema ja põleb klaasi suus sinaka leegiga (joon. 22). Samuti võime vesiniku põlema süüdata toru otsas, kust ta välja voolab. *Põledes ühineb vesinik õhu hapnikuga veeks.* Reaktsioon on järgmine:



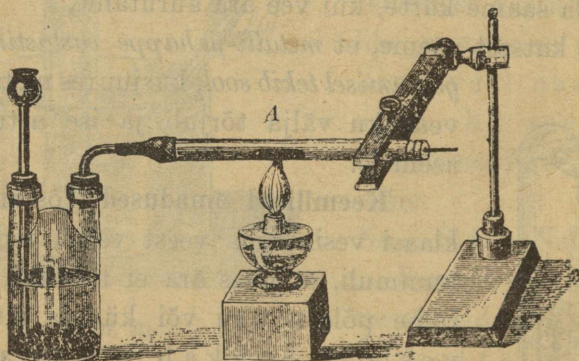
Vee tekkimine saab nähtavaks, kui põleva vesiniku leegi kohal kuiva klaasi kummuli hoiame: klaas läheb niiskeks.

Laseme toru otsa, kus vesinik põleb, hapniku nõusse. Sääl põleb ta edasi (joon. 23).

Kui klaastorusse pisut vase hapendit panna, toru jala külge horisontaal seisu kinnitada ja teda vase hapendi kohalt kuumutada, ühtlasi kuiva vesinikku läbi toru juhtides (joon. 24), siis hakkab toru otsast tulema välja veeauru ja musta vasehapendi asemele tekib punakas vask, sest vesinik võtab hapendilt hapniku, ühinedes veeks, kuna vask vabaneb:



Joon. 23



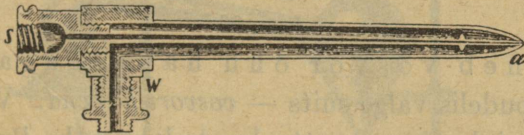
Joon. 24

Siit näeme, et vesinikul on suur tung hapnikuga ühinemiseks, nii et ta isegi ühenditest viimase ära võtab, mille tagajärjel teised ained vabanevad. Ainete vabanemist hapnikust kutsutakse *taandumiseks* ehk reduktsiooniks.

rumiseks. Hapniku äravõtjat ainet hüütakse taandajaiks. Nii on siis vesinik taandaja. Taandumine on hapendumisele vastupidine reaktsioon.

Paukgaas. Kogume katseklaasi ühe kolmandiku hapnikku ja kaks kolmandiku vesinikku. Tuld sellele segule lähendas kõlab hele pauk, kusjuures hapnik ja vesinik ühinevad silmapilkselt veeks. Niisugust hapniku ja vesiniku segu kutsutakse *paukgaasiks*.

Paukgaasi leegi saamiseks tarvitatakse iseäralist lampi, mis seisab koos kahest teineteise sisse asetatud torust, mille peenikesed otsad ühel kohal avanevad (joon. 25). Välimise toru läbi, mille mahutus kaks



Joon. 25

korda suurem sisemise omast, juhitakse vesinikku ja sisemise läbi hapnikku. Et gaasid alles torudest välja voolates võivad seguneda, siis võib neid toru otsas põlema süüdata. Paukgaasi leegi temperatuur on kõrge, üle 2000° C. Kui temasse tükk kriiti asetada, tekib väga hele valgus, mida kutsutakse *drummondi valguseks*.

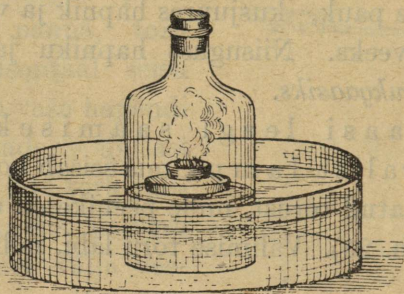
Lämmastik.

Nitrogenium — N.

Lämmastik on värvitu, nägematu, maitsetu, lõhnatu gaas. Õhust on ta pisut kergem, vesinikust 14 korda raskem.

Teda leidub segatult teiste gaasidega õhus, millest ta teeb välja mahu järgi umbes $\frac{4}{5}$. Seotult on lämmastikku kõigis organismides ja mõnes mineraalis, näit. Tshiili salpeetris.

Saada võib lämmastikku õhust. Selleks pannakse veenõus ujuvale korgile tükike vosvorit ja selle üle vette püsti põhjata pudel. Vosvor süüdatakse põlema, teda puudutades läbi pudeli kaela kuuma metalltraadi või klaaspulga otasaga (joon. 26). Selle järel sulutakse pudel ruttu korgiga. Põle-

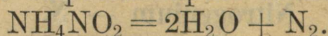


Joon. 26

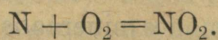
des ühineb vosvor õhu hapnikuga; ühinemisest tekib pudelis valge suits — *vosvori hapend*. Vähesese seisamise järel vajub viimane vette, kus ta lahustub. Pudelis aga tõuseb ärapõlend hapniku asemele vesi ja täidab sellest umbes ühe viiendiku. Ülejäänud gaas on lämmastik.

Valame nõusse nii palju vett juure, et ta pudelis oleva veega ühekõrgusele tõuseb. Nüüd võtame pudelil korgi päält ära ja pistame temasse põleva peeru: tuli kustub.

Nii saadud lämmastik ei ole täiesti puhas, sest temas on vähesel määral veel teisi õhus leiduvaid gaase. Puhast lämmastikku võib saada ühenditest, millest ta kuumutamise mõjul vabaneb, näit. salpeetrishapust ammooniumist:

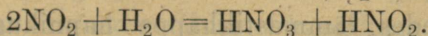


Keemilised omadused. Lämmastik ei ühine kergesti teiste ainetega (ehk küll ta ühendeid looduses palju leida.) Hapnikuga ühineb ta, kui nende segust läbi juhtida elektri säde-
med, mille mõjul tekib *lämmastikkaheshapend*:

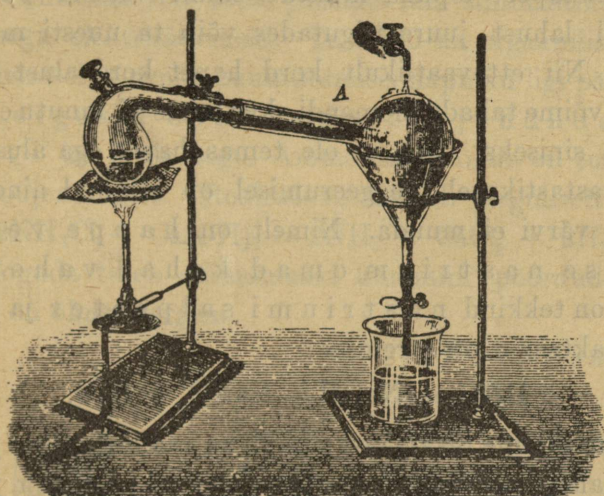


See on punakaspruun mürgine gaas, iseloomulise lõhnaga.

Veega ühinedes annab ta kaks hapet:

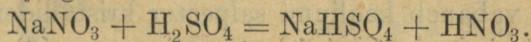


Esimene nendest on lämmastikhape, teine lämmastikhape. Tähtsam on esimene. Teda saadakse harilikult Tshiili salpeetrist väävelhappe mõjul. Selleks asetatakse Tshiili salpeeter retorti, valatakse väävelhapet pääle ja kuumutatakse. Tekkiv lämmastikhape aur juhatakse jahutuskolbi, kus ta muutub vedelaks (joon.27).



Joon. 27

Reaktsioon on järgmine:

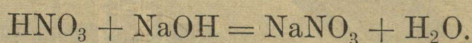


Salpeetrist saamise pärast kutsutakse teda ka *salpeeterhappeks*.

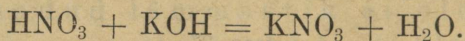
Lämmastikhape on raske värvitu vedelik, iseloomulise lõhnaga. Valguse mõjul eraldub temast lämmastikkaeshapend (NO_2), mis ta värvib kollakaks. Ka soojenemisel laguneb ta. Kui teda mõned tilgad panna katseklaasi ja soojendada, siis näeme tekkivat pruuni lämmastikkaeshapendi.

Oma kerge lagunemise ja enese hapniku edasiandmise tõttu on ta kange h a p e n d a j a. Kui teda pisut katseklaasis keeta ja siis temasse visata hõõguv süsi, hakkab see põlema, ühinedes lämmastikhappe hapnikuga. Orgaanilised ained ja värvid lagunevad temas. Mõne tilga lämmastikhappe mõjul puruneb riie ja kaotab värvi. Ihule tekitab ta põletushaavad.

Lämmastikhappe soolad. Valame seebikivi lahusesse mõned tilgad lakmust ja tilgutame sinna ka vähehaaval lämmastikhapet: lõpuks muutub sinine vedelik punaseks. Seebikivi lahust juure tilgutades võib ta uuesti muutuda siniseks. Nii ettevaatlikult kord hapet kord alust segusse lisades, võime tabada momendi, kus lahus ei muutu ei punaseks ega siniseks. Siis ei ole temas hapet ega alust, vaid nende vastastikusel reageerumisel on tekkinud ained, mis lakmuse värvi ei muuda. Nimelt on happe vesinik ja aluse naatrium omad kohad vahetand: hapest on tekkinud naatriumi salpeeter ja alusest vesi. Reaktsioon on järgmine:



Samasugune reaktsioon sünnib ka kaaliumi aluse ja lämmastikhappe vahel, kus tekib kaaliumi salpeeter ja vesi:



Selle juures soojeneb segu tugevasti. Klaasi külmas vees jahutades vabaneb kaaliumi salpeeter kristallidena, kui lahus on küllastund.

Mõlemad salpeetrid on lämmastikhappe soolad. Nii näeme neist reaktsioonidest, et *hapete ja aluste vastastikusel reageerumisel tekivad soolad.* Selle juures vahetavad happe vesinik ja aluse metall omad kohad ning vesinik ühineb aluse hüdroksüülrühmaga veeks.

Lämmastikhappe soolad, nagu hape ise, on hapendajad, sest et nad kergesti annavad ära osa hapnikku. Kui sulatada katseklaasis salpeetrit ja visata temasse hõõguv süsi, siis hakkab see põlema, ühinedes salpeetri hapnikuga.

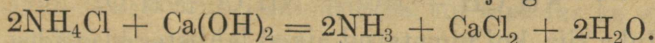
Lämmastikhappe sooli kutsutakse *nitraatideks*.

Ammoniaak — NH_3 .

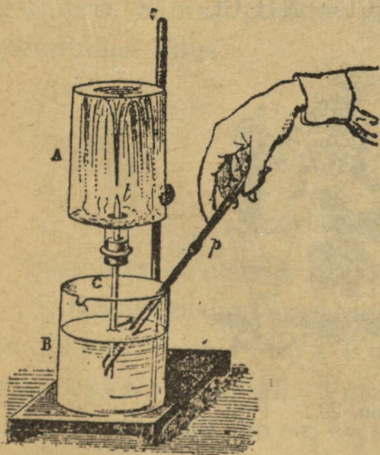
Lämmastiku ühenditest vesinikuga on tähtsam *ammoniaak* — NH_3 . See on värvitu gaas, iseloomulise kibeda lõhnaga.

Valmistada võib teda, juhtides läbi lämmastiku ja vesiniku segu elektrisädemeid. Ta tekib ka orgaaniliste ainete mädanemisel ja nende kuumutamisel hapniku ligi pääsemata.

Kergesti saab teda, soojendades salmiaagi ja lubja segu. Ammoniaagi lõhna on tunda juba enne soojendamist. Reaktsioon toimub järgmiselt:



Koguda tuleb ammoniaaki kummuli pöördud nõusse, sest ta on õhust kergem.

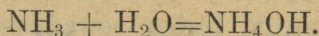


Joon. 28

— ja kõik sääloleva ammoniaagi-gaasi lahustab (joon. 28).

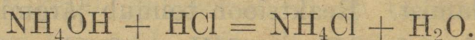
Ühes osas vees lahustub umbes 1000 osa seda gaasi. Kogume kolbi ammoniaaki täis, katame ta korgiga, millest klaastoru läbi käib ja pistame toru otsa vette. Kui tilk vett kolbi pääseb, lahustab see eneses nii palju ammoniaaki, et kolbis rõhumine väheneb, mille tagajärjel anumast vesi kolbi voolab — välise õhu rõhu mõ-

Ammoniaagi lahust kutsutakse *tinkpiirituseks*. Lakmus muutub selles lahuses siniseks. Järelikult on tal aluse o m a d u s e d. Ammoniaagi lahustumisel vees sünnib aluse omadustega aine, nimelt *ammooniumvesihapend*, järgmise reaktsiooni järel:

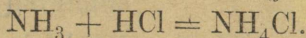


Et igas aluses peab olema metall ja rühm OH, ammooniumvesihapendis aga metalli ei ole, nagu vormelist näha, siis täidab siin metalli aset rühm NH_4 . Teda kutsutakse *ammooniumiks*.

Ammooniumvesihapendi ja hapete vastastikusel reageerumisel tekivad soolad, nagu igast alusest ja hapest. Näit. tinkpiiritust ja soolhapet kokku valades tekib valge sool—*salmiaak* järgmise reaktsiooni järel:

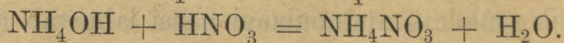


Juba siis, kui nimetatud ained lahtistes klaasides kõrvu sääda, ühinevad klaasidest tõusvad gaasid valge salmiaagi pilvena klaaside kohal (joon. 29):

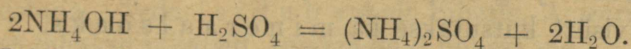


Joon. 29

Lämmastikhappega annab ammooniumvesihapend lämmastik- ehk salpeeterhapu ammooniumi:



Väävelhappega annab ta väävelhappu ammoniumi:



Kõigis neis soolades täidab metalli aset ammoniumiühm NH_4 .

Lämmastiku tähtsus.

Igas organismis on munavalget; raku protoplasma on munavalgest. Selle üheks sisuosaks on tingimata lämmastik. *Lämmastikuta ei oleks munavalget, ei oleks protoplasmat, ei oleks organismi, ei oleks elu.*

Taimedeikasva mullas, kus puuduvad lämmastiku ühendid. Niisugust maad tuleb väetada lämmastikku sisaldavate ainetega, nagu sõnnik, Tshiili salpeeter, ammoniumsoolad jne.

Nagu tuli kustub lämmastikus, nü kustuks ka elu, kui lämmastikku sisse hingata hapnikuta. Kuid õhus on ta hingamise juures tarvilik: ta lahjendab hapnikku, mille puhtalt sissehingamisel sünniksivad keemilised protsessid organismis liig kiiresti. Samuti takistab lämmastik liig kiiret põlemist ja hapendumist õhus.

Süsinik.

Carboneum — C.

Süsinikku on olemas kolmes isesuguses kujus.

1. **Harilik süsi** on must, määriv, pude aine. Teda leidub looduses vabalt ja ühendites. Vaba süsi on tuttav kivisöe nime all. Viimane on tekkind vanaaegistest taimedest. Ta sisaldab osalt veel orgaanilisi aineid. Selle järele, kui palju puhas süsinikku kivisöes leidub, on teda mitmet liiki. Kõige puhtam on *antratsiit*, mis sisaldab süsinikku kuni 98%. Järg-

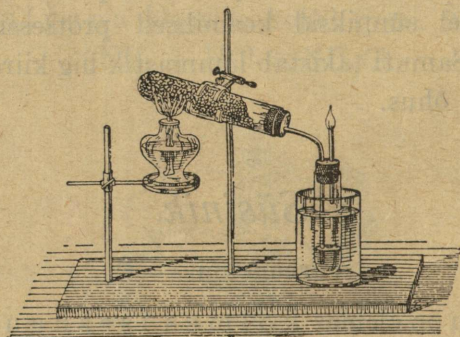
mine on *kivisüsi* kitsamas mõttes. Temas on süsinikku kuni 90%. Sellele järgneb *pruunsüsi*, milles süsinikku 70%.

Kivisütt kutsutakse ka *mineraalsöeks*.

Seotult on süsinikku kõikides organismides, paljudes vedelikes, nagu petrooleum, piiritus jt., mitmetes gaasides, näit. süsihappu gaas, soogaas jm., ka paljudes mineraalides, nagu paekivi, kriit jne.

Saada võib sütt kuumutades orgaanilisi aineid õhu ligi pääsmata. Näit. suhkru katseklaasis kuumutades laguneb see: osa aineid lahkub gaasidena ja aurudena, kuna järele jääb süsi.

Kui panna toruga varustatud katseklaasi kivi- või puupilpaid või saepuru ja kuumutada piirituslambil, siis laguneb puu. Lahkuvad ained võib juhtida läbi jahutava nõu: vedelikud langevad põhja, kuna gaasid lendavad välja. Neid võib toru otsas süüdata põlema (joon. 30). Vedelik on lõhnav puutorv. Katseklaasi jääb süsi.



Joon. 30

Samuti kivisütt kuumutades saame kivi- torva ja lendavad gaasid, kuna klaasi jääb süsi — koks.

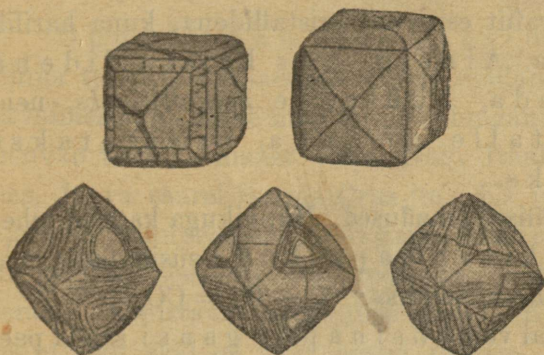
Niisugust orgaaniliste ainete lagunemist kuumuse mõjul kutsutakse *kuivajamiseks* ehk kuivdestillatsiooniks.

2. **Grafiit** on teine süsiniku kuju. See on must, rasvase läikega, määriv aine, kaunis pehme, nii et teda võib küünega kriimustada. Teda leidub vabalt Siberis, Ameerikas jm. Temast tehakse pliatsid, tulekindlaid nõusid jne.

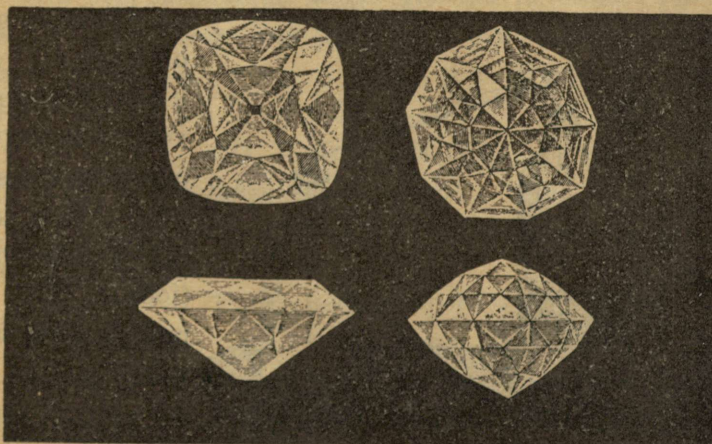
3. **Teemant** on kolmas süsiniku liik. Teda on leida Indias, Brasiilias, Lõuna-Aafrikas jm.

Puhtalt on ta klaasisarnane värvitu kõva mineraal. Sagedasti on temas aineid, mis annavad talle kollaka, sinika, rohelise jm. värvi. Looduses leidub ta kristallidena (joon. 31).

Need säravad valguse käes toredasti. Sellepärast tarvitatakse teemanti ilukiviks. Veel toredamini säravad lihvitud teemandid. Neid kutsutakse briljantideks (joon. 32).



Joon. 31



Joon. 32

Teemant on kõvim kõigist aineist. Sellepärast tarvitatakse tema halvemaid sorte klaasi lõikamiseks, puuride otsteks jne. Teda lihvitakse ta enese pulbriga.

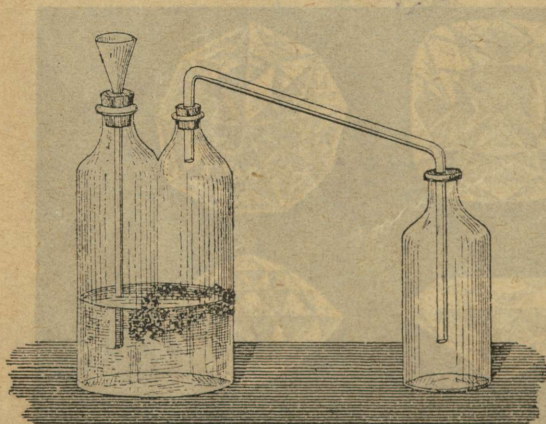
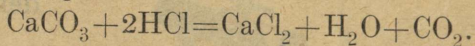
Grafiit ja teemant põlevad hapnikus kange kuumuse mõjul süsihappuks gaasiks. See tõendab, et nad on süsinik. Sütt võib muuta grafiidiks ja edasi teemandiks.

Nähtust, et üks ja sama lihtaine võib ilmuda mitmes isesuguses kujus, kutsutakse allotroopiaks.

Teemant ja grafiit esinevad kristallidena, kuna harilik süsi kristalle ei anna. Aineid, mis kristallidena võivad esineda, hüütakse kristallilisteks, neid aga mis kristalle ei anna, nimetatakse amorfsiiks aineiks.

Süsiniku keemilised omadused. Hapnikuga katseid tehes nägime, et süsinik ühineb hapnikuga süsihappuks gaasiks ehk süsinikkaheshapendiks: $C + O_2 = CO_2$.

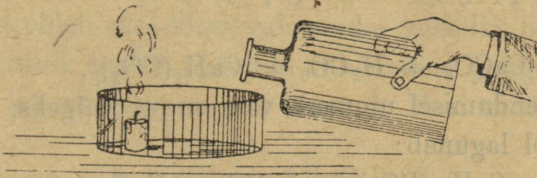
Suuremal hulgal võib süsihappu gaasi saada pae-kivist või kriidist, kui neile pääle valada soolhapet. Reaktiooni käik on järgmine:



Süsihappu gaas on õhust raskem, sellepärast võib teda koguda otsekohepüstiseisvasse klaasi, kust ta tõrjub õhu välja (joonist. 33). Ta raskuse tõttu võib teda valada ühest nõust teise. Kui klaasi

Joon 33

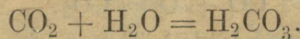
põhja panna küünal põlema ja teisest valada süsihaput gaasi pääle, kustub küünal. See näitab gaasi üleminekut (joon. 34).



Joon. 34

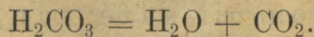
Õhus leidub seda gaasi umbes 0,03—0,04%. Sinna tekib ta orgaaniliste ainete mädanemisest, põlemisest ja inimeste, loomade ning taimede hingamisest. Mõnes kohas hoovab teda ka maast välja. Näit. Itaalias n. n. Koerakoopas, Jaava saarel Surma-Orus jm. Ka vulkaanide tegevuse ajal tuleb muu seas süsihaput gaasi. Siiski ei kasva ta hulk õhus liig paljuks, sest et taimed teda oma lehtedega neelavad ja temast valmistavad orgaanilisi aineid. Kus inimesi ja loomi palju elab, sääl on õhk temast rikkam. Väljal, metsas ja merel on teda õhus vähem. Õhu liikumisega laguneb ta enamvähem ühtlaselt laiali.

Kui vesi lakmusega lillaks värvida ja temast pikemat aega süsihaput gaasi läbi juhtida, muutub lakmus punaseks. Sellest järeldame, et süsihappu gaasi ja vesi moodustavad happe:

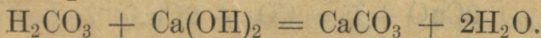


Seda hapet nimetatakse süsihappeks.

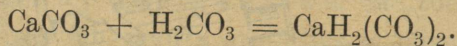
Süsihapet on võimata vabalt saada, sest et ta soojendamisel kohe laguneb:



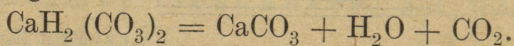
Lubjavee valgeks muutumine süsinikaheshapendi mõjul tuleb sellest, et süsihappe ja lubja (kaltsiumi aluse) reageerumisel tekib vees lahustamatu sool — süsihappu kaltsium (kriidisarnane aine):



Sellest veest edasi süsihaput gaasi läbi juhtides läheb vesi uuesti selgeks, sest siis ühineb tekkind sool veel ühe osa süsihappega, mille tagajärjel tekib vees lahustuvasool:



Soojendamisel muutub vesi uuesti valgeks, sest et viimane sool laguneb:

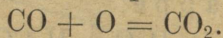


Teistest süsihappe sooladest on tähtsamad: pesusooda (Na_2CO_3), söögisooda (NaHCO_3) ja potas (K_2CO_3).

Süsihappe soolad kutsutakse *karbonaatideks*.

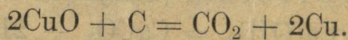
Süsinikhapend — CO. Kui süsiniku põlemisel hapnikku ei ole küllalt, siis tekib süsinikkaheshapendi asemel süsinikhapend (CO). See on mürgine gaas. Teda kutsutakse ka vinguks ehk karmuks. Sissehingamisel ühineb ta verepunaga ehk hämogloobiiniga, nii et see enam ei saa võtta hapnikku ja inimene peab surema — hapniku puudusel. Ving tuleb tupp, kui ahi pannakse vara kinni ja ahju uks ei ole küllalt kindel.

See gaas põleb sinaka leegiga, ühinedes hapnikuga süsinikkaheshapendiks:

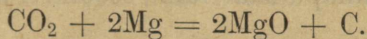


Tema põlemist võib vaadelda küdevas ahjus hõõguvatel sütel, sest süte all, kus hapnikku vähe, tekib süsinikhapend, mis sütest läbi tungides nende pääl põleb süsinikkaheshapendiks.

Süsinikul on nii suur tung hapnikuga ühinemiseks, et ta isegi teistest ühenditest võtab hapniku, neid taandades. Kui näit., kuumutada katseklaasis vasehapendi ja söe segu, siis taandab süsi vasehapendi vaseks:

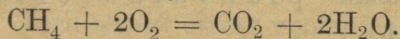


On siiski aineid, millel suurem tung hapnikuga ühinemiseks, nii et nad süsiniku hapnikust vabastavad, teda taandades. Näit., põlema süüdatud ja süsihapu gaasi purki lastud magneesiumi lint põleb sääl edasi, vabastades süsiniku hapnikust, kusjuures süsinik heitub mustade kübemetena purgi seintele, kuna põhja langeb magneesiumi hapend. Reaktsioon toimub järgmiselt:



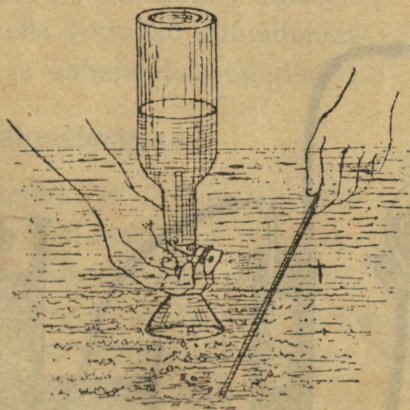
Vesinikuga annab süsinik palju ühendeid. Neist on tähtsamad:

1. *Metaan* ehk soogaas — CH_4 . See on lõhnatu, maitsetu ja värvitu gaas. Põleb sinaka, pea värvitu leegiga süsihapuks gaasiks ja veeks:



Õhuga segatult plahvatab, puutudes tulega kokku.

Ta tekib soo põhjas, kus taimed kõdunevad hapniku ligipääsmatult. Soost võib teda koguda veega täidetud ja soo vette kummuli pöördud nõusse, keppiga nõu all segades (joon. 35).

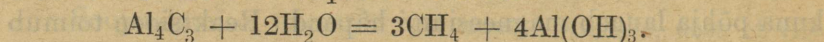


Joon. 35

Metaan tekib ka kivisöökaevandustes. Kui kaevanduse õhu ja metaani segu tulega kokku puutub,

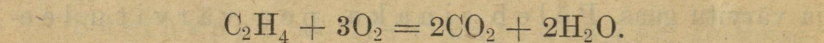
siis tekib plahvatus, mille mõjul terve kaevandus võib kokku langeda ja inimesed surma saada. Kes rusude alt pääseb, lämbub hapniku puudusel.

Saada võib teda kergesti alumiiniumkarbiidist, sellele vett pääle valades:



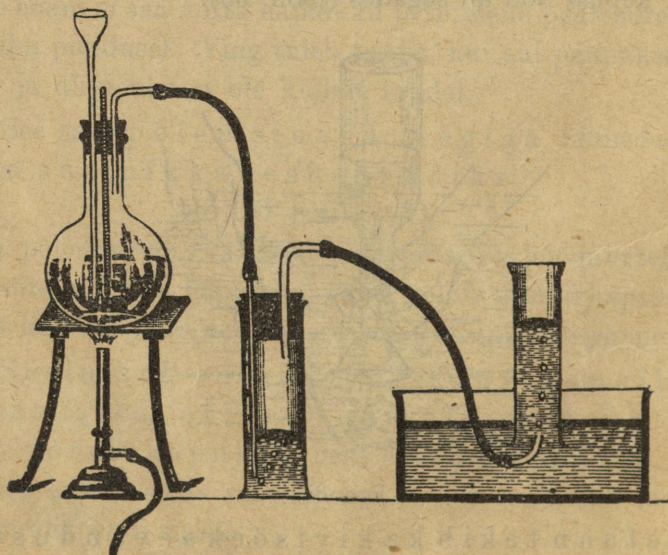
Ka tekib ta äädikhapu naatriumi, seebikivi ja lubja segu kuumutamisel.

2. *Etüleen* — C_2H_4 — on värvitu, magusalõhnaline gaas. Põleb helendava leegiga süsihapuks gaasiks ja veeks:



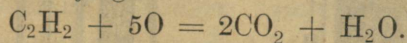
Õhuga segatult plahvatab tulega kokkupuutumisel.

Teda võib saada kuumutades ühe mahuosa piirituse ja kolme mahuosa kange väävelhappe segu, kuumutamise ajal vähehaaval juure lisades ühe mahuosa piirituse ja kahe mahuosa väävelhappe segu (joon. 36).



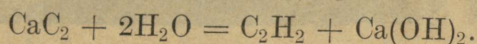
Joon. 36

3. *Atsetüleen* — C_2H_2 — on kolmas tähtsam süsiniku ja vesiniku ühend. See on vastiku lõhnaga värvitu gaas. Põleb heleda leegiga. Kui aga põlemiseks ei ole küllalt hapnikku, siis suitseb, eraldades palju tahma. Põlemise reaktsioon on järgmine:



Õhuga segatult plahvatab tulega kokku puutudes.

Teda saab kergesti kaltsiumkarbiidist vee abil, mille juures tekib atsetüleen ja lubi:



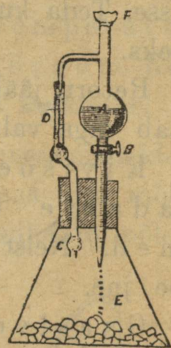
Atsetüleeni tarvitatakse valgustamiseks. Selleks pannakse karbiid sellekohastesse lampidesse, kuhu toru läbi tilgub vett. Toru teisest otsast voolab gaas välja, kus ta süüdatakse põlema (joon. 37).

Süsiniku ja vesiniku ühendeid kutsutakse *süsivesinikkudeks*.

Süsiniku ühendeid metallidega hütatakse *karbiidideks*. Niisugused on näit. meile tuttavad alumiiniumkarbiid (Al_4C_3) ja kaltsiumkarbiid (CaC_2).

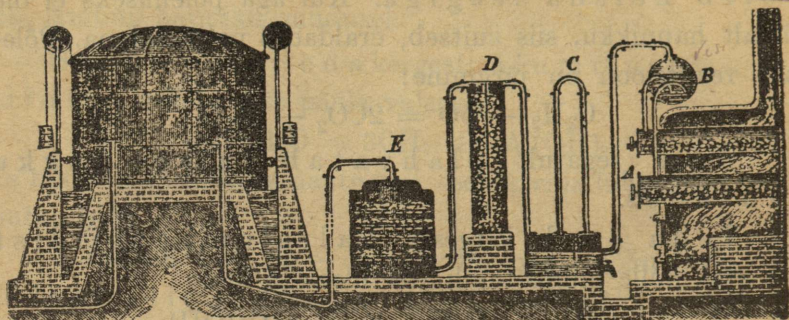
Valgustusgaas.

Eelpool nägime, et kivisöe kuivajamisel vabaneb põlev gaas. Nii valmistatakse gaasivabrikutes *valgustusgaasi*. Selleks asetatakse kivisöed pikkadesse, üksteise kõrvale kinni müüritud raud- või shamottsilindritesse (retortidesse) ja kuumutatakse alt. Tekkind gaas juhatakse läbi vee, millesse jääb ammoniaak. Säält edasi läheb ta läbi lubja ja raua vesihapendi, mis neelavad väävelvesiniku ja süsihapu gaasi. Lõpuks jõuab gaas suure vees kummuli olevasse raud gaasi-



Joon. 37

kogumise nõusse. Säält juhitakse ta torusid mööda tänavate, majade jne. valgustamiseks (joon. 38). *Valgustusgaas on mitme*



Joon. 38

gaasi segu, millest tähtsamad: metaan, etüleen, atsetüleen, vesinik, süsinikhapend.

Ajamisel vabanend vedelikkude segu kogutakse isnõusse. Teda kutsutakse *kivisöetõrvaks* ja tarvitatakse tõrvamiseks.

Retorti jääb *koks*, mida tarvitatakse kütmiseks, sest ta annab väga valusa tule.

Kivisöetõrva uuesti destilleerides, saadakse temast veel mitmed tarvilised ained. Neist on tähtsamad: bensool, naftaliin, korboolhape jne.

Gaasiveest saadakse ammoniaaki.

Põlemine ja tuli.

Nagu teada, vabaneb paljude ainete keemilisel ühinemisel soojus ja tekib valgus. Sarnast keemilist reaktsiooni kutsutakse *põlemiseks*. Gaasiliste ainete põlemisel tekib, pääle valguse ja soojuse, veel *leek*.

Mõned põlevad ained annavad vähem soojust, teised rohkem. Soojuse hulka, mille annab kilo-

gramm ainet ära põledes, kutsutakse selle aine kütteväärtuseks.

Samuti annavad mõned ained põledes vähe valgust, näit. vesinik, teised aga palju, näit. süsi.

Küünla põlemist vaadeldes näeme, et leek seisab koos kolmest kihist: seesmisest tumedast koonusest, seda ümbritsevast heledast ja välisest vaevalt nähtavast sinakast kihist. Viimane on iseäranis selgesti näha leegi alumises osas (joon. 39).



Joon. 39

ei ole veel põlemist: see seisab koos gaasidest, mis tekkivad küünla aine lagunemisest.

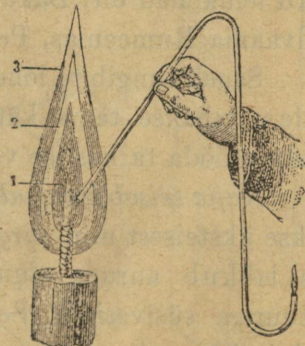
Hoides leegis põigiti raudnaela või noatera, heituvad sellele leegi heledas osas söe kübemekesed. Nende helendamisest tekibki valgus. Üldse tekib põlemisel

Tikku põigiti leegis hoides, süsineb see ja hakkab põlema kõige enne leegi välises kihis, kuna tumedas koonuses olev osa ei süsistu. Paberilehte vähe aega lapiti (horisontaalselt) leegi keskkohal hoides, tekib sellele leegi väliskihis must süsinend ring, kuna ringi sisemus jääb peaaegu valgeks. Need katsed näitavad, et leegi välise kihi temperatuur on sisemise omast kõrgem. Keskmise kihi temperatuur on ka keskmine.

Kui leegi tumedasse koonusesse pista klaasitoru ots, siis tõuseb valge gaas toru mööda üles, mida toru otsas võib süüdata põlema (joon. 40). Sellest

näeme, et tumed

das koonuses



Joon. 40

valgus siis, kui mingi kõva aine kuumuse mõjul hakkab helene ma. Leek, milles kõva ainet ei ole, annab vähe valgust, näit. vesiniku leek.

Küünla leegi helenduvast kihis ühineb süsinik ja gaasid õhuhapnikuga, kuid veel mitte täiesti. Täieline ühinemine sünnib välises kihis. Sellepärast on ka selle temperatuur kõige kõrgem. Ta ei helene, sest sääl puuduvad kõvad ained.

Samasugustest kihtidest on koos ka puu, petrooleumi jne. leek. Ka need ained lagunevad enne hapnikuga ühinemist gaasideks.

Küünla, puu, petrooleumi jne. põlemisel tekib süsihappgaas ja vesi, sest neis aineis leiduv süsinik ja vesinik ühinevad õhu hapnikuga. Süsihappgaasi tekkimist võib tõestada, kui küünalt klaasis põletada ja pärast valada sinna lubjaveett ning loksutada: see muutub valgeks. Vee tekkimist näeme hoides kummuli leegi kohal kuiva klaasi: klaas läheb tekkind veeaurust uduseks.

Nafta.

See on tumepruun või rohekas-kollane, mõnikord värvitu, vedelik, iseloomulise lõhnaga. Teda leidub paljudes kohtades maa sees, mispärast teda ka kutsutakse *maaõliks*. Tähtsamad leiukohad on: Bakuu linna ümbrus Kaukaasuses, Transylvaania Rumeenias, Pensylvaania Ameerikas jne.

Sageli tungib ta lõhesid mööda maast välja. Teistes kohtades tehakse tema kättesaamiseks sügavad puurkaevud, mida mööda ta kas ise välja voolab või välja pumbatakse.

Nafta seisab koos paljudest süsivesinikkudest. Need eraldatakse üksteisest n. n. *järgulise destillatsiooni* teel. Naftat keetes lahkub auruna alguses kõige madalama keemistemperatuuriga süsivesinik. See juhatakse jahutajasse, kus ta veeldub ja kogumise nõusse voolab. Selle järel lahkub süsivesinik, millel kõrgem keemistemperatuur. Nii saadakse nafta

tast mitmed tarvilised ained. Tähtsamad neist on bensiin ja petrooleum. Ülejääki tarvitatakse aurukatalde kütmiseks. Viimasest saadakse ka veel määrdeõlised, vase-liini, parafiini jm.

Asfalt.

See on tumepruun, peaaegu must kõva aine, mis kuumutades kergesti sulab. Teda leidub suurel hulgal mitmes kohas maa sees, mispärast teda kutsutakse ka *maavaiguks*.

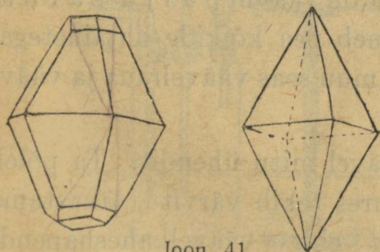
Koosseisult on asfalt, nagu naftagi, *süsivesinikkude kogu*, kuid temas leidub ka *l ä m m a s t i k u ü h e n d e i d*.

Sulatatult ja liivaga segatult kaetakse temaga jalgteid, põrandaid, katuseid jne.

Väävel.

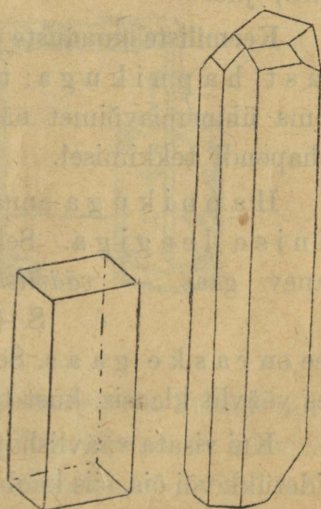
Sulfur — S.

Väävel on kõva, rabe aine, kollast värvi, lõhnatu ja maitsetu. Vees ei lahustu, küll aga eetris ja väävelsüsinikus. Lahusest vabaneb pääle vedeliku äraauramist *r o m b i l i s t e* kristallidena (joon. 41).



Joon. 41

Kuumutamisel kuni 115° sulab kollaseks õlisarnaseks vedelikuks. Õli külma vette valades muutub ta korraga jälle kõvaks väävliks. Kui aga lasta ta pikkamisi jahtuda, siis teki-
vad prismilised kristallid (joon. 42). Üle 115°



Joon. 42

kuumutamisel muutub vedel väävel pruuniks ja üle 200° sitkeks, nii et teda ei saa välja valada. Üle 300° kuumuses läheb ta uuesti vedelaks. Seda vedelikku külma vette valades tekib väävlist veniv aine, mida kutsutakse *plastiliseks väävliks*. Umbes 450°-lises temperatuuris hakkab väävel keema, muutudes kollakaks auruks, mis õhus kohe tiheneb peenikeseks pulbriks. Viimast hüütakse *väävliõieks*.

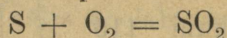
Kõige püsivam neist allotroopilistest kujudest on *rombiline väävel*: kõik teised kujud muutuvad aegamööda rombiliseks.

Looduses leidub väävlit vabalt ja seotult. Vaba väävlit on leida vulkaanide ümbruses, kuhu ta on kogund vulkaanide tegevuse ajal ühes teiste ainetega. Sellepärast ei ole ta mitte puhas ja tuleb enne müügile saatmist puhastada. Sageli leidub aga teda ka puhaste rombiliste kristallidena.

Seotult on väävlit kipsis (CaSO_4), raudpüriidis (FeS_2), vaskpüriidis (CuFeS_2), seatina läikes (PbS), tsinkläikes (ZnS) jne.

Keemiliste omaduste poolest on väävli paljusarndust hapnikuga: ta ühineb pea kõikide lihtainetega. Tema ühinemisvõimet nägime muu seas väävelraua ja väävlishapendi tekkimisel.

Hapnikuga annab väävel mitu ühendit. Ta põleb sinise leegiga. Selle juures tekib värvitu, läkastama panev gaas — *väävlishapend* ehk väävelkaheshapend:

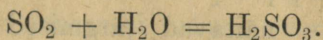


See on raske gaas. Sellepärast võib teda koguda, põletades väävlit klaasis, kust ta tõrjub õhu välja.

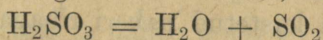
Kui visata väävlishapendisse märjaks kastetud värviline riidetükk või õis, siis kaob värv mõne aja pärast, sest väävlishapend pleegitab. Teda tarvitatakse siidi, villa, õlgede jne. pleegitamiseks. Ta tapab bakterid, sellepärast tarvita-

takse teda ka *desinfitseerimiseks*, s. o. haigusi tekitavate pisielukate hävitamiseks.

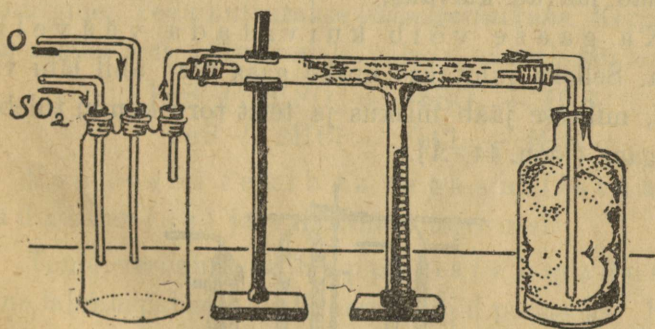
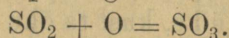
Kui valada väävlishapendi nõusse pisut vett, siis tekib hapuka maitsega vedelik, mille mõjul lakmus punaseks muutub, sest väävlishapend ja vesi on ühinend *väävlishappeks*:



Seda hapet ei saa eraldada veest, milles ta lahustund, sest soojendamisel laguneb ta aineiks, millest tekkind:

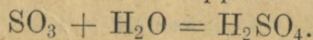


Kui väävelkaheshapendi molekulile üks hapniku aatom juure ühineb, siis tekib teine väävli ühend hapnikuga — *väävelkolmeshapend* (SO_3). Tema saamiseks juhitakse väävelkaheshapendi ja õhu segu läbi toru, milles on plaatina pulbriga läbiimbutatud *asbest* (mäelina) või raua hapend ja mida kuumutatakse 450° -ni (joon. 43). Nimetatud ainete mõjul ühineb väävelkaheshapend õhu hapnikuga väävelkolmeshapendiks:



Joon. 43

Viimane juhitakse kolbi, mille seintele ta heitub pikade siiditaoliste nõeltena. Väävelkolmeshapend on värvitu vedelik, mis keeb 46° juures, aga kristallideks hangub 15° juures. Veega ühineb ta *väävelhappeks*:



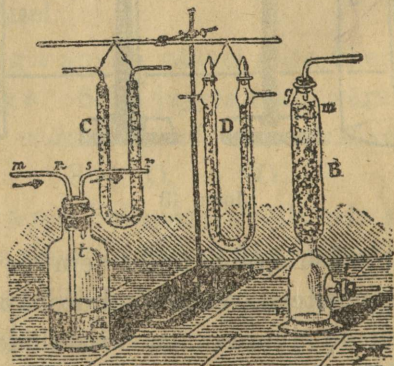
Väävelhape on raske värvitu vedelik. Seguneb veega igas vahekorras, kusjuures segu tugevasti soojeneb.

Segamisel ei tohi valada vett väävelhappesse, sest kiire soojenemise tõttu muutub vesi auruks ja pritsib põletavat hapet laiali. Kui aga valada ettevaatlikult hapet vette, siis vajub ta põhja ning soojenemine sünnib aeglasemalt.

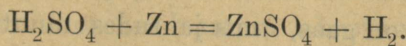
Väävelhappe põletavat mõju orgaanilisile aineile näitavad järgmised katsed: kui katseklaasi asetatud peenikesele suhkrule mainitud hapet pääle valada, muutub suhkur mustaks. See sünnib ka väävelhappesse kastetud paberi ribaga. Hape võtab orgaanilisilt aineilt ära hapniku ja vesiniku ning järele jääb must süsi.

Väävelhappe imeb enesesse palju niiskust, sellepärast tarvitatakse teda kuivatamiseks. Kui asetada kinnisesse nõusse niiske asi ja klaasiga väävelhapet, siis neelab viimane õhust niiskuse enesesse ja asi kuivab. Kuivatamise otstarbel pannakse teda talveks klaasiga kahekordsete akende vahele, kust ta õhu niiskuse enesesse imeb, et aknad jäävad kuivaks.

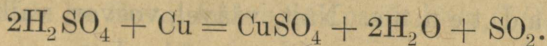
Ka gaase võib kuivatada väävelhappega. Selleks juhatakse niiske gaas toru abil läbi väävelhappe, millesse jääb niiskus ja teist toru kaudu tuleb välja kuiv gaas (joon. 44, A).



Metallidega reageerudes annab väävelhappe soola d. Nii tekib temast tsiingi abil vesiniku saamiselt sin k vitriool:



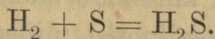
Vasega annab ta sinise silmakivi ehk vaskvitriooli, kuid selle juures ei vabane vesinik, vaid pääle soola tekib veel vesi ja väävelkaheshapend:



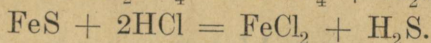
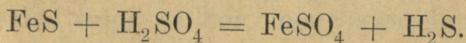
Rauaga annab ta halli raudvitriooli (FeSO_4) ja naatriumiga glauberisoola (Na_2SO_4). Kaltsiumi ja väävelhappe sool on kips (CaSO_4).

Väävelhappe soolad kutsutakse üldise nimega *sulfaatideks*.

Vesinikuga ühineb väävel, kui juhtida kuiva vesinikku läbi toru, milles väävlit kuumutatakse:

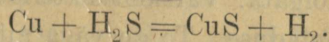


See ühend on värvitu gaas, vastiku mädamuna lõhnaga ja mürgine. Teda kutsutakse *väävelvesinikuks*. Kergesti võib teda saada, kui väävelrauale valada väävel- või soolhapet:



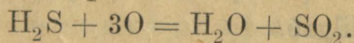
Looduses tekib ta orgaaniliste ainete mädanemisel ja vulkaanide tegevusel.

Tema vesilahus on happeliste omadustega: sinine lakmuspaber muutub tema mõjul punaseks. Happena annab ta metallidega soolad. Näit. puhta vase pinnale tekib tema mõjul must kiht — väävlisvask:

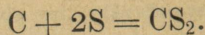


Ka väävelraud (FeS) on väävelvesiniku sool.

See gaas põleb sinakaleegiga, kusjuures tekib vesi ja väävelkaheshapend:



Süsinikuga ühineb väävel, kui läbi torus olevate kuumade süte juhtida väävli auru:



Tekkind ühend on gaas, mis jahtudes muutub vedelaks ja harilikus temperatuuris püsib vedelikuna. Teda kutsutakse *väävelsüsinikuks*.

Mitmed vees lahustumatud ained lahustuvad temas. Näit. väävel, vosvor, vaik, rasvad, õlid.

Tulega kokku puutudes sütib kergesti.

Katalüsaatorid.

Väävelkaheshapend ühineb hapnikuga väga pikkamisi, kuid platineeritud asbesti või raua hapendi mõjul läheb reaktsioon kiiresti. Samuti kiirendab mangaanülihapend hapniku saamist kloorhapust kaaliumist, milleta hapniku vabanemine sünnib väga pikkamisi. Aineid, mille juuresolek reaktsiooni kiirendab, ilma et nad ise sääl juures muutuksid, hüütakse *katalüsaatoriteks*.

Vosvor.

Phosphorus — P.

Vosvor esineb mitmes allotroopilises teisesendis. Neist on tähtsamad kollane ja punane vosvor.

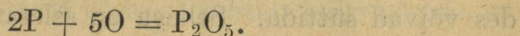
Kollane vosvor on vahasarnane, kollakas, pehme aine, mida võib noaga lõigata. Värskest on ta läbipaistev, kuid seisest kaotab selle omaduse. Ta on väga mürgine. Sellepärast võib teda võtta ainult näpitsaga, mitte näppudega. Lahustub väävelsüsinikus, kuid mitte vees. Õhus hakkab suitsma ja lõpuks põlema. Seepärast tuleb teda hoida vees. Pimedas hiilgab.

Punane vosvor tekib kollasest, selle kauasel kuumutamisel ruumis, kuhu ei pääse õhku. Valguse käes seistes tekib kollase vosvori pinnale punase kiht. Punane vosvor ei ole mürgine, ei süti õhus iseenesest, ei lahustu väävelsüsinikus, ei hiilga pimedas.

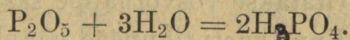
Looduses leidub seda lihtainet ainult seotult. Vosvorit sisaldavatest mineraalidest on tähtsamad: vosvoriit $[Ca_3(PO_4)_2]$, mida ka Eestis leidub, ja apatiit $[3Ca_3(PO_4)_2 + CaF_2]$. Taimedes on teda kõige rohkem seemetes. Loomade ja inimeste luude mineraalosa on pääasjalikult vosvorhapu lubi $[Ca_3(PO_4)_2]$; ka leidub teda pääajus ja üdis.

Vosvorit saadakse kondi tuhast, segades seda liivaga ja söega ning kuumutades segu ruumis, kus puudub hapnik. Vabanev vosvori aur juhitakse külma vette, kus ta hangub.

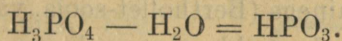
Keemiliselt ühineb vosvor paljude ainetega, iseäranis kergesti hapnikuga. Kui panna tükike vosvorit plekitükile või tiiglisse ja puudutada kuuma metalliga (traadiga), siis sütib ta põlema, mille juures tekib valge suits — *vosvorviieshapend*:



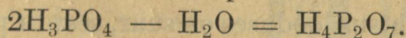
Viimane on valge pulber, mis veega ühinedes annab *vosvorhappe*:



Teda kutsutakse ka *ortovosvorhappeks*. Lahutades sellest kuumutamise teel ühe vee molekuli, saame *metavosvorhappe*:



Lahkub aga kahest ortovosvorhappe molekulist üks vee molekul, tekib *pürovosvorhappe*:



Kõik need happed on valged kindlad ained, mis kergesti vees lahustuvad.

Harilikult mõeldakse vosvorhappe nime all ortovosvorhappet. Et temas on kolm

vesiniku aatomit, seepärast annab ta kolme liiki sooli. Näit. naatriumiga annab ta järgmised soolad:

ühemetalliline sool NaH_2PO_4 .

kahemetalliline sool Na_2HPO_4 .

kolmemetalliline sool Na_3PO_4 .

Tähtis vosvorhappe sool on ülnimetatud vosvorhapu lubi $[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]$, mida leidub vosvoriidis, apatiidis ja luudes.

Vesiniku ja vosvori ühenditest on tähtsam vastiku lõhnaga värvitu gaas—vosvorvesinik (PH_3). Teda võib saada, kui visata naatriumi või kaaliumi vesihapendi lahuse tükk kollast vosvorit ja soojendada. Aeg-ajalt ilmub lahuse pinnal leek, sest selle gaasiga ühes tekib vees teine vosvori ja vesiniku ühend (P_2H_4), mis õhus sütib ja ka vosvorvesiniku süütab. Ka jahtunult võib lahuse pinnal leeki näha, kuid palju harvemini.

Vosvorit sisaldavate orgaaniliste ainete kõdunemisel tekivad ka vosvori ühendid vesinikuga, mis maast välja tungides võivad süttida. Sellega on seletatavad hulkuvad tuled surnuaedadel ja soodel.

Vosvorit tarvitatakse vosvorhappe saamiseks ja tikkude valmistamiseks. Enne kaeti tikupääd väävliga ja kollase vosvoriga. Need tikud olid kardetavad, sest et kollane vosvor on mürgine ja sütib kergesti. Nüüd kaetakse nad mingi teise kergesti süttiva ainega (Berthollet-soola, väävelantimooni jne. segu), karbi küljed aga klaasi puru ja punase vosvori seguga. Hõõrumisel sütib vosvor ja süütab tikupääd.

Vosvori tähtsus looduses on suur, sest ta peab olema organismide sisuosaks. Taimed ei kasva mullas, kus puuduvad vosvori ühendid. Niisugust maad tuleb väetada vosvorit sisaldavate ainetega, nagu sõnnik, superfosfaat, toomasjahu, kondijahu jne.

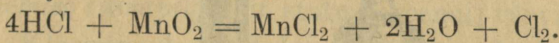
Kloor.

Chlorum — Cl.

Kloor on kollakasroheline gaas, kibeda lõhnaga, õhust 2,5 korda raskem, vees lahustuv. Tema vesilahust kutsutakse kloorveeks.

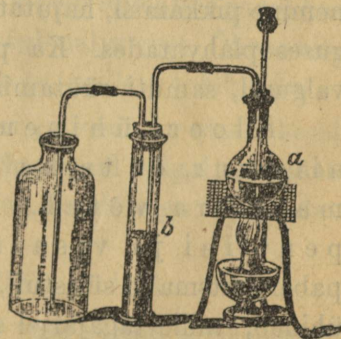
Looduses leidub teda ainult seotult. Kloori sisaldavatest mineraalidest on kõige tuttavam kloornaatrium (NaCl) ehk keedusool. Vähem tuttav on kloorkaalium (KCl) ja teised. Vähesel määral leidub teda ka organismides.

Saada võib kloori lahutades sulatatud kloornaatriumi elektrivooluga. Ka vabaneb kloor, kui soojendada keedusoola, mangaanülihapendi ja väävelhappe segu. Lihtsamalt saab teda soolhappe ja mangaanülihapendi segu soojendamisel:



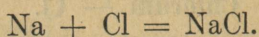
Et kloor on raske gaas, siis võib teda koguda püstiolevasse lahtisesse nõusse, kust ta tõrjub õhu välja. Kui anum hakkab täis saama, mis näha kloori rohekast värvist, tuleb toru aegsasti juhtida teise nõusse, et gaasi palju ei pääseks õhku, sest tema suuremal hulgal sissehingamine mõjub mürgiselt. Parem on kloori kogumise nõud torude abil ühendada, siis ei pääse ta nii kergesti välja (joon. 45).

Keemiliselt ühineb kloor paljude ainetega, mõnega isegi harilikus temperatuuris. Kui puista klooriga täidetud nõusse antimoni pulbrit, tekib kohe kloorantimon, täites nõu valge suitsuna. Selle juures vabaneb nii palju soojust, et mõnikord võib näha tuld. Õhus põlema süüdatud naat-

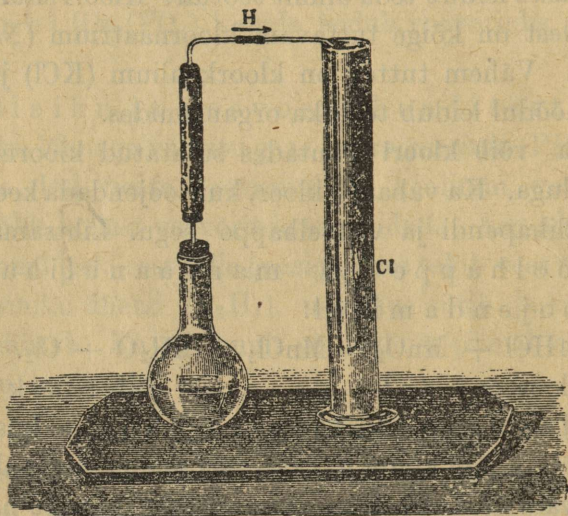
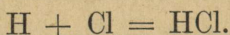


Joon. 45

rium põleb klooris edasi, tekitades kloornaatriumi:



Samuti põleb klooris edasi vesinik. kus juures tekib ühend — kloorvesinik (joon. 46):



Joon. 46

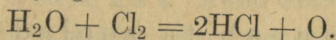
Kui segada võrdsed ruumosad kloori ja vesinikku, siis ühinevad nad. Pimedas läheb ühinemine pikkamisi, hajutatud valguses kiiremini, päikese valguses plahvatades. Ka plahvatab nende segu magneesiumi valgusel, samuti süütamisel.

Kloori ühinemise tung vesinikuga on nii suur, et ta ka teistest ühenditest viimase ära võtab. Kui kasta paberi riba tärpentiini ja visata kloori anumasse, siis hakkab paber suitsma ja süsistub, sest et kloor tärpentiini vesinikuga ühineb, mille tagajärjel süsinik vabaneb. Mõnikord tekib selle juures leek.

1915

Põlema süüdatud ja traadi otsas kloori nõusse lastud küünal põleb sääl edasi, kusjuures tekib palju tahma, sest kloor ühineb küünla aines sisalduva vesinikuga, kuna süsinik vabaneb tahmana.

Samuti võtab ta vesiniku veest, nii et hapnik vabaneb. Täidame katseklaasi kloorveega, asetame ta kummuli sama veega täidetud anumasse ja paneme valguse kätte. Mõne aja pärast leiame katseklaasis vee asemel hapniku. Reaktsioon toimub järgmiselt:

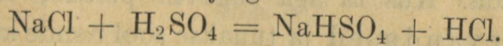


Viimasel kloori omadusel põhjeneb ta pleegitamise võime. Kui visata kloori anumasse veega läbi leotatud värviline riie või õis, siis muutub see lühikese aja pärast värvituks, sest et kloori mõjul veest vabanev hapnik vabanemise silmapilgul (in statu nascendi) värvi koosseisu muudab. Klooriga pleegitatakse puuvilla, paberit, lina. Et kloor pleegitavat ainet ei rikuks, pestakse viimast pärast pleegitamist sarnases lahuses, mis kloori mõju kaotab. Niisugune aine on, näit., naatriumhüposulfiit ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) ehk antikloor. Pleegitamisel tarvitatakse puhta kloori asemel kloor- ehk pleeklupja (CaOCl_2).

Kloori tarvitatakse ka desinfitseerimiseks, sest et ta haigused hävitab.

Kloorvesinik (HCl) on värvitu, kibedalõhnaline gaas, hapuka maitsega, õhust raskem. Lahustub palju vees. Õhus suitseb, sest sääl leiduv veeaur lahustab ta, millest tekib udu.

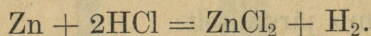
Saadava võib teda kloori ja vesiniku otsekoheselt ühinemisel, nagu eespool seletatud. Suuremal hulgal saadakse teda keedusoolast väävelhappe mõjul, nende segu soojendades. Reaktsiooni käik on järgmine:



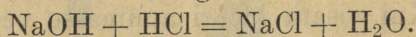
Tema suurt lahustuvus-võimet vees näitab samasugune katse, mis tõendas ammoniaagi lahustuvust (joon. 28).

Kloorvesiniku lahusel on hapukas maik ja lakmus muutub ta mõjul punaseks. Järelikult on tal happe omanduse d. See lahuse ongi *soolhape*. Viimase keemiline vormel on seesama, mis kloorvesinikgaasil (HCl), sest see hape ei ole ju muud kui nimetatud gaasi vesilahus.

Paljude metallidega annab soolhape soola d. Kui visata temasse tükk tsinki, hakkab kohe vesinik vabanema ja tekib kloortsink:



Samuti annab ta soolad alustega reageerudes, näit. naatriumi alusega:



Soolad vabanevad, kui pärast reaktsiooni lõppu vesi ära aurutada.

Keedusool (NaCl) on tähtsam soolhappe soolade st. Puhtalt on ta klaasisarnane, läbipaistev, värvitu, vees lahustuv aine, kristallilise ehitusega. Kui suurem puhta soola tükk katki lüüa, siis laguneb ta kuubiliste kristallideks. Lahusest vabaneb ta samuti kuubiliste kristallidena, mis aga on õige väikesed.

Looduses leidub keedusoola suurte lademetena maa sees ja lahustunult meredes, soola järvedes ja -allikates. Mõnes kohas on ka maapind temaga läbi imbund. Kohati on soolalademed sügaval maa sees, vaheldudes savi ja muude kihtidega. Teistes kohtades jälle ulatavad nad üle maapinna. Hispaanias on isegi soola mägi.

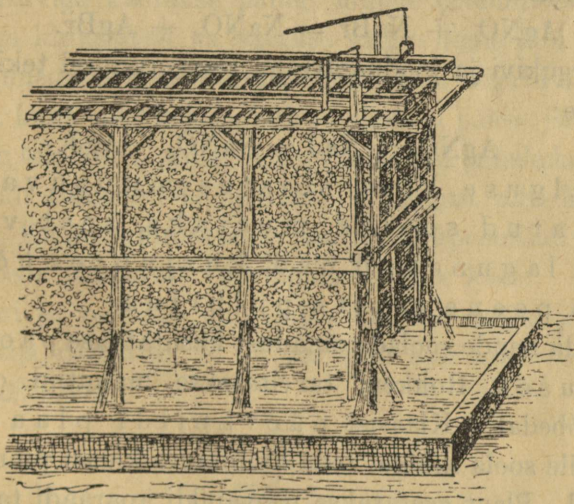
Lademetest saada kse soola kaevamise teel. Kus sool maapinna ligi asub või koguni välja ulatab, sääl on teda kerge kaevada. Kus ta aga sügaval peitub, sääl tehakse maasse kaevandused ja tuuakse sool nende kaudu välja.

Et soola merest saada, selleks juhita kse soolane vesi mere ääre kaevatud aukudesse.

kus see ära aurab, kuna sool vajub põhja. Säält tõstetakse ta labidatega kaldale kuivama. Soola järvedes aurab vesi suvel ise nii palju ära, et sool vajub põhja, kust ta siis labidatega tõstetakse välja ja laotakse kaldale kuivama.

Külmades maades juhitakse ka merevesi aukudesse, kust jääks külmeda lastakse. Et aga ainult puhas vesi ära külmeb, siis muutub ta jää all palju soolasemaks. Nüüd kõrvaldatakse jää ja lastakse vesi uuesti külmeda. Ta muutub veelgi soolasemaks. Viimaks on vesi nii soolane, et ta enam ei külme. Siis lastakse ta tulel ära aurata, ja nii saadakse sool kätte.

Allikatest soola saamiseks ehitatakse haoriitadad, mille alla tehakse vooderdatud veebasseinid (joon. 47).



Joon. 47

Allika vesi pumbatakse haoriitadele, kust ta hagusid mööda langeb basseini. Langedes aurab osa vett ära

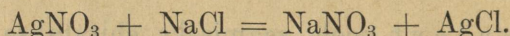
ja alla jõudes on ta juba allika veest soolase m. Basseinist pumbatakse vesi uuesti hagudele, kust ta jälle tagasi voolab jne. Kui vesi juba muutund küllalt soolaseks, siis aurutatakse ta tulel ära ja sool saadakse kätte.

Soolas on mitmesuguseid segusid. Sellepärast puhastatakse teda enne müügile saatmist kristalliseerimise teel.

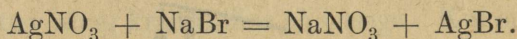
Päevapildistus.

(Fotograafia).

^{adonika}
Põrgukivi ja kloornaatriumi lahuste vastastikku reageerumisel tekib muu seas kloorhõbe, mis valge sademena vajub põhja:



Samuti võib saada põrgukivi ja broomnaatriumi (NaBr) reageerumisel broomhõbeda — kollaka sademena:



Põrgukivi ja joodnaatriumi reageerumisel tekib kollane joodhõbe:



Valguse käes seistes muutuvad kõik nimetatud soolad mustaks, sest valguse mõjul lagunevad nad, kusjuures hõbe vabaneb peene musta pulbrina.

Seda nende soolade omadust kasutatakse päevapildi tööstuses. Rohkem tarvitatakse mainitud otstarbeks broomhõbedat. Klaasist päevapildi plaadid kaetakse selle soola kihiga, teda kinnitades klaasi pinnale zhelaatiini abil. Plaat asetatakse päevapildi aparadi tagumisesse seinu ja lastakse lühikeseks ajaks tema pääle langeda valguse kiired ülesvõetavast asjast, läbi aparadi eesseinas oleva kumera klaasi. Plaadi kohtades, kuhu valgus sattus, hakkab broomhõbe lagunema, kuid valguse mõju lühikesajalise kestuse

tõttu ei ole lagunemine märgatav. Selle järel asetatakse plaat niisuguse aine lahusesse, mille mõjul lagunemine läheb edasi. Selleks võib olla, näit., raudvitriool. Tugevamini valgustatud kohtades on lagunemine suurem, nõrgemini valgustatud kohtades vähem. Nii tekib plaadil asjast pilt, millel asja heledamad kohad tumedad, tumedamad aga heledad. Vedelikku, mille mõjul pilt nähtavale tuleb, kutsutakse ilmutajaks, pildi nähtavale tulemist — *ilmutamiseks*. Ilmutatud plaat asetatakse naatriumhüposulfiidi lahusesse, mis paneb lagunemise seisma, valgusest puutumata broomhõbeda aga lahustab. Seda tegevust hüütakse *kinnitamiseks*, naatriumhüposulfiiti aga kinnitajaks. Kõik see töö toimetatakse pimedas. Kinnitatud plaadi aga võib valguse kätte viia. Teda vastu valgust vaadates, on pildil asja tumedad kohad läbi paistvad, heledad aga läbipaistmatud. Niisugust pilti kutsutakse *negatiiviks*.

Negatiiviga kaetakse paber, millele broomhõbeda kiht zhelatiiniga kinnitatud, ja lastakse valgus tema läbi mõjuda. Paberil muutuvad kohad, kuhu valgus läbi negatiivi pääseb, tumedaks, kuna need kohad, kuhu valgus ei pääse, jäävad heledaks. Nii tekib pilt, millel on asja tumedad ja heledad kohad ka vastavalt tumedad ja heledad. Niisugust pilti hüütakse *positiiviks*. Ka see kinnitatakse naatriumhüposulfiidi lahuses, enne kui teda jäädavalt võib hoida valguse käes.

Kloori ja vesiniku ühinemine valguse mõjul ja päevapildi tööstus näitavad, et *valgus võib olla keemiliste reaktsioonide põhjuseks*.

Räni.

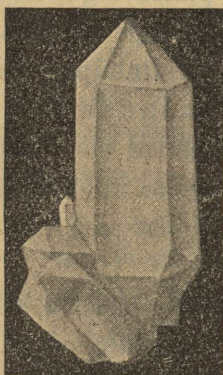
Silicium — Si.

Räni esineb kahel allotroopilisel kujul:

1) amorfne räni on pruunikas-must pulber, kuna

2) kristalliline räni ilmub terashallide läikivate kristallidena.

Looduses leidub seda lihtainet ainult seotult. Tema ühendeid on palju. Räni sisaldavatest mineraalidest on tuttavamad: põllupagu, vilgukivi ja kvarts. Viimane on räni ja hapniku ühend — ränikaheshapend (SiO_2). Teda leidub amorfseina ainenena kui ka kristallidena. Need on klaasisarnaselt läbipaistvad ja kutsutakse *mäekristallideks* (joon. 48). Lil-



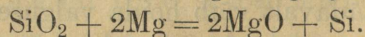
Joon. 48

lavärvilist mäekristalli hüütakse *ame-tistiks*, suitsukarvalist *suitsukiviks*. Värvu annavad neile mõnede teiste ainete segud. Peenikesteks teradeks purunend kvarts kutsutakse liivaks.

Räni on ka mõnedes taimedes, näit. kõrrelistes ja osjades. Siis veel mõnede mikrokoobiliste mereloomakeste ja -taimede kestades.

Räni leidub looduses, pääle hapniku, kõikidest lihtainetest kõige rohkem. Maakera koorest teeb ta välja 25%.

Saada võib räni peenest kvartsluivast. Kui seda segada magneesiumi pulbriga ja segu tiiglis kuumutada, siis ühineb magneesium kvartsis leiduva hapnikuga ja räni vabaneb:



Saadud segule pärast jahtumist juure lisades soolhapet, tekib viimase mõjul magneesiumi hapendist vees lahustuv kloor-magneesium:

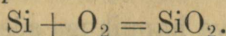


Pärast segu pesemist veega jääb räni pruunika amorfse pulbrina tiigli põhja.

Kristallilist võib saada lahustades amorfset sulast tsingis. Tsingi hangumisel tekivad räni kristallid, mis vabanevad, kui tsink soolhappes lahustada.

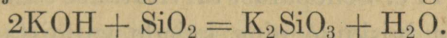


Keemiliselt ühineb räni hapnikuga kõrges temperatuuris, tekitades *räni kaheshapendi*:



See kõva aine ei lahustu vees. Sellepärast ei saa temast otsekohe ränihapet. Viimase võib saada kaudsel teel.

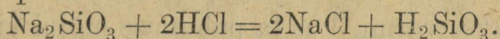
Ränihappeid on mitu. Nende soolad kutsutakse *silikaatideks*. Kaaliumi ja naatriumi silikaadid tekitavad nende aluste ja liiva segu kuumutamisel tiiglis:



Ka tekitavad nad sooda või potase ja liiva segu kuumutamisel. (Reaktsioon?). Need soolad on klaasisaarnased vees lahustuvad ained, mispärast neid kutsutakse *lahustuvateks klaasideks* ehk vesiklaasideks.

Põllupagu, vilgukivi jm. on ka ränihapete soolad ehk silikaadid. Loomulik kaltsiumi silikaat hüütakse *vollastoniidiks* (CaSiO_3).

Ränihape tekib, kui lahustuvale klaasile lisada juure soolhapet:



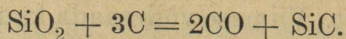
Ühestekkind keedusool eraldub temast, kui segu panna nõusse, millel põhjaks põie nahk, ja asetada veeanumasse. Siis imbub sool läbi põienaha vette, kuna zhelatiini sarnane ränihape jääb nõusse. Niisugust kahe aine lahutamist kutsutakse *düalüüsiks* ja sarnast lahutamise nõu — *düalüsaatoriks* (joon. 49).

Aineid, mis põienaha sarnastest kiledest läbi tungivad, hüütakse *kristaloidideks*, sest nad vabanevad lahustest kristallidena. Neidaga, mis läbi ei tungi, nim. *kolloidideks*. Viimased kristalle ei anna.



Joon. 49

R ä n i ü h e n d s ü s i n i k u g a t e k i b l i i v a j a s ö e s e g u k u u m u t a m i s e l e l e k t r i a h j u s . S e l l e j u u r e s ü h i n e b o s a s ü s i n i k k u l i i v a s l e i d u v a h a p n i k u g a s ü s i n i k h a p e n d i k s j a t e i n e r ä n i g a — r ä n i s ü s i n i k u k s :



Viimast ühendust kutsutakse *karborundumiks*. See rohekas-must kristalliline aine l i g i n e b k ö v a d u s e p o o l e s t t e e m a n d i l e . S e l l e p ä r a s t t a r v i t a t a k s e t e d a k ö v a d e a s j a d e l i h v i m i s e k s j a l u i s k u d e n i n g k ä i a d e v a l m i s t a m i s e k s .

Klaas.

Klaas on mitme metalli kunstlik silikaat. Tema valmistamiseks segatakse liiva, soodat ja lubjakivi, asetatakse segu tulekindlatesse savipottidesse ja pannakse klaasi sulatamise ahju. Kõrges kuumuses sulab segu läbi-paistvaks massiks.

Klaas nõu valmistamiseks võetakse tükk sula klaasi pika raudtoru otsa ja puhutakse õõnsaks mulliks. Mull asetatakse vormi, kus ta puhumise mõjul viimase kuju omandab. Siis murtakse toru ära ühes osa klaasiga ja nõu suu vormitakse eraldi.

Aknaklaasi jaoks puhutakse tsilindri kujulised mullid. Enne kõvaks hangumist lõigatakse tsilindri otsad maha ja tsilinder ise küljest pikuti lõhki. Lõpuks silutakse klaas tasasel alusel sirgeks.

Nimetatud ainetest klaas kutsutakse *naatriumklaasiks*, sest et tema üheks sisuosaks on naatrium. Kui aga sooda asemel võtta potas, siis saadakse *kaaliumklaas*. Selle raske sula-vuse tõttu valmistatakse temast keemilised riistad, nagu katseklaasid, kolbid, retordid jne.

Kui kaaliumklaasi segada kaltsiumi asemele seatina, siis saadakse *kristall-* ja *flintklaas*, millel tugev läige ja valguse murdumus, kuid madal sulamistemperatuur ja väike kõvadus.

Niisugusest klaasist tehakse iluasju ja optilisi riistu, nagu luupe, prille, mikroskoobi klaase jne.

Puhtast ränikaheshapendist ehk kvartsist saadakse kõrges kuumuses sulatamise teel *kvartsklaas*, millest valmistatud riistad on teistest klaasi sortidest palju vastupidavamad.

Keemiliste reaktsioonide tüübid.

Juba kursuse algusest on meil teada, et keemilistel reaktsioonidel võivad ained kas keemiliselt ühineda või laguneda või jälle üks lihtaine võib teise ühendist välja tõrjuda, ise tema asemele astudes. Ka pärastpoole oli meil sarnaste nähtustega sageli tegemist. (Näitused?) Kui aga uurida reaktsiooni põrgukivi ja keedusoola vahel (vaata „Päevapildistus“), siis tutvuneme siin veel isesuguse nähtusega, nimelt: pärast reaktsiooni lõppu on põrgukivi hõbe ja keedusoola naatrium omad kohad vahetanud ning esimesest soolast on tekkinud salpeeter ja teisest — kloorhõbe:



Sarnase liitainete sisuosade kohavahetamisega on meil mujalgi tegemist olnud. (Näitused?)

Kõige selle järel võime ütelda, et *keemilisi reaktsioone on nelja liiki*, nimelt: 1. ühinemisreaktsioon, 2. lagunemisreaktsioon, 3. asendusreaktsioon ja 4. vahetusreaktsioon.

Aine püsivus.

Kui võtta väävli ja raua ühendamiseks 7 kaaluosa rauda ja 4 kaaluosa väävlit, siis saadakse väävelrauda 11 kaaluosa, s. o. saadud aine kaalub sama palju, kui võetud ained kokku.

Lahutades 216 kaaluosa elavhõbeda hapendit, saadakse 200 kaaluosa elavhõbedat ja 16 kaaluosa hapnikku, s. o. saadud ained kaaluvad kokku jällegi sama palju kui võetud aine.

Sama nähtus kordub igas keemilises protsessis. Siit järgneb üldine seadus: Keemiliste reaktsioonide tagajärjel saadud ained kaaluvad alati sama palju kui võetud ained. Järelikult, *aine hulk (mass) ei kasva ega kahane*. Seda kutsutakse aine püsivuse seaduseks. Sellest järeldatakse, et *ka looduses aine ei teki ega hävine, vaid ainult muutub*.

Koosseisu püsivus.

Kui võtta väävli ja raua ühendamiseks rauda rohkem kui 7 kaaluosa või väävli rohkem kui 4 kaaluosa, siis ei lähe see rohkem võetud aine osa ühendisse, vaid jääb üle.

Samuti tekib elavhõbeda hapendi lagunemisel alati 200 kaaluosa elavhõbeda kohta 16 kaaluosa hapnikku.

Neist näidetest järgneb: keemilistes ühendites on lihtained eneste vahel alati kindlas kaalulises vahekorras. Seda seadust hüütakse aine koosseisu püsivuse seaduseks.

Märkus. Need ja veel mitmed muud keemia seadused on seletatavad aatomi õpetusega.

Aatomkaal.

Oletatakse, et ühesugustel tingimistel (rõhumine, temperatuur) on ühesuurustes ruumosades isesuguste gaaside molekulide ühepalju. Kui, näit., ühes kuupsentimeetris oleks vesiniku molekulide üks miljon, siis on sama suures ruumis ka hapniku omi üks miljon, niisama lämmastiku, kloorvesiniku, ammoniaagi jne. molekulide.

Oletatakse veel, et lihtgaaside (vesinik, hapnik, lämmastik, kloor jm.) molekulid seisavad koos

kahest aatomist (H_2, O_2, N_2, Cl_2)* Seega peab ka nimetatud gaaside aatomeid ühesugustes ruumosades ühepalju leiduma. Sel põhjal võiks teada saada, mitu korda ühe lihtgaasi aatom on raskem teise omast. Näit. kaalub üks liiter vesinikku (0° temperatuuris ja 760 mm. rõhumisel) 0,08987 gr. ja üks liiter hapnikku (samadel tingimistel) 1,4292 gr. Seega on liiter hapnikku liitrist vesinikust raskem $1,4292 : 0,08987 = 16$ korda (umbes). Järelikult peab ka hapniku aatom vesiniku aatomist olema raskem (umbes) 16 korda.

Arvu, mis näitab, mitu korda mingi lihtaine aatom on raskem vesiniku aatomist, nimetatakse selle aine aatomkaaluks. Nii on siis hapniku aatomkaal 16.

Lihtgaaside aatomkaalu võib leida kirjeldatud viisil, s. o. võrreldes antud gaasi hulga kaalu sama suure ruumala vesiniku kaaluga. Teiste lihtainete aatomkaalu leidmine sünnib teistsuguste ja keerulisemate meetodide abil.

Hapniku aatom ei ole vesiniku omast mitte täiesti 16 korda raskem, vaid ainult 15,88 korda. Uuemal ajal loetakse hapniku aatomkaaluks arv 16 ja võrreldakse sellega teiste ainete omi. Selle järgi on vesiniku aatomkaal = 1,008.

Meie siitsaadik tundmaõpitud lihtainete aatomkaalud on järgmised:

Hapnik	16,00
Vesinik	1,008
Lämmastik	14,01
Kloor	35,46
Väävel	32,07
Vosvor	31,04

*) Sel põhjal tuleksid mõned eelmised reaktsioonid kirjutada vähe teisiti. Näit.: $H_2O = H_2 + O$ tuleks kirjutada nii: $2H_2O = 2H_2 + O_2$; $Na + H_2O = NaOH + H$ nii: $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$; $H + Cl = HCl$ nii: $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ jne. Kuid lihtsuse pärast ei ole seda tehtud selles raamatus. Eespool tuleb niisugune kirjutamiseviis ette mõnes kohas.

Süsinik	12,00
Räni	28,3.

Molekulkaal on molekuli moodustavate aatomkaalude summa.

Näit. vee (H_2O) molekulkaal on $2 \times 1,008 + 16 = 18,016$; süsihappu gaasi (CO_2) oma $12 + 2 \times 16 = 44$ jne.

Valents ehk keemiline väärtus.

Kloori aatom seob ühe vesiniku aatomi (HCl)	
hapniku „ „ kaks „ „ (H_2O)	
lämmastiku „ „ kolm „ „ (NH_3)	
süsiniku „ „ neli „ „ (CH_4)	
Naatriumi aatom tõrjub välja ühe vesiniku aatomi	
	($Na + H_2O = NaOH + H$)
tsingi „ „ „ kaks vesiniku aatomit	
	($Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$)
alumiiniumi „ „ „ kolm vesiniku aatomit	
	($Al + 3HCl = AlCl_3 + 3H$) jne.

Arvu, mis näitab, mitu vesiniku aatomit mingi lihtaine aatom enesega seob või ühendist välja tõrjub (ehk enesega vahetab), kutsutakse selle lihtaine *valentsiks* ehk keemiliseks väärtuseks. Selle järgi on kloor ja naatrium ühevalentsed ehk üheväärsed, hapnik ja tsink kahevalentsed, lämmastik ja alumiinium kolmevalentsed, süsinik neljavalentne jne. Vesinik ise on ühevalentne.

Aine valents saadakse ka teada, vaadeldes tema ühendit ainega, mille valents tuntud. Näit. naatriumi ühend klooriga ($NaCl$) näitab, et naatrium on ühevalentne, sest ta seob ühe aatomi kloori, mis ka ühevalentne. Kaltsium aga on kahevalentne, sest ta seob kaks ühevalentset kloori aatomit: $CaCl_2$. Sedasama näitab ka ta ühend hapnikuga (CaO), sest hapnik on kahevalentne ja et kaltsium teda ühe aatomi seob, siis

peab viimane ise ka olema kahevalentne. Ühend Al_2O_3 näitab, et alumiinium on kolmevalentne, sest kolm hapniku aatomit teevad välja kuus valentsi üksust ($3 \times 2 = 6$), millest alumiiniumi iga aatomi kohta tuleb kolm üksust ($6 : 2 = 3$).

Mõne lihtaine valents on kõikuv. Näit. ühendis H_2S on väävel kahevalentne, kuna ta ühendis SO_2 on nelja- ja ühendis SO_3 koguni kuuevalentne.

Kõige kõrgem valents võib olla 8.

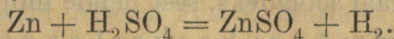
Aine valentsi tundmine on tarvilik keemiliste vormelite ja reaktsioonide kirjutamisel, sest aatomid ühinevad või vahetuvad alati nii, et nende valentsüksuste arvud on võrdsed, nagu võib näha selle § algul antud näidetest.

Reaktsiooni kirjutamisel tuleb veel tingimata tähele panna, et reaktsiooni võrrandi esimeses pooles võetud mingi aine aatomite arv vastaks selle sama aine aatomite arvule võrrandi teises pooles.

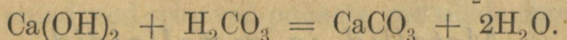
Soolad.

Soolad tekivad mitmel viisil, millest meile mõned juba tuntud. Tähtsamad soolade tekkimise viisid on järgmised:

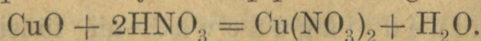
1. Metall astumine happe vesiniku asemele, kusjuures viimane tõrjutakse välja. Näit.:



2. Aluse ja happe vastastikku reageerumine, kus aluse metall ja happe vesinik omad kohad vahetavad, kuna viimane ühineb aluse hüdroksüülrühmaga veeks:

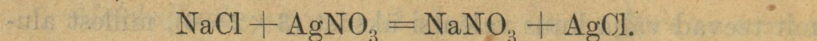


3. Hapendi ja happe reageerumine:

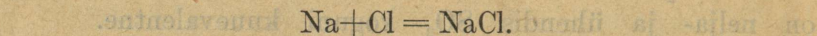
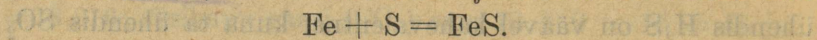


4. Kahe soola vastastikku reagee-

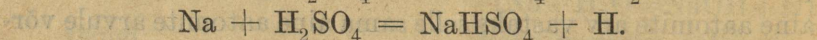
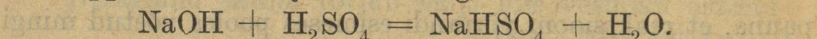
rumine, kusjuures mõlemate soolade metallid (teatavatel kordadel) omad kohad vahetavad:



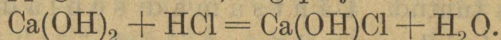
5. Metallid ja metalloidi otsekohene ühinemine, näit. väävelraua ja keedusoola tekkimine:



On sooli, mis sisaldavad vesinikku. Neid kutsutakse *hapudeks sooladeks*, sest neil on happelised omadused, nimelt nende lahuse mõjul muutub lakmus punaseks. Hapud soolad tekivad, kui reageerumisel on hapet (võrdlemisi alusega või metalliga) liig palju, nii et osa happe vesinikku jääb metalliga vahetumata. Näit.:



Kui aga sool sisaldab hüdroksüülrühmi, siis kutsutakse teda *aluslikeks* soolaks, sest tal on aluse omadused, nimelt ta lahus muudab lakmuse siniseks. Alusline sool tekib, kui reageerumisel on alust (happega võrreldes) liig palju. Näit.:



Soolad aga, milles ei ole vesinikku ega hüdroksüülrühma, nimetatakse *keskseteks* ehk neutraal sooladeks, sest nende mõjul ei muutu lakmuse värv. Kuid mõnel kesksel soolal on siiski aluslised, mõnel happelised omadused. Näit. sooda (Na_2CO_3) on keskne sool, kuid muudab lakmuse siniseks, kuna keskne klooralumiinium (AlCl_3) lakmuse muudab punaseks.

Metallid ja metalloidid.

Lihtained jagunevad nii füüsiliste kui ka keemiliste omaduste poolest kahte rühma — metal-

lideks ja metalloidideks. Kõik siitsaadik tundmaõpitud lihtained, nagu hapnik, vesinik, süsinik jne., on metallid. Metallidest oleme mõnega tarviduse korral ainult vähe tegemist teind. Niisugused olid: raud, vask, tsink, naatrium, kaalium, kaltsium jne. Nende kahe rühma erinemist näitab kõige selgemini nende omaduste võrdlus.

Metallid.

Metalloidid.

Füüsilised omadused.

- | | |
|---|--|
| 1. Kõik kindlad ained, pääle elavhõbeda, mis vedel. | 1. Kindlad, vedelad ja gaasilised ained. |
| 2. Kõigil iseäraline metalli läige. | 2. Ei ole metalli läiget. |
| 3. On taotavad ja venitavad. | 3. Rabedad ained (mis kindlad). |
| 4. Hääd soojuse ja elektri juhid. | 4. Halvad soojuse ja elektri juhid. |

Keemilised omadused.

Hapendid annavad veega ühinedes alused.

Hapendid annavad veega ühinedes happed.

Mõnel lihtainel on ühtlasi metalli ja metalloidi omadused, nii et kindlat piiri nende kahe rühma vahel ei saa tõmmata.

Metalle, mille erikaal alla 5, hüütakse kergeteks, kuna neid, mille erikaal üle 5, kutsutakse rasketeks metallideks.

Kõrges temperatuuris metallid sulavad. Suland olekus võivad nad üksteisega seguda. Jahtumisel kõvaks hangund metallide segu kutsutakse *sulatiseks*. Sulatiste omadused erinevad puhaste metallide omast.

1. Sulatised on tihti puhastest metallidest kõvemad. Seda omadust kasutatakse tegelikus elus: mõned metallid, nagu kuld ja hõbe, on oma pehmuse tõttu tarbe-

asjadeks kõlbmatud, kuid sulatistena teiste metallidega omavad nad tarvilise kõvaduse.

2. Sulatiste sulamistemperatuur on madalam puhaste metallide omast. Näit. seatina sulab 327° juures ja tina 232° juures, kuid nende võrdsete osade sulatis sulab 220° temperatuuris. Nõnda nimet. Woodi sulatis, mis koosneb tinast, seatinast, vismutist ja kaadmiumist, sulab juba 60° temperatuuris, kuna iga tema sisuosa sulamistemperatuur on kaugelt üle 200° .

3. Keemiliste mõjude vastu on sulatised püsivamad kui puhtad metallid.

4. Sulatiste soojuse ja elektri juhtivus on väiksem puhaste metallide omast.

Looduses leiduvad metallid pääasjalikult ühenduses metalloididega, iseäranis hapnikuga ja väävliga. Loomulikud metallide ühendid on enamasti kõvad kivisarnased ained. Neid kutsutakse *metallkivideks*; mõned nimetavad neid ka metallmuldadeks.

Ainult need metallid, mis väga visalt teiste ainetega ühinevad, leiduvad looduses vabalt. Niisugused on kuld ja plaatina. Mõnda metallileidub nii vabalt kui ka ühendites, näit. hõbedat ja vaske.

Kerged metallid.

Naatrium.

Natrium — Na.

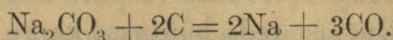
Aatomkaal = 23; valents = 1.

Naatrium on läikiv, hõbevalge, pehme metall, mida võib noaga lõigata. Ta on veest kergem ja võib sellel ujuda.

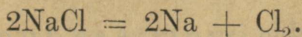
Looduses on naatriumi ainult seotult. Tema kõige tähtsam ühend on kloornaatrium ehk keedusool (NaCl),

mida looduses palju leida. Teised tuttavad looduses leiduvad naatriumi ühendid on: Tshiili salpeeter (NaNO_3), sooda (Na_2CO_3) ja mitmed silikaadid.

Naatriumi saadakse kuiva sooda ja söe segu kuumutamisel:



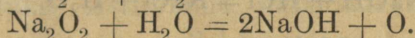
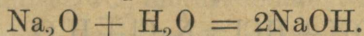
Ka vabaneb ta sulatatud kloornaatriumist elektrivoolu mõjul (elektrolüüsi teel):



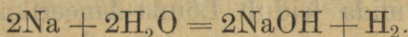
Samal viisil vabaneb ta ka naatriumvesihapendist.

Keemiliselt ühineb ta kergesti mitme ainega. Niiskes õhus muutub ruttu tuhniks, sest veeauru mõjul tekib ta pinnal naatriumvesihapendi kiht. Sellepärast hoitakse teda petrooleumis. Kuivas õhus püsib läige mitu päeva.

Hapnikuga ühinedes põleb naatrium kollase leegiga, kui ta raudlusikal kuumutades põlema süüdata. Selle juures tekib naatriumhapendi ja tema ülihapendi segu: Na_2O ja Na_2O_2 . Mõlemad annavad veega naatriumvesihapendi:

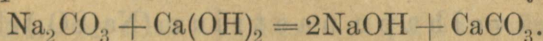


Viimane tekib ka, kui naatriumi tükki visata vette:



Vabaneva vesiniku tõukel jookseb naatrium mööda veepinda. Kui aga liikumist takistada, pannes naatriumi vees ujuvale kuivatispaberile või jäätükile, siis põleb vesinik kollase leegiga. Kollase värvi annab leegile naatriumi aur.

Suuremal hulgal saadakse naatriumvesihapendit, keetes sooda lahust lubjaga:



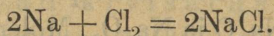
Reaktsioonil tekkind süsihappu kaltsium (CaCO_3), kui vees lahustumatu aine, vajub põhja, kuna naatriumi alus jääb lahusesse. Vedelik eraldatakse kurnamisel, aurutatakse vesi ära ja NaOH ongi käes.

Naatriumvesihapend on valge kõva aine, imeb enesesse palju niiskust ja süsihaput gaasi. Lahustub kergesti vees. Lahusel on kanged lehelise omadused. Naha pääle mõjub söövalt. Sellepärast kutsutakse teda ka *söötnaatriumiks*. Keetmisel muudab rasva seebiks, mispärast teda hüütakse ka seebikiviks ja tarvitatakse seebi keetmiseks. Hapetega annab soolad.

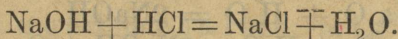
Tähtsamad naatriumi soolad.

1. Kloornaatrium ehk keedusool (NaCl).

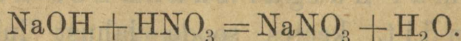
Looduses leidub teda palju (vaata „Kloor“). Kunstlikult võib teda saada: a) naatriumi ja kloori ühinemisel: õhus põlema süüdatud ja kloori anumasse lastud naatrium põleb sääl edasi, ühinedes klooriga soolaks:



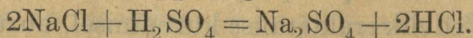
b) naatriumvesihapendi ja soolhappe reageerumisel:



2. Lämmastikhapu naatrium (NaNO_3) ehk salpeeter, mida leidub Lõuna-Ameerikas Tshiili riigis suurte lademetena, kust teda Tshiili salpeetri nime all tuuakse Euroopasse põlluväetiseks, millest taimed lämmastikku saavad. Ka valmistatakse temast salpeeterhapet ja kaali salpeetrit. Kunstlikult võib teda saada naatriumi alusest ja salpeeterhapest:

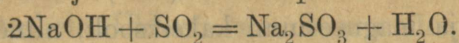


3. Väävelhapu naatrium (Na_2SO_4) ehk Glauberi sool leidub ka looduses mineraalina. Saadakse keedusoola ja kange väävelhappe segu kuumutamisel:



Tarvitatakse arstirohuna ning sooda ja klaasi valmistamisel.

4. Väävlis hapu naatrium (Na_2SO_3) tekib naatriumvesihapendist ja väävelkaheshapendist:



Tarvitatakse päevapilditööstuses negatiivide ilmutajaks.

5. Naatriumhüposulfiit ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) ehk anti-kloor leiab tarvitamist pleegitamisel klooriga, viimase kaotamiseks riidest, ja päevapilditööstuses negatiivide kinnitajana.

6. Süsihapu naatriumi ehk soodat (Na_2CO_3) leitakse Egiptuses, Kaspiamere läheduses, Kalifornias; ka leidub teda meretaimede tuhas, kust seda ainet enne saadigi.

Tema keemilised saamisviisid on mitmesugused, kusjuures peaaaineks, millest teda saadakse, on kloornaatrium (NaCl).

Soodal on lehelise omadused, seepärast tarvitatakse teda pesemisel n.n. pesusoodana. Pääle selle leiab ta tarvitamist naatriumvesihapendi ehk seebikivi valmistamisel.

7. Hapu süsihapu naatrium (NaHCO_3) tekib sooda valmistamisel, CO_2 mõjul soodale (Na_2CO_3), vaheainena. Teda tarvitatakse arstirohuna, mineraalvete valmistamisel ja söögisooda nime all leivataigna kergitamiseks, sest temast vabaneb kuumuses süsihappu gaas, mis välja tungides tõstab taigna kergeks.

Kaalium.

Kalium — K.

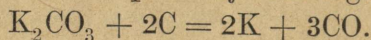
Aatomkaal = 39,15; valents = 1.

Kaalium on naatriumile väga sarnane: ta on läikiv, hõbevalge pehme metall, mida võib noaga lõigata. Veest kergem.

Looduses leidub teda ainult seotult, peaaesjalikult silikaatides, millest tuttavamad põllupagu ja vilgukivi. Saksa-

maal Stassfurtis (Magdeburgi lähedal) on kloornaatriumi lademetes ka kloorkaaliumi (KCl). Säälsamas on leida ka kaaliumi ja magneesiumi kaksiksooli, nimelt: karnaliiti (KCl. MgCl₂) ja kainiiti (KCl. MgSO₄). Merevees on kaaliumi sooli lahustund olekus. I gas mullas leidub kaaliumi ühendeid, kust ta satub taimedesse.

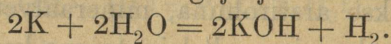
Saada võib kaaliumi potase ja söe segu kuumutamisel:



Odavam saamisviis on elektrolüüs, mille abil kaalium ühenditest vabastatakse.

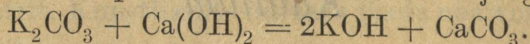
Keemiliselt on see metall tegevam kui naatrium. Niiskes õhus muutub ta pind ruttu tuhniks tekkiva vesihapendi mõjul. Sellepärast hoitakse teda petrooleumis. Kuivas õhus püsib läige kauemini.

Hapnikuga ühinedes põleb kaalium lilla leegiga. Selle juures tekib kaks ühendit: kaaliumhapend (K₂O) ja ülihapend (K₂O₂). Mõlemad annavad veega kaaliumialuse ehk vesihapendi (KOH). Viimane tekib ka kaaliumi ja vee reageerumisel, mille tagajärjel vabaneb vesinik:



Vettevisatud kaaliumi tükk jookseb veepinda mööda, kusjuures vesinik põleb lillaka leegiga. Värv annab leegile kaaliumi aur.

Suuremal hulgal saadakse kaaliumi alust keetes potase lahust lubjaga:



Lahusest eraldada võib teda samuti kui naatriumvesihapendit.

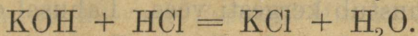
Kaaliumialus on valge, kõva aine, imene neesse niiskust ja süsihaput gaasi veel rohkem kui naatriumi alus. Vees lahustub kergesti. Lahusel on kanged lehelise omadused. Nahale mõjub söövalt, mispärast teda kutsutakse ka *söötkaaliumiks*. Keet-

misel muudab rasva seebiks. Kaaliumi seebid on palju pehmemad kui naatriumi omad, salvi moodi. Tarvitatakse tihti arstimise otstarbeks. Üldiselt tuntud on roheline seep. Teda valmistatakse nüüdsel ajal taimerasvadest, enne saadi teda kanepi õlist.

Hapetega annab KOH soolad.

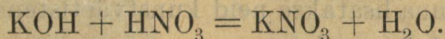
Tähtsamad kaaliumi soolad on:

1. Kloorkaalium (KCl), mida leidub Stassfurti kaevandustes mineraal *sülviini* nime all. Kunstlikult saab teda kaaliumi alusest ja soolhapest:

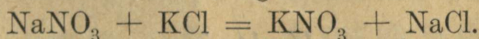


Ta kristalliseerub kuupides, nagu kloornaatrium. Tarvitatakse kaaliumi ühendite valmistamiseks ja kunstväetiseks.

2. Lämmastikhaput kaaliumi (KNO_3) ehk kaali salpeetrit leidub looduses laialt, kuid väheste hulkadena. Ta võib tekkida teatavatel tingimustel kohtades, kus lagunevad lämmastikku sisaldavad orgaanilised ained kaaliumi ühendite juuresolekul. Ida-Indias leidub kaalisalpeetrit lademetena, kust teda ka tuuakse Euroopasse. Keemiliselt võib teda saada kaaliumvesihapendist ja lämmastikhapest:



Harilikult saadakse teda Tshiili salpeetrist kloorkaaliumi mõjul, keetes nende lahuste segu:



Tekkind soolade segu lahusest kristalliseerub jahtumisel esiti kloornaatrium kui vähemlahustuv aine. Pärast vedeliku kurnamist, aurutamist ja jahutamist kristalliseerub ka kaalisalpeeter.

Seda soola tarvitatakse kunstväetiseks, liha soolamiseks ühes keedusoolaga ja püssirohu valmistamiseks. Viimane on kaalisalpetri, väävli ja söe mehaaniline segu, mille vahekord

igas riigis isesugune. Suuremalt osalt võetakse nimetatud aineid järgmises vahekorras: 75% KNO_3 , 10% S ja 15% C. Püsirohu tegevus avaldub selles, et põlemise tagajärjel tekkind gaasid (N ja CO_2) tarvitavad palju ruumi ja tõukavad sellepärast tugeva jõuga kuuli välja.

3. Süsihapukaaliumi (K_2CO_3) ehk potast leidub puutuhas, millest teda ka võib saada, kui leotada puutuhka pottides, kurnata ja kurnatud lahus ära aurutada: järele jääb potas. „Pottasche“ tähendab potituhk, millest tekkind ka eestikeelne nimi potas.

Potas lahustub kergesti vees. Lahusel on lehelise omadused. Tarvitatakse kaaliumvesihapendi, roheline seebi ja kaaliumi klaasi valmistamisel.

4. Kloorhapukaalium (KClO_3) ehk Berthollet-sool leiab tarvitamist hapniku saamisel, tuletikkude, lõhkeainete ja ilutulede valmistamisel. Plahvatab kergesti, sellepärast tuleb temaga ümberkäimisel olla ettevaatlik.

Kaaliumi tähtsus. Kaalium on tarviline aine taimedele, milleta nad ei või areneda. Sellepärast peab igas mullas, kustaimed kasvavad, olema kaaliumi ühendeid. Kus nad puuduvad või kus neid vähe, sinna lisatakse neid kunstväetistena mitmesuguste kaaliumi soolade näol.

Kaltsium.

Calcium — Ca.

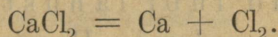
Aatomkaal = 40,1; valents = 2.

Sel ainel on palju vähem sarnadust naatriumiga kui kaaliumil. Ta on hõbevalge läikiv metall. Noaga on teda raske lõigata. Vajub vee põhja, sest ta on viimasest raskem.

Looduses vaba kaltsiumi ei leidu, kuid ta ühendeid

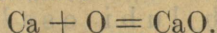
on palju. Pae- ehk lubjakivi, kriit ja marmor on süsihapu kaltsium (CaCO_3). Vosvorhapu kaltsium on tuttav vosvoriidi nime all [$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$]. Inimese ja loomade luude mineraalosa on süsihapust ja vosvorhapust kaltsiumist. Väävelhaput kaltsiumi tuntakse kipsina (CaSO_4). Ka leidub seda metalli mitmetes silikaatides.

Kaltsiumi saadakse elektrolüüsi teel kloorkaltsiumist:

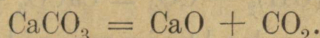


Keemiliselt on kaltsium vähem tegev kui naatrium. Niis- kes õhus hapendub, kuivasei muutu. Hoida võib vabalt, ilma petrooleumi panemata.

Kuumutamisel põleb punakas-kollase leegiga *kaltsiumi hapendiks*:



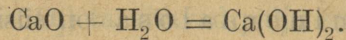
See hapend tekib ka lubjakivi (pae- kivi) kuumutamisel, kusjuures vabaneb süsihapu gaas:



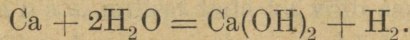
Joon. 50

Nii saadud kaltsiumi- hapendit kutsutakse *kustutamata lubjaks*. Teda valmistatakse suurel hulgal lubja ahjudes, põletades lubjakivi (pae- kivi) (joon. 50). Harilikust pae- kivist on ta pisut kergem ja valgem, muidu aga ei muutu kivi kuju põletamise mõjul. Kallatakse kustutamata lubjale vett, siis läheb ta kuumaks, hakkab aurama ja laguneb valgeks pulbriks. Selles protsessis ühineb kalt-

siumi hapend veega *kaltsiumvesihapendiks*, mida harilikult kutsutakse *kustutatud lubjaks* ehk lihtsalt lubjaks. Reaktsioon toimub järgmiselt:

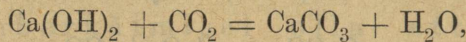


Kaltsiumi alus tekib ka kaltsiumi mõjul veele (kui kaltsiumi tükk vette visata), kusjuures vabaneb vesinik:

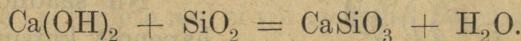


Kustutatud lubi lahustub vees vähe. Lahusel on lehelise omadused. Hapetega annab soolad.

Segades lupja veega ja liivaga, saadakse *krohv*, mida tarvitatakse müüride ehitamisel kivide sidujaks. Liiva lisatakse selleks, et krohv kuivamisel ei praguneks ja et õhk pääseks kergemini sisse. Ajajooksul ühineb lubi osalt õhu süsihappugaasiga süsihappuks kaltsiumiks (lubjakiviks):



osalt liivaga kaltsiumi silikaadiks:

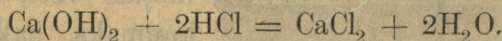


Mida kauemini kestab ühinemine, seda rohkem lupja muutub lubjakiviks ja silikaadiks ja seda kõvemini seotakse müüri kivid. Sel põhjusel on vanad müürid palju tugevamad kui uued.

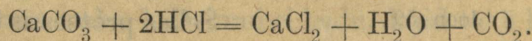
Kustutatud lupja tarvitakse ka veel söötnaatriumi, söötkaaliumi, ammoniaagi, klaasi jne. valmistamisel.

Kaltsiumi sooladest on tähtsamad:

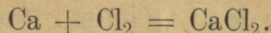
1. Kloorkaltsium (CaCl_2), mida võib saada lubjast ja soolhapest:



Ka võib teda saada lubjakivist soolhappe mõjul:



Tekib ka kaltsiumi ja kloori otsekoheisel ühinemisel:



Kloorkaltsium imeb enesesse väga ahnelt niiskust. Sellepärast tarvitatakse teda gaaside kuivatamiseks, juhtides niisket gaasi läbi toru, millesse on asetatud kloorkaltsium (joon. 44, B, C, D). Vedelikkudest, milles ta ei lahustu, võib tema abil vee eraldada, näit. eetrist ja väävelsüsinikust. Selleks visatakse kloorkaltsiumi tükid vedelikku, kust ta vee imeb enesesse.

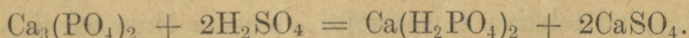
2. Fluorkaltsium (CaF_2) ehk sulapagu on klaasisarnane kõva aine. Tema kristallid on kuubikujulised.

3. Väävelhappu kaltsium (CaSO_4) ehk kips esineb looduses kristallidena ja amorfsena ainenä. Temaga on alati ka vett seotud. Ta täieline vormel on sellepärast: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Kuumutamisel 110° — 120° -ni kaotab ta $1\frac{1}{2}$ osa omast veest. Niisugusena nimetatakse teda põletatud kipsiks. Kui see jahvatada peeneks ja jahu segada veega, siis muutub segu lühikesel ajaga kõvaks, sest et kips uuesti veega ühineb. Selle omaduse tõttu on võimalik kipsist valada kujusid ja vorme, teda tarvitada krohvitöödeks jne. Kõvaks muutudes paisub ta ja täidab kõik vormi õõnsused.

Liig kõrges kuumuses kaotab kips kõik oma vee. Siis ei muutu ta enam veega segatult kõvaks: Seda kutsutakse surnuks põletatud kipsiks.

Kipsi tarvitatakse ka põlluväetiseks.

4. Vosvorhappu kaltsium [$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$] esineb looduses mitmes mineraalis, millest tuttavamad vosvoriit ja luu mineraalosa. Väävelhappega ümbertöötatult saab vosvoriidist hääväetisaine — *superfosfaadi*, millest taimed omandavad vosvorit. Väävelhappega ümbertöötamisel sünnib järgmine reaktsioon:



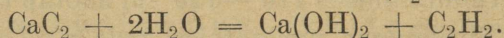
Viimase kahe soola segu ongi superfosfaat.

5. Süsihapu kaltsiumi (CaCO_3) tuleb looduses ette lubjapona, lubjakivina, kriidina ja marmorina. Lubjapagu esineb rombilistena kristallidena. Mõnikord leidub neid kristalle ka meie paekivis.

6. Ränihaput kaltsiumi (CaSiO_3) ehk kaltsiumi silikaati tuntakse looduses volla stoniidina all. Kaltsiumi silikaat tuleb ette ka harilikus klaasis.

7. Kloorlubi (CaOCl_2) ehk pleeklubi on kloori lõhnaga vees lahustuv valge pulber. Lahusel on lehelise omadused. Hapete mõjul laguneb, eraldades kloori, mispärast teda tarvitatakse kloori asemel pleegitamiseks ja desinfitseerimiseks.

Tarviline kaltsiumi ühend on veel *kaltsiumkarbiid* (CaC_2), millest saadakse *atsetiileeni* (C_2H_2) vee mõjul:



Magneesium.

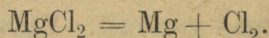
Magnesium — Mg.

Aatomkaal = 24,36; valents = 2.

Magneesium on läikiv, hõbevalge, kerge metall. Veest raskem. Müügil lintidena ja pulbrina.

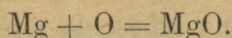
Looduses vabalt ei leidu, kuid ühendeid on palju. Need on: magnesiit (MgCO_3), dolomiit ($\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$), kloormagneesium (MgCl_2), karnaliit ($\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl}$), väävelhapu magneesium (MgSO_4), talk ehk rasvakivi, asbest ehk mäelina jt.

Magneesiumi saadakse elektrolüüsi teel kloormagneesiumist (ka karnaliidist):



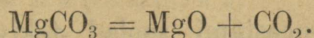
Keemiliselt ühineb kergesti hapnikuga. Õhus tuh-mub ta pind tekkiva aluse mõjul. Kuivas õhus seisab kaua

läikivana. Põleb pimestavalt heleda leegiga hapendiks:



Magneesiumi leegi valgust kasutatakse fotograafias päikese valguse asemel ja ilutulena.

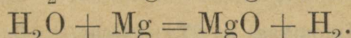
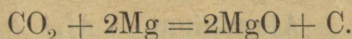
Suuremal hulgal saadakse magneesiumi hapendit magneesiidi kuumutamisel:



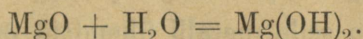
Magneesiit laguneb kuumutamisel veel kergemini kui lubjakivi, isegi katseklaasis.

Sel teel saadud magneesiumi hapendit tarvitatakse arstirohuks põletatud magneesia nime all.

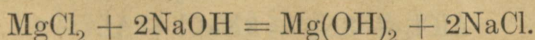
Magneesium põleb kasüsihapugaasis ja veeaurus, neid vabastades hapnikust:



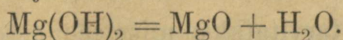
Punane lakmuspaber muutub märja magneesiumi hapendiga kokku puutudes nõrgalt siniseks. Järjelikult annab see hapend veega-aluse:



Et magneesiumi hapend vees vähe lahustub, seepärast saadakse magneesiumi alust suuremal määral tema sooladest leheliste mõjul, kust ta vabaneb valge sademena. Näit.:



See on nõrk alus ja lahustub vees vähe. Kuumutamisel laguneb hapendiks ja veeks:



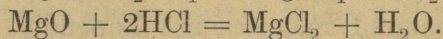
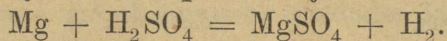
Magneesiumi sooladest on tähtsamad:

1. Kloormagneesium (MgCl_2) ja 2. väävelhapu magneesium (MgSO_4). Mõlemaid on, pääle

muude leiukohtade, lahustunult merevees, mil-
lele nad annavad kibeda maitse. Viimast
tarvitatakse arstirohuna kibesoola nime all ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$),
kuna esimesest saadakse vaba magneesiumi.

3. Süsihapu magneesium (MgCO_3) leidub loo-
duses magneesiidi nime all. Ühenduses süsihapu
kaltsiumiga moodustab ta dolomiidi
($\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$).

Mitmed magneesiumi soolad tekivad hapetest selle
metalli enese ja tema hapendi mõjul. Näit.:



Alumiinium.

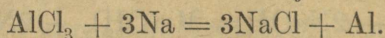
Aluminium — Al.

Aatomkaal = 27,1; valents = 3.

Eelmiste sarnaselt on alumiinium hõbevalge, läikiv,
kerge metall. Ta on kaunis pehme, taotav ja venitav, nii et
tast saab peent traati ja õhukest plekki.

Looduses on selle metalli ühendeid palju. Igasugused
põllupaod ja neist tekkinud savi, niisama vilgu-
kivi on alumiiniumi silikaadid. Tema hapend (Al_2O_3) on
looduses tuntud *korundi* nime all.

Saada võib teda naatriumi mõjul klooralumiiniumist:



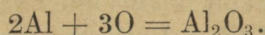
Viimasel ajal saadakse seda metalli tema hapendist
elektrolüüsi teel.

Alumiiniumi tarvitatakse mitmesuguste nõude val-
mistamiseks. Higi ja soolade mõjul muutuvad need
aga ruttu mustaks. Tema sulatistest on tuttavamad:
1. kulla karva *alumiiniumpronks* — alumiiniumi sulatis

vasega —, millest valmistatakse füüsika apraate; 2. kerge, kõva ja läikiv *magnaalium* — alumiiniumi sulatis magneesiumiga —, kõige parem materjal õhulaevade matallosadeks.

Keemiliselt avaldab alumiinium vähe tegevust. Õhus kattub ta õhukese hapendi kihiga, mis kaitseb teda sügavamalt hapendumast.

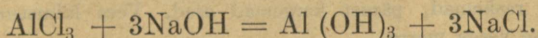
Kõrges temperatuuris põleb alumiinium, ühinedes hapnikuga hapendiks:



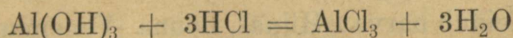
Ta vabastab ka teised ained hapnikust. Näit. kui segada savipotis raua hapend alumiiniumi pulbriga ja süüdata segu temasse pandud magneesiumi lindi abil, siis vabaneb raud. Selle juures tõuseb temperatuur 3000⁰-ni. Nii saadud kuumuse abil joodetakse raskesti sulavaid metalle kokku. Kui, näit., kaks raudlatti otsapidi teineteise vastu panna, kokkupuutumise koht nimet. seguga ümbritseda ja segu põlema süüdata, siis sulavad latid ühte.

Looduses leiduv alumiiniumi hapend, korund, on väga kõva aine, mispärast teda tarvitatakse kõvade asjade lihvimiseks. Kroomi lisandite mõjul punaseks värvitud korundi kutsutakse *rubiiniks* ja koo-balti mõjul siniseks muutunud — *safiiriks*. Mõlemad on kalliskivid.

Alumiiniumialus [Al(OH)₃] tekib tema sooladest leheliste mõjul, näit.:

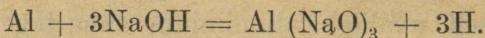
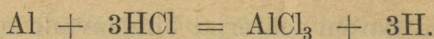


See annab soolad hapetega ja alustega:



Seega on tal korraga aluse ja happe omadused. Alumiinium ise annab ka soo-

lad hapetega ja alustega, kusjuures vabaneb vesinik:



See kõik näitab, et *alumiiniumil on osalt metalli, osalt metallioidi omadused: ta on vahepäälne aine.*

Selle metalli **tähtsamad soolad** on alumiiniumi *maarjajääd*, nimelt:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ — kaaliummaarjas.

$\text{NH}_4\text{Al}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ — ammooniummaarjas.

Maarjajääs võib olla alumiiniumi asemel ka kroom (Cr), raud (Fe) või mangaan (Mn.) Siis hüütakse teda ka vastavalt kroomi, raua või mangaani maarjaseks.

Alumiiniumi silikaatide hulka kuuluvad mitmesugused põllupaod:

$\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ — ortoklaas,

$\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ — albiit,

$\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2$ — anortiit.

Neist tekib murenemise teel savi, mis on ka alumiiniumi silikaat: $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Nagu vormelist näha, on savi tekkimisel kadund teiste metallide hapendid ja ülejääk liitund veega.

Murenemine toimub järgmiselt: temperatuuri muutumise tagajärjel purunevad kivid mehaaniliselt. Siis lagunevad nad keemiliselt õhu süsihappu gaasi ja vee mõjul süsihappudeks sooladeks (sooda, potas) ja saviks. Murenemise saadused kannab voolav vesi nende tekkimise kohast eemale ja laotab maha — esiti raskemad, pärast kergemad osad. Vees lahustund süsihappud soolad kantakse veega merre.

Puhast valget savi kutsutakse *kaoliiniks*. Teda leidub harva: Hiinas, Lõuna - Venemaal, Saksa-maal jm. Harilik savi on mitmesuguste lisandite mõjul värviline. Pruuni värvi annavad talle raua ühendid.

Kaoliinist valmistatakse *portselaani* ja *fajanssi*. Selleks segatakse kaoliinile hulka põllupagu ja kvartsi ning kuumutatakse: esimese tekkimiseks kuni sulamiseni, teise saamiseks ainult nii palju, et vesi lendaks ära. *Portselaan* on klaasitaoline, peaaegu läbipaistev, kuna *fajanss* on aukline (poorne). Esimesest tehakse peenemaid lauanõusid, vaase jne., teisest taldrikuid jm. Et fajanss oma poorsuse tõttu ei laseks vett läbi, seepärast kaetakse temast valmistatud nõud *vööbaga*.

Lihtsad savinõud tehakse harilikust savist ja vööbatakse.

Telliskivide ja savitorude valmistamiseks segatakse savile liiva hulka.

Savi ja lubjakivi segu kuumutamisel tekib *tsement*. Kuumutades kuni sulamiseni saadakse *portlandi* tsement. Kui aga kuumuse mõjul ainult vesi ja süsihappu gaas vabanevad, ilma et segu sulaks, siis tekib *romaani* tsement.

Veega ja liivaga segatud tsemendi jahu muutub mõne päeva jooksul kõvaks, sest et tekib vees lahustu-matu kaltsiumi silikaat-hüdraat: $\text{CaSiO}_3 \cdot 2\frac{1}{2}\text{H}_2\text{O}$ ja mõned teised hüdraadid. Selle omaduse pärast tarvitatakse tsementi sideaineks niisuguste ehituste juures, kus harilik krohv laguneks vee mõjul.

Kuumutades õhuta ruumis savi, sooda, väävli ja puusöe segu, saadakse ilus sinine värv — *sine* ehk *ultramariin*. Tema ehitus on selgitamata, vaatamata paljude uurimiste pääle. Looduses leidub teda *taevakivi* nime all.

Rasked metallid.

Tsink.

Zincum — Zn.

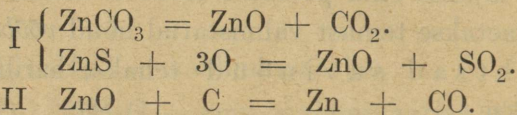
Aatomkaal = 65,37; valents = 2.

Tsink on sinakasvalge läikiv metall, erikaaluga 7,15.

Harilikus temperatuuris on ta rabe, üle 100° — taotav ja venitav, üle 200° — jälle rabe.

Looduses leidub teda ainult ühendites, millest tähtsamad: süsihappu tsink ($ZnCO_3$) ehk galmei ja vääveltsink (ZnS) ehk tsinkläige.

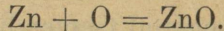
Neist saadakse teda söega segatult õhus kuumutades, kusjuures enne tekib tsinkhapend, millest süsi metalli vabastab:



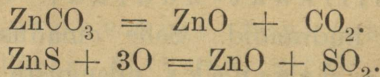
Tsingist valmistatakse nõusid (vannid, ämbrid jm.) ja kaetakse temaga rauda, et seda kaitsta roostetamise eest.

Keemiliselt kattub ta õhus aluselise süsihappu tsingi kihiga, mis teda kaitseb roostetamise eest.

Kuumutamisel põleb heleda leegiga, ühinedes õhu hapnikuga hapendiks:

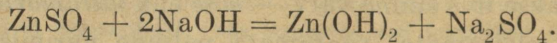


Viimane tekib ka, nagu nägime, tsingi ühendite kuumutamisel:

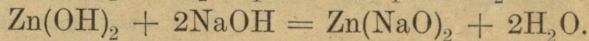
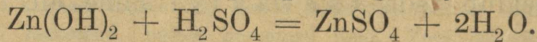


Seda hapendit tarvitatakse maalri värvina *tsinkvalge* nime all.

Tsingi alus tekib tema sooladest leheliste mõjul, näit.:

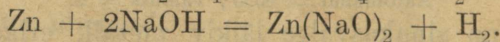


See annab soolad hapetega ja alustega:



Sellega on tal happe ja aluse omadused ühtlasi.

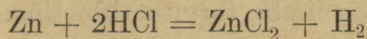
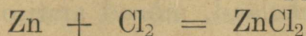
Samuti annab tsink ise soolad hapetega kuika alustega, kusjuures vesinik vabaneb:



Järjelikult on *tsingil osalt metalli, osalt metalloidi omadused: ta on vahepäälne aine.*

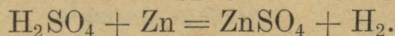
Tsingi sooladest on tähtsamad:

1. Kloortsink ($ZnCl_2$), mis tekib tsingi ja kloori otsekohesel ühinemisel, kui ka soolhapest metalli mõjul:

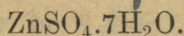


Kloortsingi lahuses leotatud puu on kaitstud mädanemise ja majakäsna vastu.

2. Väävelhapu tsink ($ZnSO_4$) ehk tsinkvitriool tekib väävelhappega tsingi pääle mõjudes:



Kristalliseerub lahusest kristallveega:



Tarvitatakse arstirohuna.

Tina (ehk inglistina).

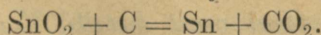
Stannum — Sn.

Aatomkaal = 119; valents = 2 ja 4.

Tina on hõbevalge, läikiv, raske metall, erikaaluga 7,29. Kristallilise ehituse tõttu raagiseb ta painutamisel kristallide vastastikku hõõrumisest. Ta on õige venitatav ja taotav ning laseb ennast pressida väga õhukesteks lehtedeks — tinapaberiks ehk stanniooliks.

Looduses leidub teda väga harva vabalt. Tema ühend on tinakivi (SnO_2), mida ka ei leidu väga laialt.

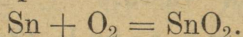
Vaba tina saadakse tinakivi ja söe segu kuumutamisel:



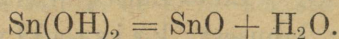
Teda tarvitatakse vask sööginõude tinutamiseks, s. o. kaetakse nad seestpoolt õhukese tina korruga, mis kaitseb vaske hapete ja soolade mõju eest ja keelab tekkimast

mürgiseid vase ühendeid, kuna tina pääle nõrgad happed ei mõju. Ka kaetakse temaga raudplekki, sest tina ei muutu õhus ja kaitseb sellepärast rauda roostetamise eest. Tema kristallilise ehituse tõttu tekivad temasse hangumisel praokesed, mispärast kaitse ei ole küllalt kindel. Tinapaberiga mähitakse tee, shokolaad, mõned arstirohud jne. Ka metallide kokkujootmiseks tarvitatakse tina.

Keemiliselt ühineb tema hapnikuga kõrges kuumuses, tekitades ka h e s h a p e n d i:

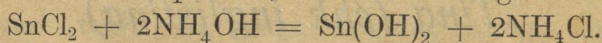


On olemas ka tina hapend, mida võib saada tema alust kuumutades:

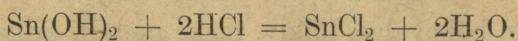


Esimeses ühendis (SnO_2) on tina neljavalentne, teises (SnO) kahevalentne.

Tina alus ehk tina hüdroksüüd tekib kloorinast ja ammoniumvesihapendist, vabanedes valge sademena:

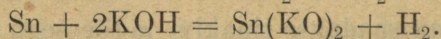
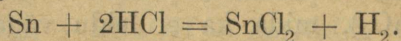


Nagu tsingi aluski annab ta soolad hapetega ja alustega.



On järjelikult happeliste ja aluseliste omadustega.

Ka tina ise annab soolad hapetega ja alustega:



Sellega on ka tinal osalt metalli, osalt metalloidi omadused. Kui metalloid, annab ta isegi tinahappe (H_2SnO_3), mida saadakse kaudsel teel.

Tina sooladel ei ole suurt tegelikku tähtsust.

Seatina.

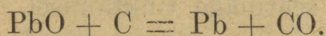
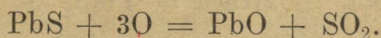
Plumbum — Pb.

Aatomkaal = 207,1; valents = 2 ja 4.

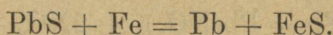
Seatina on sinakasvalge, läikiv, raske metall, erikaal = 11,39. Teda võib noaga lõigata, isegi küünega kriimustada. On taotav ja venitatav.

Looduses leidub seatina väga harva vabalt. Ühenditest on tähtsamad: süsihapi seatina (PbCO_3) ja seatina läige (PbS).

Teda saadakse peamiselt viimasest ühendist, seda söega segatult õhus kuumutades, kusjuures enne tekib hapend, millest süsi vabastab metalli:



Samast ühendist võib teda saada ka rauaga koos sulatades:



Seatina tarvitatakse kuulide valamiseks, torude valamistamiseks jne. Seatinast joogivee torud ei ole soovitatavad, sest et ta veega ja selles leiduva õhuga tekitab vesihapendi, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, mis vees lahustub ja on mürgine. Õhuta vees seda ühendit ei teki; samuti ka vees, milles leidub väävli- ja süsihapi sooli, sest need katavad seatina, kaitstes teda vee mõju eest.

Keemiliselt muutub ta õhus tuhmiiks, kattudes aluslise seatina soolaga.

Hapnikuga ühineb soojendamisel kollaseks hapendiks (PbO), mida kutsutakse *massikooks*. Kui viimast kuumutada kuni sulamiseni, muutub ta kollakaspruuniks *glettiks*. Mõlemaid tarvitatakse maalri värviks.

Kuumutades massikood pikemat aega õhus 300° — 400° temperatuuris, tekib punane värv *mennig* (Pb_3O_4), millega värvitakse iseäranis raudasju.

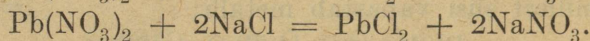
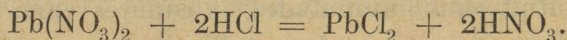
Mennigist saadakse salpeeterhappe mõjul mustjaspruun seatina ülihapend (PbO_2), mida tarvitatakse hapendajana, sest temast vabaneb kergesti hapnik.

Seatina aluse võib saada ta sooladest leheliste mõjul, näit.:



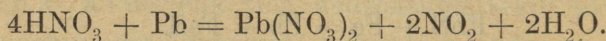
Tema sooladest on tegeliku tähtsusega:

1. Kloorseatina (PbCl_2), mida võib saada salpeeterhapust seatinast soolhappe või keedusoola mõjul:



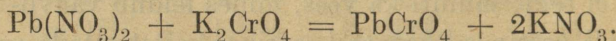
Teda tarvitatakse seatinaga tinutamisel.

2. Salpeeterhappu seatina, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, tekib salpeeterhappest ja seatinast:



Tarvitatakse ilutulede valmistamisel.

3. Kroomkollane (kollane värv) tekib eelmises reaktsioonis saadud soola ja kroomhappu kaaliumi reageerumisel:



4. Kroompunane, $\text{PbCrO}_4 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$, tekib, kui kroomkollasele keemistemperatuuril juure lisada naatriumi alust. Punane värv.

5. Seatina-valge, $\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$, on ilus valge värv, kuid seintelt ja maalidelt tolmuna õhku sattudes mõjub sissehingamisel mürgiselt. Väävelvesiniku mõjul läheb mustaks.

6. Seatina suhkur ehk äädikhappu seatina, $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$, tekib käsitatava metalli lahustumisel äädikhappes. Tarvitatakse värvimise juures ja arstiteaduses.

Vask.

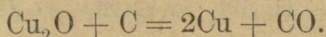
Cuprum — Cu.

Aatomkaal = 63,57; valents = 1 ja 2.

Vask erineb eelkirjeldatud metallidest oma punase värvi poolest. Muidu on ta teiste sarnane läikiv raske metall; erikaal = 8,9. Teda võib pressida õhukesteks lehtedeks ja venitada peenikeseks traadiks.

Looduses leidub teda kaunis palju vabalt, sageli suurte tükkidena; iseäranis palju vaba vaske on Põhja-Ameerika Ülemjärve läheduses. Palju leidub looduses ka vase ühendid. Neist on tähtsamad: punane vasekivi (Cu_2O), vase-läige (Cu_2S), vaskpüriit (CuFeS_2) ja malahiit: $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$.

Saada võib vaske punasest vasekivist, seda kuumutades söega segatult:

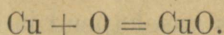


Teised ühendid muudetakse enne põletamise teel hapendiks ja alles viimasest vabastatakse vask söe abil.

Vase tarvitamine on väga laialdane. Temast valmistatakse keedunõusid jm.; vasktraati tarvitatakse elektrijuheks jne. Vask keedunõud peavad olema seest tinutatud. Rohkem veel tarvitatakse vase sulatise, millest tuttavamad: *pronks* (vask+tina), *valgevask* (vask+tsink), *uushõbe* (vask+tsink+nikkel).

Keemiliselt ei muutu vask kuivas õhus. Niiskes aga kattub aluslise süsihapu vasega, mida ta roheline värvi pärast kutsutakse vasehallituseks.

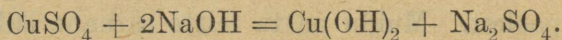
Hapnikuga ühineb ta kuumutamisel hapendiks:



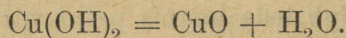
Viimane on must pulber, millega kattub vask, kui teda tules kuumutada.

On olemas ka vase alahapend (Cu_2O), mis leidub looduses punase vase kivina. Kunstlikult võib teda saada punase pulbrina vase sooladest.

Vase alus tekib sinise sademena tema sooladest leheliste mõjul, näit.:

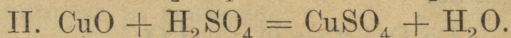
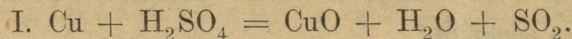


See on nõrk ühend ja laguneb juba vees keetes vase hapendiks ja veeks:



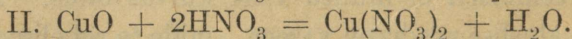
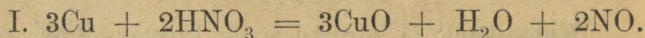
Tähtsamad vase soolad on järgmised:

1. Vaskvitriool (CuSO_4) ehk sinine silmakivi, mis tekib vase soojendamisel koondatud väävelhappes. Reaktsioon on kahejärguline:



Vaskvitriool kristalliseerub lahusest *kristallveega*, nii et ta täieline vormel on järgmine: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Kuumutamisel vabaneb kristallvesi ja sool muutub valgeks amorfseks pulbriks. Veega kokku puutudes muutub ta uuesti siniseks, ühendades enesega vett.

2. Lämmastikhapuvaske, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, tekib vase ja lahjendatud salpeeterhappe reageerumisel harilikus temperatuuris. Reaktsioon on kahejärguline:



See sool vabaneb lahusest samuti *kristallveega*: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ või $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Mõlemate soolade tekkimise reaktsioonidest on näha, et enne peab tekkima vasehapend ja see alles annab happega soola. Neid sooli võib saada ka vasehapendist vastava happega.

3. Alusline süsihappuvask, $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$, leidub looduses *malahiidi* nime all. See roheline vasekivi laseb ennast ilusasti lihvida ja sellepärast valmistatakse temast mitmesuguseid iluasju.

Raud.

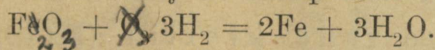
Ferrum — Fe.

Aatomkaal = 55,85; valents = 2 ja 3.

Raud on hõbevalge, läikiv, raske metall; erikaal = 7,8. Kõrges temperatuuris muutub pehmeks ja taotavaks. Taguda annab õhukeseks plekiks ja venitada peenikeseks traadiks.

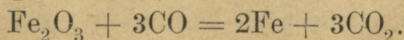
Looduses leidub vaba rauda ainult ilmaruumist maa-kerale sattund meteoroides ja mõnedes laavaseltsides. Tema ühendeid on aga palju. Tähtsamad neist on järgmised: punane rauakivi (Fe_2O_3), mis esineb mitmes teisendis; magnetrauakivi (Fe_3O_4), millel on omadus rauda külge tõmmata; pruunrauakivi [$\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{Fe(OH)}_3$] ja sama koosseisuga soopinnal roostena ilmuv sooraud; raudpüriit (FeS_2), väävlikarva raua ja väävli ühend. Vähesel määral on raua ühendeid igas maapinnas. Ka organismides leidub rauda: taimede leheroheline tekib raua mõjul ja loomade verepunas on rauda.

Keemiliselt puhast rauda saadakse raua sooladest elektrolüüsi teel ja raua hapendist vesiniku mõjul:



Nii saadud raud on must pulber, mis õhus sütib iseenesest. Taotud olekus on ta hõbevalge metall.

Harilik tarvitusel olev raud sisaldab süsinikku ja teisi lisandeid suuremal või vähemal määral. Teda saadakse raua ühendite ja söe segu kuumutamisel, kusjuures esiti tekib süsinikhapend (CO), mis vabastab raua hapnikust:

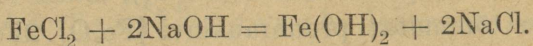


Tarvitamiseks on raud kõige kasulikum ja odavam metall. Temast valmistatakse väga mitmesuguseid tarbeasju, millest paljud igapäevale tuttavad.

Keemiliselt ei muutu raud kuivas õhus, kuid niiskuses tekib ta pinnale punakaspruun kiht, mis koosneb pääasjalikult raua vesihapendist $[\text{Fe}(\text{OH})_3]$ ja mida kutsutakse röösteks. Viimane ei kata raua pinda ühtlaselt. Sellepärast tungib õhu ja vee mõju sügavamale, kuni raud muutub täiesti roosteks. Roostetamise eest kaitseb rauda värvimine, õlitamine, tsingiga või tinaga katmine.

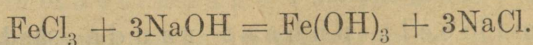
Hapnikus kuumutades annab raud pruunpunase hapendi (Fe_2O_3), mida tarvitatakse värviks; õhus kuumutades annab ta musta tagi (Fe_3O_4), mida peetakse alahapendi (FeO) ja hapendi (Fe_2O_3) ühendiks.

Raua alahapendile vastav alus tekib rauaskloriidist söötnaatriumi mõjul:



See alus ilmub valge sademena, kuid muutub varsti rohelisteks, siis pruuniks, raua hapendile (Fe_2O_3) vastavaks aluseks: $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Otsekohe tekib viimane kloorraudast sama lehelise mõjul:

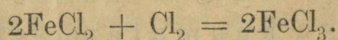


Tähtsamad raua soolad on järgmised:

1. Roheline rauaskloriid (FeCl_2), mis tekib rauast ja soolhapest:



2. Kollane kloorraud (FeCl_3) saadakse eelmisest, valades selle lahusesse kloorvett:



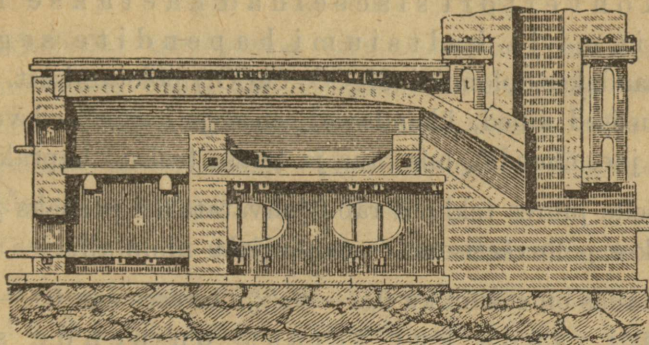
Tarvitatakse värviks ja arstirohuna, muu seas ka verevoolu kinnipanemiseks.

lana ahju põhja. Juuresegatud ained aga tekitavad raua ühenditesse jäänd lisanditega sula räbu ehk *shlaki*, mis vedelast malmist kergem ja tõuseb selle pääle, kaitstes vabandend rauda õhuga kokku puutumast ja uuesti hapendumast. Nii sula malm kui ka vedel räbu lastakse aegajalt välja nende jaoks ahju külje sisse tehtud aukude kaudu, kuna ülalt puistatakse uuesti toorest materjali ahju. Nii töötab ahi vahetpidamata aastate viisi.

Malm sisaldab süsinikku 2,3 — 5,1 % ja veel mõnda teist lisaainet, nagu räni, väävlit, vosvorit, mangaani jne. Teda on kaht seltsi. 1. *Valge malm*, mis tekib sula malmi kiirel hangumisel, on kõva ja rabe. Süsinik on temas suuremalt osalt rauaga keemilises ühenduses. Sisaldab, muu seas, mangaani. Malmasjade valamiseks ta ei kõlba, kuid talt saadakse terast ja rauda. 2. *Hall malm* tekib sula malmi aeglasel hangumisel, ei ole nii kõva ega rabe. Temas sisaldub süsinik suuremalt osalt grafiidina, millest oleneb ta hall värv. Sisaldab, muu seas, ka räni. Hall malm on väga sünnis valamiseks, sest hangudes paisub ta ja täidab kõik vormi õõnsused. Temast saadakse ka terast ja rauda.

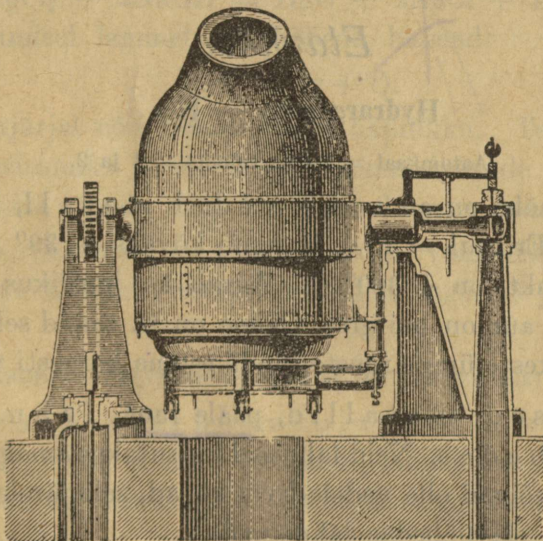
Viimaste saamiseks tuleb malmist suurem osa sütt välja põletada. Seda toimetatakse mitmel viisil, millest tähtsamad: 1. *Segamise viis*, mis seisab selles, et malmi tükid laotakse sellekohase ahju põrandale ja juhatakse neist leek läbi, mille mõjul malm sulab ja süsi põleb (joon. 52). Põlemise ajal segatakse sula malmi raudroobiga läbi ahju küljes olevate avauste. Mida rohkem sütt ära põleb, seda sitkemaks muutub segu (sest vähem süsinikku sisaldava raua sulamispunkt on kõrgem). Kui segu omandand teatava sitkuse, tõmmatakse ta ahjust välja.

2. *Bessemeri viis* seisab selles, et sula malm lastakse ahjust suure pirnisarnasesse raudanumasse — *konvertorisse*, mis



Joon. 52

võib võllil tiirelda (joon. 53). Konvertori põhjas olevate torude kaudu juhatakse õhku peenikeste jugadena läbi sula



Joon. 53

malmi, mille tõttu süsinik põleb. On viimane teatava mää-
rani põlend, pöördakse konvertor kummuli ja valatakse raud

(või teras) vormidesse. Nii võib 10 — 12 min. jooksul kuni 10 tonni malmi teraseks ümbertöötada.

Konvertoris eseseinad kaetakse magneesiumi ja kaltsiumi hapendite seguga, mida saadakse dolomiidi ($MgCO_3 \cdot CaCO_3$) põletamisest. Need, kui aluslised ained, ühendavad enesega happelised vosvori, väävli jne. ühendid, mis raua ja terase teeksid hapraks. *muud*

Selle juures tekkind räbu jahvatatakse peeneks ja tarvitatakse põlluväetiseks — *toomasjahu* nime all.

Rauas on süsinikku 0,05 — 0,5%, terases aga 0,5 — 2,3%. Nii hästi rauda kui terast on nende süsiniku ja teiste lisaainetete sisaldavuse järele mitmet sorti, millest igäüht tarvitatakse isesuguseks otstarbeks.

Elavhõbe.

Hydrargyrum — Hg.

Aatomkaal = 200,6; valents = 1 ja 2.

Elavhõbe on ainuke vedel metall, hõbevalge ja läikiv. Erikaal = 13,6. Hangub kõvaks — 39° C. juures. Keemispunkt on + 360° C. Aurab ka harilikus temperatuuris. Ta aur on mürgine. (Nime on ta saand sellest, et ta tilgad väikeste ümmarguste kuulikestena kergesti veerevad.)

Teised metallid, päale raua, lahustuvad elavhõbedas. Neid lahuseid kutsutakse *amalgaamideks*. Viimased võivad olla vedelad või kõvad, sellejärele kui palju metalli on elavhõbedas lahustund.

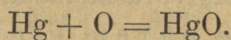
Looduses leidub elavhõbedat vabalt, tilkadena mineraalides. Rohkem aga on teda ühenduses väävliga (HgS) kinnaveri kivi nime all.

Nimetatud ühendist saadakse elavhõbedat põletamise teel kusjuures väävel ühineb hapnikuga, kuna elavhõbe vabaneb:

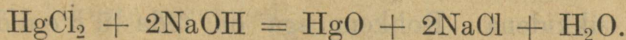


Elavhõbedat tarvitatakse termomeetrites, baromeetrites, manomeetrites. Tema abil vabastatakse kulda ja hõbedat segudest. Nimetatud metallide amalgaamide abil võib asju kullata ja hõbetada. Tina amalgaami abil kaetakse peegliklaasi tagumised küljed tinaga.

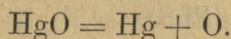
Keemiliselt ei muutu elavhõbe kuivas ega niiskes õhus. Kuumutamisel aga ligi keemistemperatuurini ühineb ta hapnikuga punaseks elavhõbeda hapendiks:



See hapend tekib ka elavhõbeda sooladest kollaka pulbri-
rina leheliste mõjul. Näit.:



Kuumutamisel laguneb elavhõbeda hapend: -



Selle tagajärjel võib temast saada hapnikku. Teda tarvitatakse arstirohuks ja mõnikord ookeani laevade värviks, et neid kaitsta tigude eest, kes asuvad laeva seintele elama.

Elavhõbeda alust ei ole võimalik saada: ta pole püsiv harilikus temperatuuris ja laguneb juba tekkimisel.

Tähtsamad elavhõbeda soolad on järgmised:

1. **Salpeeterhapu elavhõbe**, elavhõbedasniitrat (HgNO_3), mida võib saada, lahustades elavhõbedat lahjendatud salpeeterhappes harilikus temperatuuris.

2. **Kloori elavhõbe**, elavhõbedaskloriid (HgCl) ehk *kalomel* tekib valge sademena eelmise soola ja soolhappe reageerumisel, kui nende lahused kokku valada:



3. Sublimaat (HgCl_2) on valge kristalliline vees lahustuv aine (kuna kalomel vees ei lahustu). Sublimaat on kange mürk. Tema lahust tarvitatakse sublimaadi veenime all haavade, löikeriistade jne. pesemiseks desinfitseerimise otstarbel. Sublimaadi veega leotatud puu on kaitstud mädanemise eest,

Hõbe.

Argentum — Ag.

Aatomkaal = 107,88; valents = 1.

Hõbe on valge, läikiv, raske metall, kaunis pehme. Eri-kaal = 10,5. Kõige parem elektri ja soojuse juht.

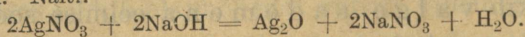
Looduses leidub hõbedat vabalalt, mõnikord kaunis suurte tükkidena. Rohkem aga on teda ühendites, millest tähtsam hõbeläige (Ag_2S). Viimane on sageli ühenduses seatina läikega (PbS).

Hõbeda saamise viisid on kaunis keerulised.

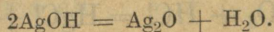
Tarvitamiseks sulatatakse hõbe vasega, et anda talle suuremat kõvadust. Sulatistest valmistatakse iluasju, sööginõusid, hõberaha. Sulatistes olevat hõbeda hulka protsentides kutsutakse *prooviks*. Puhast hõbedat tarvitatakse teiste metallide hõbetamiseks.

Keemiliselt hõbe puhtas õhus ei muutu, ei harilikus temperatuuris ega kuumutamisel. Selle omaduse tõttu kutsutakse teda *väärismetalliks*. Muutub aga mustaks, kui õhus leidub väävelvesinikku (H_2S), mille mõjul ta kattub väävelhõbeda kihiga (Ag_2S).

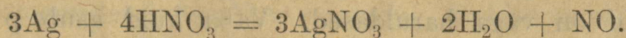
Hõbeda hapend (Ag_2O) tekib pruuni sademena salpeeterhapust hõbedast leheliste mõjul. Näit.:



Õieti peaks sel reaktsioonil tekkima hõbedaalus, kuid see laguneb juba tekkimisel:



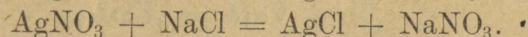
Hõbeda sooladest on tähtsamad: 1. **Salpeeterhappu hõbe** (AgNO_3) ehk põrgukivi, mis tekib, kui lahustada hõbedat (võib ka hõberaha olla) salpeeterhappes:



Tarvitatakse arstirohuna kääsnade põletamiseks ja teiste hõbeda ühendite valmistamiseks.

Märkus. Kui lahustada salpeeterhappes hõberaha, saame sinise lahuse, sest rahas leiduv vask annab happega sinise vase soola: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

2. **Kloorhõbe** (AgCl) tekib valgesademenas, kui põrgukivi lahusesse (saadud eelmise reaktsiooni järel) lisada soolhapet või keedusoola lahust:



Broomhõbe (AgBr) tekib valkjaskollakasadenas põrgukivi ja broomnaatriumi (või broomkaaliumi) lahuste segamisel:



4. **Joodhõbe** (AgJ) saadakse põrgukivi ja joodnaatriumi (või joodkaaliumi) lahuste ühendamisel — helekollakasadenas:



Kolm viimast soola lagunevad valguse mõjul, eraldades hõbedat peenikese musta pulbrina. Selle omaduse tõttu tarvitatakse neid valgustundlikkude päevapildi plaatide valmistamiseks (vaata „Päevapildistus“).

Kuld.

Aurum — Au.

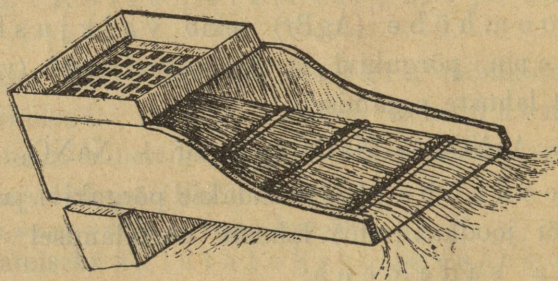
Atomkaal = 197,2; valents = 1 ja 3.

Kuld on kollane läikiv metall, pehme nagu seetina. Laseb ennast taguda väga õhukesteks lehtedeks,

mis paistavad rohekalt läbi. Ta on väga raske metall: erikaal = 19,3. Häa elektri ja soojust juht.

Looduses leidub kulda peaaegu ainult vabalt. Kulla ühendid on väga haruldased. Vaba kuld asub peenikeste terakestena kõvades kaljudes, enamasti neis leiduvates ränisoontes. (Joon ~~1109-5~~). Teda leidub ka liivas, mis tekkinud kaljudest murenemise teel ja laiali kantud vee jõul.

Liivast saadakse teda n. n. kulla pesemise teel. Selleks säetakse pikad, põikpõõnadega varustatud rennid poolpüsti. Renni kõrgemale otsale asetatakse traatpõhjaga sõel, millesse visatakse kulda sisaldav liiv (joon. 54).



Joon. 54

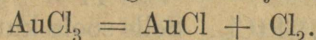
Sõela juhitud veejuga viib liiva renni mööda alla, kusjuures rasked kullaterad ühes suuremate kivikestega jäävad põõnade taha peatuma. Suuremad kulla tükid nopitakse välja, kuna segu ühes väiksemate terakestega asetatakse elavhõbedasse, milles kuld lahustub. Kivid, kui elavhõbedast kergemad kehad, kergivad päälle, kust nad kõrvaldatakse. Pärast aurutatakse elavhõbe ära ja nii saadakse vaba kuld kätte.

Kulda sisaldavad kõvad kaljud purustatakse enne sellekohaste masinate abil peeneks ja siis eraldatakse kuld samuti pesemise teel.

Elavhõbeda asemel tarvitatakse ka kloorvett või nõrka tsüaankaaliumilahust.

Tarvitamiseks sulatatakse kuld hõbedaga või vasega, et anda talle tarvilist kõvadust, ja valmistatakse temast iluasju ning raha. Sulatistes olev kulla hulk protsentides kutsutakse *prooviks*. Puhast kulda tarvitatakse asjade kuldamiseks.

Keemiliselt ei muutu ta õhus mingisuguste tegurite mõjul, mispärast teda kutsutakse *väärismetalliks*. Happed ta pääle ei mõju, pääle sool- ja lämmastikhappe segu, mida hüütakse sellepärast *kuningveeks*. Ka lahustub ta kloorvees ja üldse kloori eraldavates vedelikkudes, ühinedes *kloorkullaks* — AuCl_3 . Viimane laguneb soojenemisel *klooriskullaks*:



Kulla hapend (Au_2O_3) sadeneb pruuni pulbrina kloorkulla lahusest magneesiumi hapendi (MgO) mõjul. Kulla alahapendi (Au_2O) võib saada tumelilla pulbrina klooriskullast kaaliumi aluse abil.

Plaatina.

Platina — Pt.

Aatomkaal = 194,3; valents = 2 ja 4.

Plaatina on hõbevalge läikiv metall, hästi taotav ja venitatav. Ta on kõige raskem metall: erikaal = 21,45. Ka on ta sulamistemperatuur kõige kõrgem = 1720° C.

Looduses leidub plaatinat harva, enamasti väikeste, mõnikord ka suuremate terakestena; vahest ka sulatistes mõne teise metalliga, näit., rauaga. Kõige rohkem on teda leida Uuralis, kust saadi enne 90% ilma plaatinast. Nüüd on see toodang palju vähenend.

Plaatinat saadakse, nagu kuldagi, pesemise teel. Kuid tema eraldamine ühesleiduvatest metallidest on väga raske.

Keemiliselt on plaatina vähe tegev metall. Õhus ei muutu ta mingisuguste tegurite mõjul,

mispärast ta kuulub *väärismetallide* hulka. Plaatina on kullast kallim.

Happed ta pääle ei mõju, pääle kuningvee ja kloori sisaldavate vedelikkude, milles ta klooriga ühinedes annab *kloorplaatina* — PtCl_4 .

Kuningvees lahustudes annab ta *plaatinkloorvesinikhape* (H_2PtCl_6), mis vabaneb lahusest pruunpunaste kristallidena.

Selle happe lahusest vabaneb plaatina ise tsingi mõjul musta pulbrina. Viimast kutsutakse *mustplaatina*ks.

Kui plaatina lahusele kuningvees juure lisada salmiaagi lahust, siis sadeneb nimetatud happe sool — *plaatinkloorammoonium* — $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_6$. Selle soola kuumutamisel vabaneb plaatina halli kobeda massina, mida kutsutakse *käsnplaatina*ks.

Niihästi must- kui käsnplaatina neelavad gaase, mille tõttu nad on hääd katalüsaatorid mitmete gaasreaktsioonide juures. Näit. väävelkaheshapend (SO_2) ühineb nende mõjul õhu hapnikuga väävelkolmeshapendiks (SO_3). Paukgaas plahvatab käsnplaatina kokku puutudes.

Kõrge sulamistemperatuuri ja keemilistele mõjudele vastupidavuse tõttu valmistatakse plaatinast keemia nõusid kõrget temperatuuri nõudvate reaktsioonide jaoks kui ka kangete hapete destilleerimiseks. Veel vastupidavamad on nõud plaatina ja iriidiumi sulatisest.

Alused, tsüaan- ning väävli ühendid lehelismetallidega (K,Na) mõjuvad sulas olekus sellele metallile keemiliselt, sellepärast ei või neid soojendada plaatinanumates. Rasked metallid, näit. seatina, annavad plaatinaga kergest sulavad sulatised ja seepärast ei või ka neid sulatada plaatinnõudes.

Lihtainete tabel.

(Võetud J. Annusson'i „Anorgaanil. keemiast“).

Lihtaine nimi	Keemiline märk	Aatomkaal H = 1,008; O = 16	Erikaal; () gaaside liitrikaal	Keemiline väärtus (valents)	Omadused
Vesinik (Hydrogenium)	H	1,008	(0,09)	1	gaas
Heelium (Helium)	He	3,99	(0,177)	0	„
Liitium (Lithium)	Li	6,94	0,53	1	metall
Berüllium (Beryllium)	Be	9,1	1,93	2	„
Boor (Boron)	B	11,0	2,5	3	metalloid (must)
Süsinik (Carbonium)	C	12,00	{ teemant 3,5 grafiit 2,3 süsi 1,9	4(2)	„
Lämmastik (Nitrogenium)	N	14,01	(1,2521)	3(5)	gaas
Hapnik (Oxygenium)	O	16,00	(1,4290)	2	„
Fluor	F	19,0	(1,7)	1	„
Neon (Neon)	Ne	20,2	(0,9)	0	„
Natrium (Natrium)	Na	23,00	0,97	1	metall
Magneesium (Magnesium)	Mg	24,32	1,75	2	„
Alumiinium (Aluminium)	Al	27,1	2,7	3	„
Räni (Silicium)	Si	28,3	2,35	4	metalloid (kristal- liline või amorfne)
Vosvor (Phosphor)	P	31,04	{ kollane 1,83 punane 2,20	3(5)	metalloid (kol- lane või pruun)
Väävel (Sulfur)	S	32,07	2,07	2(4)	metalloid (kol- lane)
Kloor (Chlorum)	Cl	35,46	(3,16)	1	gaas
Argoon (Argon)	A	39,88	(1,78)	0	gaas
Kaalium (Kalium)	K	39,10	0,86	1	metall
Kaltsium (Calcium)	Ca	40,07	1,55	2	„
Skandium (Scandium)	Sc	44,1	3,8	3	„
Titaan (Titan)	Ti	48,1	4,87	4	„
Vanaadium (Vanadium)	V	51,0	5,5	5	„
Kroom (Chromium)	Cr	52,1	6,7	3	„
Mangaan (Manganium)	Mn	54,93	7,6	2(7)	„
Raud (Ferrum)	Fe	55,84	7,86	2 ja 3	„
Nikkel (Niccolum)	Ni	58,68	8,9	2 ja 3	„
Koobalt (Cobaltum)	Co	58,97	8,72	2 ja 3	„
Vask (Cuprum)	Cu	63,57	8,94	1 ja 2	„
Tsink (Zincum)	Zn	65,37	7,1	2	„
Gallium	Ga	69,9	5,9	3	„
Germaanium (Germanium)	Ge	72,5	5,46	4	„
Arseen (Arsenicum)	As	74,96	5,72	3 ja 5	metalloid
Seleen (Selenium)	Se	79,25	4,8	2 ja 4	„

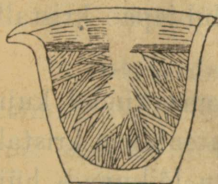
Lihtaine nimi	Keemiline märk	Aatomkaal H = 1,008; O = 16	Erikaal; () gaaside liitrikaal	Keemiline väärtus (valentis)	Omadused
Broom (Bromium)	Br	79,92	3,14	1	metalloid
Krüptoon (Krypton)	Kr	82,92	(3,64)	0	„
Rubiidium (Rubidium)	Rb	85,45	1,52	1	metall
Strontsium (Strontium)	Sr	87,3	92,5	2	„
Üttrium (Yttrium)	Y	89,0	3,8	3	„
Tsirkoon (Zirconium)	Zr	90,6	6,4	4	„
Niob (Niobium)	Nb	93,5	12,7	5	„
Molübdeen (Molybdänum)	Mo	96,0	9,0	6	„
Ruteenium (Ruthenium)	Ru	101,7	12,26	2,4(8)	„
Roodium (Rhodium)	Rh	102,9	12,6	2 ja 4	„
Pallaadium (Palladium)	Pd	106,7	11,9	2 ja 4	„
Hõbe (Argentum)	Ag	107,33	10,5	1(2)	„
Kadmium (Cadmium)	Cd	112,4	8,6	2	„
Indium	In	114,8	7,2	3	„
Tina (Stannum)	Sn	119,0	7,29	2 ja 4	„
Antimon (Stibium)	Sb	120,2	6,6	3(5)	„
Telluur (Tellur)	Te	127,5	6,2	2(4)	metalloid
Jood (Jodum)	J	126,92	4,95	1	„
Ksenoon (Xenon)	X	130,2	(5,72)	0	„
Tseesium (Caesium)	Cs	132,81	1,88	1	metall
Baarium (Barium)	Ba	137,37	3,8	2	„
Lantaan (Lanthanum)	La	139,0	6,1	3	„
Tseerium (Cerium)	Ce	140,25	6,8	4	„
Praseodüüm (Praseodym)	Pr	140,6	6,48	3	„
Neodüüm (Neodym)	Nd	144,3	6,96	3	„
Samaarium (Samarium)	Sa	150,4	7,7	3	„
Ütterbium (Ytterbium)	Yb	172,0	9,18	3	„
Tantal (Tantalum)	Ta	181,5	16,6	5	„
Volfram (Wolframium)	W	184,0	19,1	2,4,6	„
Osmium	Os	190,9	22,48	2,4(8)	„
Iriidium (Iridium)	Ir	193,1	22,38	2 ja 4	„
Plaatina (Platina)	Pt	195,2	21,45	2 ja 4	„
Kuld (Aurum)	Au	197,2	19,27	1 ja 3	„
Elavhõbe (Hydrargyrum)	Hg	200,6	13,6	1 ja 2	„
Tallium	Tl	204,0	81,1	3	„
Seatina (Plumbum)	Pb	207,1	11,34	2 ja 4	„
Vismut (Bismutum)	Bi	208,0	9,83	3	„
Niton	Nt	222		0	gaas
Raadium (Radium)	Ra	226,4		2	metall
Toorium (Thorium)	Th	232,4	11,0	4	„
Uran (Uranum)	U	238,5	18,7	4 ja 6	„

KRISTALLOGRAAFIA.

Kui lahustame kaaliumisalpeetrit kuumas vees küllastuseni, valame lahusest mõned kuupsentimeetrid katseklaasi ja asetame külma vette, siis sadenevad klaasi põhja salpeetri kristallid. Kui aga lasta lahus aeglaselt ja rahuliselt jahtuda, eriti veel teda riidega ümbritsedes, siis tekivad ilusamad ja korralikumad kristallid.

Samaks katseks võib tarvitada ka maarjajääd.

Sulatame väävlit, ettevaatlikult, et ta ei sütiks põlema. Jahtudes tõmbub talle koorik pääle. Kui lööme koorikule augu sisse ja valame sula väävli välja, siis näeme tiigli seintel nõelataolisi väävlikristalle, mis on tekkinud tema hangumisel (joon. 55).



Joon. 55

Soojendades katseklaasis jooti, muutub ta lillavärviliseks auruks. Kuid see aur, puutudes kokku klaasi külmemate osadega, heitub seintele väikeste kristallidena.

Nii võib palju anorgaanilisi aineid kristalliseeruda kas vabanedes lahusest või hangudes vedelast olekust kindlaks ehk jälle muutudes aurust kindlakujuliseks. Ainult igakord ei lähe see muutumine nii kiiresti, vaid tarvitab palju rohkem aega.

Mida aeglasemalt sünnib kristalliseerumine, seda korralikumad ja suuremad tulevad kristallid. Seda tõestab juba

eelkirjeldatud katse kaalisalpeetriga. Aegamööda heitub kristalli pinnale järjest rohkem ainet ja kristall kasvab suuremaks.

Ka looduses leidub suurem osa anorgaanilisi aineid kristalliseerunult, olgugi et see alati ei paista silma. Viimase asjaolu põhjuseks on, et looduses ei ole kristallid arenend' korralikult välja, sest seda takistasid mitmed segavad mõjud. Kuid seesmiselt on mainitud ained enamasti ikka kristallilise ehitusega. Seda võib kergesti tõestada näit. järgmise katsega: lüües vasaraga suuremat tükki loomulikku kivi-soola (keedusoola), laguneb see suuremateks ja vähemateks kuupideks, mis on tema kristallid. Viimaseid edasi purustades lagunevad need veel väiksemateks kuupideks jne. Sama nähtus kordub ka purustades vasaraga seatina läiget. Mõne aine kristallid on nii väikesed, et neid peab vaatlema luubiga või isegi mikroskoobiga.

Mitmed ained esinevad looduses ka juba väliselt korralikkude kristallidena. Nii on meil juba keemiast tuttavad kvartsi kristallid mäekristalli nime all. Põllupaos siin-sääl ettetulevad siledad läikivad tasapinnad ei ole ka muud kui tema kristallide pinnad; vahest läheb korda temast korralikke kristalle eraldada. Mõnikord leidub lubjapao kristalle meie paekivis jne.

Väliselt on igal korralikul kristallil oma kindel kuju. Ta on ümbritsetud tasapindadega, mida kutsutakse kristalli *tahkudeks*. Joont, mida mööda kaks tahku lõikuvad, hüütakse *servaks*. Kus kolm ehk rohkem serva ühinevad, tekib *nurk*.

Kristallvorme on tuhandeid. Kõik nad koondatakse k u u e k s r ü h m a k s, mida hüütakse *kristallsüsteemideks*.

Viimaste pääeraldajaks on *kristallograafilised teljed*. Nii nimetatakse mõeldavaid sirgjooni kristalli sees, mis lõikuvad tema keskpunktis.

Kristalli vaatlemisel säetakse ta nii, et üks telg seisaks püsti, teine oleks sihitud vaateleja pahemalt poolt paremale, kuna kolmas (või kolmas ja neljas) võtab siis ise vastava seisu. Enamasti on ta sihitud vaatelest risti väljapoole.

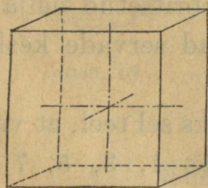
I. Korrapärane ehk regulaarsüsteem.

Siia kuuluvad kristallid, millel on kolm ühepikkust kristallograafilist telge. Need lõikuvad üksteisega ristloodis, s. o. 90° nurga all.

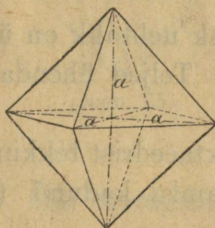
Sellesse süsteemi kuuluvad kõige lihtsamad vormid on järgmised:

1. **Kuup** on piiratud kuue ühesuuruse ruuduga.

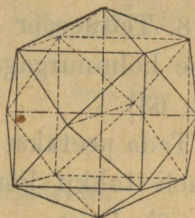
Kristallograafilised teljed ühendavad vastamisi seisvate tahkude keskkochti (joon. 56).



Joon. 56



Joon. 57



Joon. 58

2. **Oktaeeder** (kaheksatahk) piirdub kaheksa võrdkülgse kolmnurgaga. Kristallograafilised teljed ühendavad vastamisi seisvaid nurki (joon. 57).

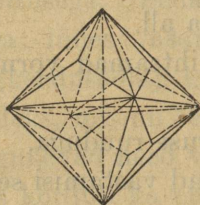
3. **Püramidaalne kuup**. Ta on kuubi kujuline, kuid selle tahkude asemel kannab ta võrdhaarsetest kolmnurkadest neljatahkseid nürisid püramiide. Seega on tal üldse 24 tahku (joon. 58).

4. **Püramidaalne oktaeeder**. Sel oktaeedri kujulisel vormil asetsevad tahkude asemel võrdhaarsetest kolmnurkadest neljatahkseid nürisid püramiidid. Järelikult on tal kokku 24 tahku (joon. 59).

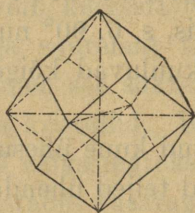
5. **Rombiline dodekaeder** piirdub 12 rombiline tahuga. Kahesugustest nurkadest ühendavad teljed neljatahkseid, s. o. niisuguseid, milles neli tahku ühinevad (joon. 60).

6. **Nelikümmendkaheksatahk** on piiratud 48 isekülgse kolmnurgaga. Nurki on kolme seltsi, millest teljed ühendavad kaheksatahkseid (joon. 61).

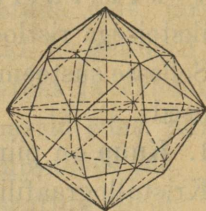
7. **Trapeetsoeder** on ümbritsetud 24 nelinurgaga, mida nende kuju pärast hüütakse *trapeetsoidideks* (joon. 62).



Joon. 59



Joon. 60

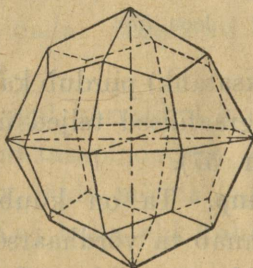


Joon. 61

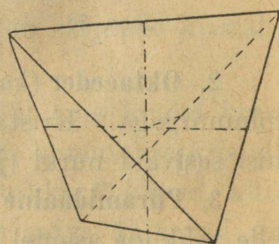
8. **Tetraeder** ehk nelitahk on ümbritsetud nelja võrdkülgse kolmnurgaga. Teljed ühendavad servade keskkõhti (joon. 63).

Teda peetakse oktaeedrist tekkinuks sel teel, et viimasel on neli tahku kordamisi kadund (kas 1, 3, 5, 7 või 2, 4, 6, 8), kuna

teised on kasvavad vastamisi kokkupuutumiseni. Seega on ta tahkude arv pool vähem oktaeedri omast, mispärast teda



Joon. 62



Joon. 63

kutsutakse *pooltahkseks*. Nii võivad tekkida pooltahksed ka teisist täistahkseist.

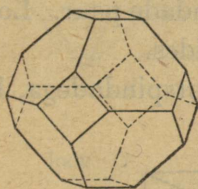
Kombinatsioonid. Kirjeldatud kristallvormid on piiratud ühesuguste tahkudega. Niisuguseid kutsutakse *lihtvor-*

mideks. Ühel ja samal kristallil võivad aga esineda ka mitme lihtvormi tahud. Sarnasel korral on mitu lihtvormi liitunud ja moodustavad lihtvormi ehk *kombinatsiooni*.

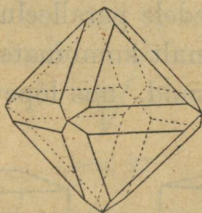
Harilikult on kombinatsioonis ühe lihtvormi tahud suuremad teise omadest. Esimest vormi kutsutakse kombinatsiooni *k a n d j a k s*. Õeldakse, et kristalli nurgad ja servad on nüristund, kui nende asemel asub tahk, ja et nad on teravnend, kui nende aset täidab kaks või rohkem tahku.

Kombinatsiooni näited:

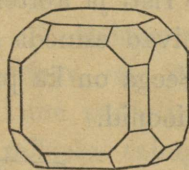
1) oktaeeder kuubiga (joon. 64); 2) oktaeeder rombiline dodekaeedriga (joon. 65). Kombineeruda võivad ka kolm ja rohkem lihtvormi. Näit.: kuup, oktaeeder ja rombiline dodekaeeder (joon. 66).



Joon. 64



Joon. 65



Joon. 66

II. Ruut- ehk tetragonaalsüsteem.

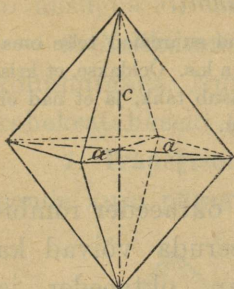
Sellesse süsteemi kuuluvatel vormidel on samuti kolm üksteisega ristloodis seisvat kristallograafilist telge, kuid kaks neist on ühepikkused, kolmas aga lühem või pikem (püst-telg). See kutsutakse pääteljeks, teisi abitelgedeks.

Lihtsamad siia kuuluvad vormid on järgmised:

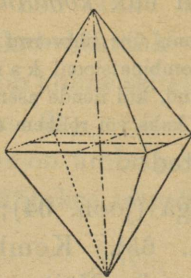
1. **Ruut- ehk tetragonaalne kaksikpüramiid** on piiratud kaheksa võrdhaarse kolmnurgaga. Tema keskmised servad moodustavad ruudu.

See vorm jaguneb esimese ja teise liigi püramiidiks: esimeses ühendavad abiteljed keskmisi nurki, teises — keskmiste servade keskohti. Päätelg ühendab ülemist ja alumist nurka. Muidu on nad mõlemad täiesti teineteise sarnased (joon. 67 ja 68).

2. Ruut- ehk tetragonaalne prism on piiratud nelja püüteljele paralleelse tahuga.



Joon. 67

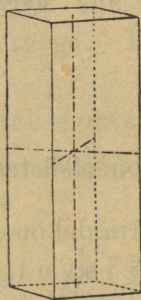


Joon. 68

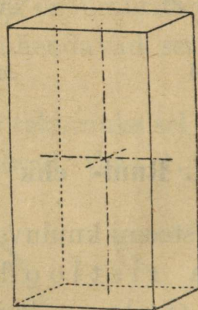
Ta jaguneb esimese ja teise liigi prismiks: esimeses ühendavad abiteljed prismi servade, teises — tahkude keskohti. Muidu on nad teineteisele sarnased (joon. 69 ja 70).

3. Põhipinakooid ehk otspinnad, mis katabad prismi otsi, moodustavad iseseisva kristallvormi. See on püüteljele risti ja abitelgedele paralleelne pindade paar. Looduses võivad esineda ainult kombinatsioonides.

Seega on ka prismid, mis lõpevad otspindadega, kombinatsioonid.



Joon. 69



Joon. 70

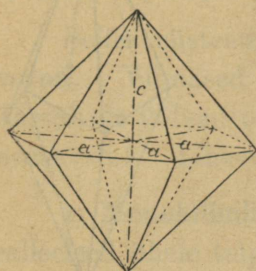
III. Kuuekülgne- ehk heksagonaalsüsteem.

Kristallograafilisel telgil on selle süsteemi vormidel neli: kolm ühepikkust asuvad ühes tasapinnas ja lõikuvad üksteist 60° nurga all; neljas, püsttelg, on neist pikem või lühem ja seisab esimestega risti. Teda hüütakse püüteljeks, teisi abitelgedeks.

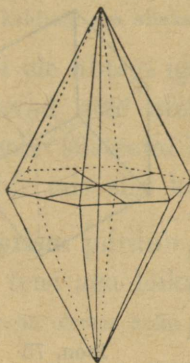
Selle süsteemi lihtsamaist vormidest oleks nimetada:

1. Heksagonaalne kaksikpüramiid — piirdub kaheteistkümne võrdhaarse kolmnurgaga.

Esineb esimese ja teise liigi püramiidina: esimeses ühendavad abiteljed keskmisi vastasnurki, teises — keskmiste servade keskohti (joon. 71 ja 72).



Joon. 71



Joon. 72

Päätelg ühendab ülemist ja alumist nurka. Keskmised servad moodustavad korrapärase kuusnurka.

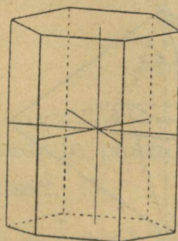
2. Heksagonaalne prism on piiratud kuue pääteljele paralleelse tahuga.

Esineb esimese ja teise liigi prismina: esimeses ühendavad abiteljed vastasservade, teises — vastastahkude keskohti. Muidu on nad väliselt teineteise sarnased (joon. 73 ja 74).

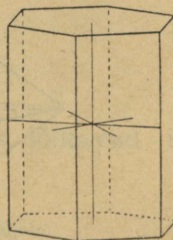
3. Põhipinakoiid ehk otpinnad on pääteljele risti ja abitelgedele paralleelne pindade paar.

Heksagonaalsüsteemi pooltahketest vormidest esinevad sagedasti:

4. Romboeder, mis piirdub kuue rombiga (joon. 75).



Joon. 73



Joon. 74

Tema tekib heksagonaalsest kaksikpüramiidist sel teel, et sellel kuus tahku vaheldumisi kaovad, kuna teised kuus kasvavad kokkupuutumiseni.

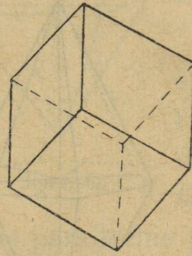
5. Skalenoeder piirdub kaheteistkümne isekülgse kolmnurgaga (joon. 76).

IV. Kaldruudu- ehk rombisüsteem.

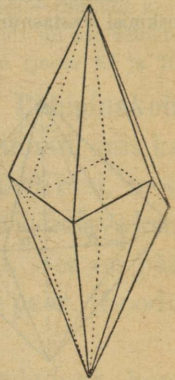
Süsteemi kolm isepikkust kristallograafilist telge seisavad üksteisega ristloodis. Ühtki neist ei saa pidada pääteljeks. Püsttelje võib valida vabalt.

Siaa kuuluvad järgmised lihtsamad vormid:

1. **Rombiline kaksikpüramiid** on piiratud kaheksa isekülgse kolmnurgaga. Teljed ühendavad vastamisi seisvaid nurki.



Joon. 75

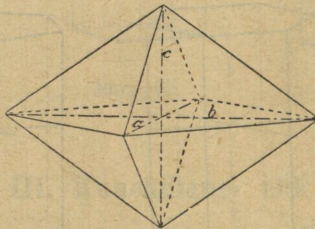


Joon. 76

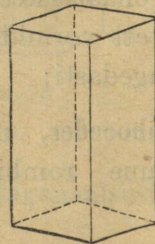
Vastavalt kolmele teljele on olemas ka kolm püramiidi, mis erinevad üksteisest ainult telgede asetuse poolest (joon. 77).

2. **Rombiline prism** piirdub nelja tahuga, mis paralleelsed ühele kristallograafilisele teljele, kuna teisi lõikavad.

Vastavalt kolmele teljele on olemas kolm prisma, mis erinevad üksteisest ainult telgede asetuse poolest. Väliselt on need täiesti üksteise sarnased, kuid kombinatsioonides on igalühel oma seis (joon. 78).



Joon. 77



Joon. 78

3. **Pinakoiidid** (otspinnad) moodustavad paralleelsete pindade paarid, mis risti ühele teljele. Vastavalt kolmele teljele on olemas ka kolm pinakoiidi.

V. Monokliiniline süsteem.

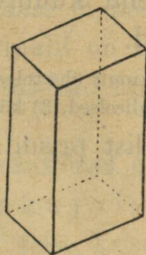
Kolmest isepikkusest teljest seisavad kaks teineteisega risti, kuna kolmas asetseb nende vastu kaldu*).

Kristalli vaatlemisel säetakse üks risti olevaist telgedest püsti, teine vaatleja pahemalt poolt paremale, kaldtelg aga allakalduva otsaga vaatleja poole.

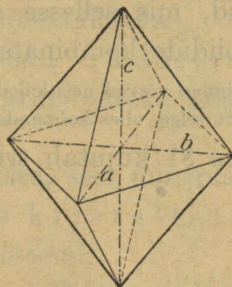
Selles süsteemis ei ole ühtegi igast küljest kinnist lihtvormi. Viimased tulevad ette ainult kombinatsioonides. Järelikult võivad olla selle süsteemi kristallid ainult kombinatsioonid. Lihtvormid, mis siia kuuluvad on järgmised:

1. **Monokliiniline prism** piirdub nelja tahuga, mis paralleelsed ühele teljele, teisi aga lõikavad.

Vastavalt kolmele teljele on olemas kolm prismi (joon. 79).



Joon. 79



Joon. 80

2. **Pinakoiidid** — pindade paarid, mis lõikavad üht telge, kahele aga paralleelsed.

On olemas kolm pinakoiidi — vastavalt kolmele teljele.

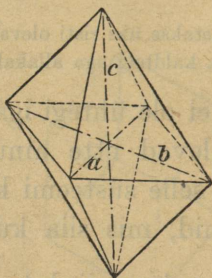
3. **Monokliiniline kaksikpüramiid** on juba kombinatsioon, sest ta piirdub kahe sугuste kolmnurkadega, mille üldsumma võrdub kaheksale (joon. 80).

*) Monokliin tähendab „ükskord kallutatud“.

VI. Trikliiniline süsteem.

Kõik kolm telge asetsevad üksteise vastu kaldu*).

Vaatlemisel säetakse üks telg püsti, teistest üks alla kalduva otsaga vaatleja poole, kuna kolmas siis enesest seisu võtab.



Joon. 81

Kirjeldatavas süsteemis on ainult üks lihtvorm — pinakoiid, koosseisest kahest paralleelsest tasapinnast. Kristallvormid, mis sellesse süsteemi kuuluvad, on seega ainult pinakoiidide kombinatsioonid.

Viimaste pinnad võivad neis lõigata: 1) ainult üht telge, olles teistele paralleelsed, 2) kaht telge, olles kolmandale paralleelsed, 3) kõiki kolme telge.

Joonistus 81 kujutab trikliinilist prismi.

*) Trikliin tähendab „kolmkord kallutatud“.

MINERALOGIA.

Mineraaliks hüütakse iga looduses tekkind homogeenist (ühtlast) kindlat või vedelat keha. Näit. kvarts, põllupagu, vilgukivi on kindlad, vesi, elavhõbe — vedelad mineraalid. Ei saa aga pidada selleks graniiti, sest ta pole ühtlane, vaid koosneb kolmest isesugusest ainest; samuti ei kuulu sellesse valda ei organismid ega nende osad. Ei loeta ka mineraalideks metalle, mis saadud kunstlikult, kuna needsamad metallid, kui nad esinevad looduses vabalt, kuuluvad mineraalide hulka. Gaase ei peeta mineraalideks.

Igal mineraalil on isesugused füüsilised omadused, mis tähtsad tema äratundmiseks. Esimesel kohal neist seisavad

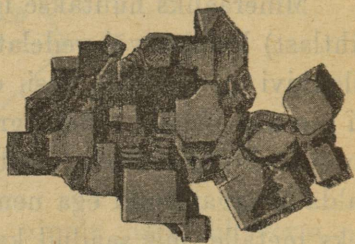
Kristallograafilised omadused, sest mineraalid esinevad iga liikise kujulistes kristallides, mis kuuluvad ühte või teise kristallsüsteemi.

Kuid looduses leiduvad kristallid harva korralikult väljaarenenuna. Põhjuseks on, et sääl puuduvad selleks küllalt soodsad tingimused: looduses ettetulevad alalised muutused kui ka kitsas ruum, milles ained kristalliseeruvad, takistavad nende korralikku arenemist. Kus tingimused soodsamad, sääl leitakse ka kaunis korralikke kristalle. Nii näit. on juba vanast ajast tuntud Alpi koobastes mäekristallid, mille pikus ulatab kuni ühe meetrini ja ümbermõõt mitme kümne sentimeetrini. Mõnikord on hulk kristalle kasvand ühele alusele. Niisugusel korral on meil tegemist *kristallrühmaga* (joon. 84).

Arusaadavalt kannatavad ja rikkuvad halbade tingimuste mõjul ka kristallide tahud, kuid muutmatus jäävad nurgad, mille moodustavad iga kaks tahku oma läbilõikes, n. n. *kahetahksed nurgad*. Järelikult on need kristalli peatunnuseks, sest igal kristallvormil on need nurgad isesugused, näit. kuubil 90° , oktaedril $109^\circ 28' 16''$ jne.

Täiesti ebakohastes arenemise tingimustes kujunevad mineraalid korratute pindadega terade, kiudude jne. kogudeks.

Nii võib üks ja sama mineraalne esineda looduses mitmel kujul.



Höbe.



Höbe.



Joon. 82

Vask.

Lõhkevus. Kui lüüa haamriga kristallilist keha, siis laguneb ta tükkideks, kusjuures ilmuvad tükkidel tasapinnad. Niisugust omadust hüütakse *lõhkevuseks* ja tekkind tasapindu — *lõhkepindadeks*. See nähtus on tunnistuseks aine kristallilisest ehitusest, sest teistsuguse ehitusega ainete

lagunemisel löögi mõjul ei teki tasapindu. Lõhkepinnad on paralleelsed mingi lihtsa kristallvormi pindadele. Nii laguneb kivisool kuupideks, lubjapagu romboeedriteks jne.

Ühed mineraalid lõhkevad kergesti ja annavad siledad lõhkepinnad, teistel on lõhkevus raskem ja lõhkepinnad halvemad, kolmandate lõhkevus on vaevalt märgatav.

Mineraalid, mis ei lõhke, *murduvad*. Selle juures tekivad *murdpinnad* võivad olla samuti mitmesugused.

Kõvadus. Mingi terava asjaga, näit. noa otsaga, mineraale kriimustades võib ühe pinnale tekkida kriips, teise omale mitte. See näitab, et teine on kõvem esimesest. Kõvaduse järelle jaotatakse mineraalid kümnesse astmesse. Iga astme esitajaks valitakse üks tuntud kõvadusega mineraal. Enamasti tarvitatakse järgmisi: 1. talk, 2. kips, 3. lubjapagu, 4. sulapagu, 5. apatiit, 6. ortoklaas, 7. kvarts, 8. topaas, 9. korund, 10. teemant.

Tahetakse määrata tundmata mineraali kõvadust, siis katsutakse temaga kriimustada astmiku mineraale, alates kõvemast. Missugusi ta kriimustab, neist on ta kõvem, mis teda kriimustavad, neist on ta pehmem. Millisega nad avaldavad vastamisi ühesugust mõju, selle kõvadus on tal. Kirjelduses märgitakse kõvadust astmiku numbriga. On kõvadus astmiku kahe mineraali vahelmine, siis märgitakse teda murruga, näit. 4,5.

Läige on mineraalidel samuti mitmesugune. Seda tuleb vaadelda kahest seisukohast: 1) tugevuse poolest on ühtedel tugev, teistel nõrk läige, kuna kolmandad võivad olla hoopis läiketa, tuhmid; 2) omaduse poolest võib ta olla: metalli-, klaasi-, teemandi, pärlnutri-, siidi- või rasva läige.

Värv on igal mineraalil isesugune; leidub ka niisuguseid, mis on värvita. Värvilisus võib oleneda kas ainst enesest, olla tema loomulik omadus, näit. malahiit, või ainesse seगतud lisanditest, näit. ametist.

Sageli erineb mineraali *pulbri värv* kõva tüki omast. Nii on r a u a l ä i g e must või terashall, vahest ka punane, kuna t a pulber on alati punane. Et pulbri värvi näha, tõmmatakse mineraaliga mööda mingit karedat kõva pinda, mille tagajärjel tekib *värviline joon*, mis näitabki otsitavat värvi. Karedaks pinnaks võib olla vaapamata portselaan, harilik kvarts jm.

Läbipaistvuse poolest on mineraalid üksteisest väga erinevad. Kuna ühed hästi läbi paistavad, on teistel see omadus palju nõrgem, paljud aga on hoopis läbipaistmatud.

Erikaal aitab ka mineraale üksteisest eraldada, sest ta on neil igal ühel isesugune. Erikaaluks kutsutakse aine kuupsentimeetri raskust grammides. Tema leidmist õpetab füüsika.

Keemilised omadused. Mineraloogia ja keemia on ikka käind käsikäes ja üks ei saa läbi teiseta: keemilised ained saadakse suurelt osalt mineraalide vallast, kuna viimaste koosseisu määrab keemiline analüüs. Koosseisu aga on tarvis tunda, sest sellest olenevad ainete füüsilised omadused.

Ainult väike osa mineraale esineb looduses lihtainetena, kuna suur enamus neist on liitained. Lähemas kirjelduses näidatakse ka nende keemiline koosseis (v. eespool).

Mõned ühesuguse keemilise koosseisuga mineraalained esinevad mitmes teisendis, mis erinevad nii kristallvormide kui ka teiste füüsiliste omaduste poolest. Seda nähtust kutsutakse *heteromorfismiks*. Selle järele, kas esineb üks või teine neist kahe, kolme või enam teisendina, hüütakse teda di-, tri- või polümorfsiks. Hääks dimorfismi näiteks on lubjapagu ja aragoniit, mõlemad ühesuguse keemilise koosseisuga (CaCO_3), kuid annavad erikujulised kristallid. Trimorfismi näitena võib meelega tuletada teemanti, grafiiti ja mineraalsütt.

Vastupidi, kristalliseeruvad mõned isesuguse koosseisuga ained ühesugustes vormides. Sarnast nähtust hüütakse *isomorfismiks*. Nii annavad NaCl, NaBr, NaJ kõik kuulilised kristallid. Koosseisult on niisugused ained ka lähedalt sarnased (analoogilised).

Iseäraline nähtus looduses on *pseudomorfoos*, mis seisab selles, et mingi mineraal, väliste tingimuste mõjul, kristalliseerub teise aine kujus.

Tuttavamad mineraalid.

Metallid.

Plaatina — Pt. Terashalli karva. Sisaldab lisaaineid, pääasjalikult rauda (kuni 10%). Erikaal = 14—19; kõvadus = 4—5.

Kuld — Au. Iseloomulist kuldkollast värvi. Lisanditest sisaldab kõige rohkem hõbedat (3%—38%), selle järele vaske jt. Erik. = 15—19,4; kõvad. = 2,5—3.

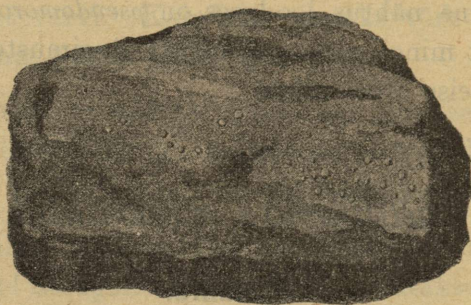
Hõbe — Ag. Värv iseloomulik hõbevalge, kuid enamasti kattub väävelhõbedaga, millest omandab kollaka või pruuni karva. Erik. = 10—12; kõvad. = 2,5—3.

Vask — Cu. Ka iseloomulikku vaskpunast värvi, kuid pinnal kattub pruunika kihiga. Enamasti keemiliselt puhas; lisanditest leidub kõige sagedamini hõbedat (kuni 7%), vahest ka kulda. Erik. = 8,5—8,9; kõvad. = 2,5—3.

Elavhõbe — Hg. Ainus vedel metall, hõbevalget värvi. Hangub — 39° C. temperatuuris. Selles olekus on tal kõik kindlate metallide omadused.

Kõik nimetatud metallid on tugeva metalli läikega, taotavad ja venitatavad (elavhõbe hangunult), eriti kuld. Kõik kristalliseeruvad regulaarsüsteemis — kuupides, oktaeedrites jne. Kuid kristallid tulevad ette harva, on

väikesed ja enamasti korratud. Rohkem aga leiduvad tükkidena ja teradena, lehekestena, traatpalmikutena jne. (joon. 82), elavhõbe tilkadena (joonistus 83). Kõikide joonevärv on sarnane metalli enese värvile.



Joon. 83

Metalloidid.

Teemant — C. Värvitu läbipaistev mineraal, kuid lisandite mõjul omandab sageli kollaka, sinise, roheline jne. värvi. Iseloomuliku teemandi läikega. Joonevärv valge. Kristalliseerub kuupides, oktaeedrites, rombilistes dodekaeedrites jne. Kristallide pinnad on enamasti pisut kumerad (joon. 31). Neil on tugev valguse murdumus ja sellepärast säravad toredasti. Lõhkevus täieline — oktaeedrites. Suured eksemplarid on nii haruldased, et neid nimetatakse erinimedega: lõunatäht, ekstselsioor, suur mogool jne. Erikaal = 3,5; kõvadus = 10.

Grafiit — C. Musta ja terashalli karva pehme mineraal. Joonevärv samasugune. Pind vahest tuhm, vahest metalliläikega. Käes tundub rasvasena; määrib kergesti. Harva keemiliselt puhas. Kristalliseerub heksagonaal-süsteemis, kuid häid kristalle kunagi ei anna. Vahest tuleb ette kuuekandilistes tahvlikestes. Harilikult leidub tihe-

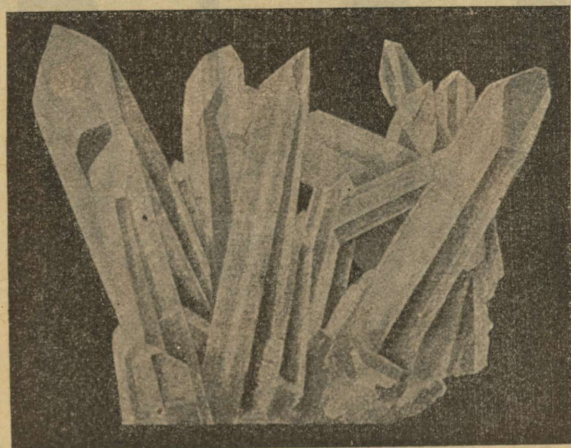
dates massides ning soomuse ja lehekujuliste kogudena. Lõhkevus põhipinakoiidi mööda. Erik. = 2,1—2,3; kõvadus = 1—2.

Väävel — S. Iseloomulikku väävelkollast värvi rabe aine; lisandite mõjul aga hall ja pruun. Joonevärv kollane. Rasva läige. Kristalliseerub rombilises süsteemis, sageli korralikes kristalles (joon. 41 ja 42). Esineb ka tihedates kogudes. Leidub vulkaanilistes maades. Parem leiukoht Sitsiilia. Erik. = 1,9—2,1; kõvad. = 1,5—2,5.

Oksüüdid.

Vesi — H₂O. V. keemia lehek. 22.

Kvarts — SiO₂. Kõva klaasitaoline mineraal. Puhtalt värvitu, kuid lisandite mõjul võib omandada mitmesuguse värvi. Joon valge. Kristalliseerub heksagonaalsüsteemis, enamasti pikkade kuuetahkliste prismidena, mille otsad



Joon. 84

varustatud püramiididega (joon. 48). Prismi tahud kaetud põiktriipudega, kuna püramiidi omad on siledad.*) Kris-

*) Püramiidide tahud erinevad üksteisest suuruse, läike ja harva ka värvi poolest. Erinemine on vaevalt märgatav.

tallidel on tugev klaasiläige, kuid murdpindade oma on nõrk ja rasvane. Sageli esinevad nad gruppides (joon. 84). Alpide koopad, nn. kristallkeldrid, on nendega vahest täidetud. Pääle selle moodustab kvarts tihedad või teralised massid. Meil leidub ta enamasti graniidi ja gneisi osadena. Harilik liiv on kvartsi terade kogu, millesse segatud muid aineid. Erik. = 2,65; kõvad. = 7.

Tulekivi on koosseisult kvartsi sarnane, kuid ei kristalliseeru. Tihe aine. Sageli murdepind tuletab meelega tigu-karpi. Värv on hall või mustjashall, vahest kollakas. Leidub kriidid Saksa-, Inglis-, Prantsusmaal jm. Kiviajal valmistati temast sõja- ja tarberiistu (joon. 85). Meie esivanemad



Nuga.

Mõök.

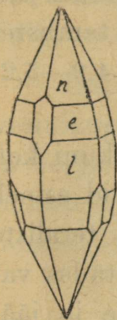
Joon. 85

Kirved.

tarvitasid teda tule löömiseks tuleraua abil, kui puudusid veel tikud. Seda aega mäletavad veel vanemad inimesed. Ka tulerauad on mõnel hoidund alles.

Korund— Al_2O_3 —on halli, sinikashalli jm. värvi, tugeva klaasi läikega mineraal. Kristalliseerub heksagonaalsüsteemis. Kristallid on enamasti kaunis korralikud ja suured

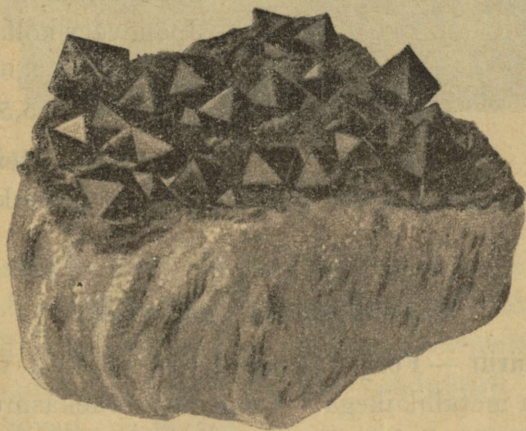
(joon. 86). Esineb veel peeneteralise *smirglina*, mida tarvitatakse kivide ja metallide lihvimiseks. Smirgel ei ole puhas korund, vaid temas leidub alati segusid: kvartsi, magnetiiti ja rauläiget. Kroomi lisanditest punaseks värvund korundi hüütakse *rubiiniks*, koobalti mõjul siniseks muutund — *safiiriks*. Mõlemad on läbipaistvad kalliskivid. Hääd rubiinid on väga haruldased ja palju kallimad teemantidest.*) Erik. = 3,9—4; kõvad. = 9.



Joon. 86

Rauläige — Fe_2O_3 . Seda mineraali leidub mitmet värvi: raudmusta, terashalli, kirsipunast. Joonevärv alati kirsipunane. Tugeva metalli läikega. Kristalliseerub heksagonaalsüsteemis — enamasti romboedrites, sageli korralikkude kristallidena. Rohkem aga tuleb

ette tihedates massides. Niisugusena kutsutakse teda punaseks rauakiviks. Erik. = 4,9—5,3; kõvad. = 5,5—6,5.

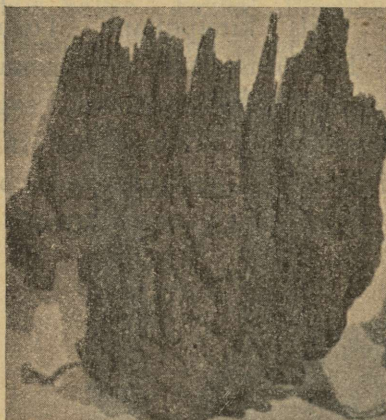


Joon. 87

*) Uuemal ajal on korda läind valmistada kunstlikku rubiini ja safiiri, mille omadused loomulikkudest lahku ei lähe.

Magnetrauakivi ehk magnetiit — Fe_3O_4 . Musta värvi, nõrga metallilise läikega mineraal. Joonevärv must. Nime saab magnetilistest omadustest: võib rauda külge tõmmata, mõjub magnetnõela peale, ise tõmbub magneti külge. Kristallsüsteem korrapärane: oktaeeder, rombil. dodekaeeder jne. (joon. 87). Suuremalt jaolt aga leidub tihedates ja teralistes massides. Lõhkevus oktaeedri järele. Erik. = 4,9—5,2; kõvadus = 5,6—6,5.

Pruunrauakivi — $2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$. See tume- kuni kollakaspruuni värviline mineraal ei kristalliseeru, vaid esineb



Joon. 88

tihedate, sageli teraliste massidena, tuletades vahest meelega ja jääpurikate kogusid (joonist. 88). Sageli sisaldab lisanditena savi, kvartsi, liiva jms. Läge nõrk, poolmetalliline, muldsed massid läiketa, tuhmid. Joonevärv kollakaspruun. Erikaal = 3,6—4,2; kõvad. = 5—5,5.

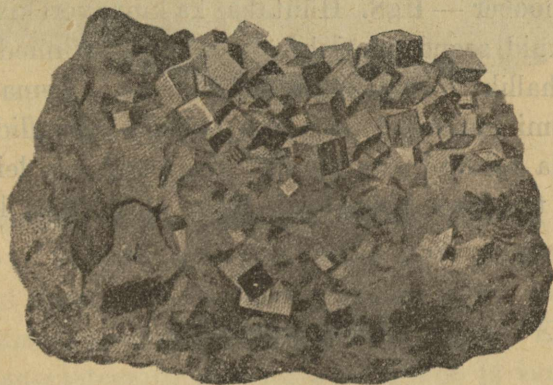
Kõik teised rauaühendid võivad muutuda vee mõjul pruunrauakiviks.

Väavliühendid (sulfiidid).

Raudpüriit — FeS_2 . Peaaegu väavlikollast värvi mineraal, tugeva metalliläikega. Joonevärv rohekasmust. Sageli lisanditega, mille hulgas harva võib leiduda kuldagi. Leida ka Põhja-Eesti randades — kobara-, neeru- ja muukujulistes mustjashallides tükkides, vahest ka kristallides, mis hariliku püriidi värvi. Pea alati on ta kristallid kenasti

arenend ja kaunis suured. Kuuluvad korrapärasesse süsteemi: kuup, oktaeder jt. (joon. 89); ka kombinatsioonid. Sagedamini aga tuleb ette tihedates kogudes kui ka ülalnimetatud neeru- ja kobarakujulisena. Tarvit. väävlit ja väävelhappe, raudvitriooli ja maarjajää valmistamiseks. Erik. = 4,9—5,2; kõvad. = 6—6,5.

Hapniku ja vee mõjul hapendub, kusjuures väävelvesinikuga annab väävelvesiniku, kuna raud liitub hapniku ja veega pruunraua kiviks. See täidab aegamööda püriidi aseme, moodustades tema kujulisi kristalle — pseudomorfoose.



Joon. 89

Markasiit — FeS_2 . Sama koosseisuga, nagu raudpüriit, kuid erineb füüsiliste omaduste poolest: hallikat värvi, joon rohekashall, kristalliseerub rombilises süsteemis. Tarvitakse samadeks otstarveteks kui raudpüriiti. Erik. = 4,6—4,9; kõvad. = 6—6,5.

Nii on siis ühend FeS_2 dimorfne.

Vaskpüriit — CuFeS_2 . Kollasevase (messingi) värvi (kaunis sarnane raudpüriidile, kuid siiski kergesti eraldatav).

Joonevärv rohekasmust. Metalli läikega. Lisanditest leidub hõbedat ja kulda. Kristallid kuuluvad ruutsüsteemi, kuid on väikesed ja enamasti korratud. Sagedamini tuleb ette tihedates massides. Erik. = 4,1—4,2; kõvad. = 3,5—4.

Seatinaläige — PbS. Tinahalli värvi, nõrga punaka varjundiga. Tugeva metalli läikega. Joonevärv mustjashall. Lisandina sisaldab väävelhõbedat (Ag_2S). Kristallid kuuluvad regulaarsüsteemi. Need on: kuup, kuubi ja oktaeedri ning kuubi, oktaeedri ja rombiline dodekaeedri kombinatsioonid. Lõhkevus kuupides täieline. Pääasjalikult leidub aga tihedate kui ka jäme- ja peentalistena massidena. Erik. = 7,3—7,6; kõvad. = 2—2,5.

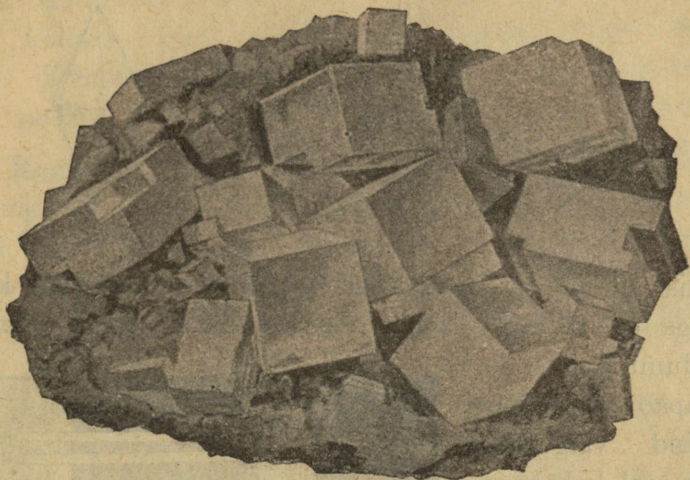
Tsinnoober — HgS. Hüütakse ka kinnaveri kiviks. Värv punane, kuid segude mõjul võib muutuda tumedamaks — kuni tinahalliks. Joonevärv helepunane. Tema heksagonaalsüsteemi kuuluvad teemandi läikega kristallid on väga väikesed ja tulevad ette harva. Enamasti aga leidub tihedates või teralistes massides. Erik. = 8—8,2; kõvad. = 2—2,5.

Halogeensoolad.

Kivisool — NaCl—on puhtalt värvitu, soolase maiguga, klaasi läikega läbipaistev aine. Kuid sageli annavad lisandid talle värvi — halli, kollase, punase, sinise, rohelise. Rohkem tuleb ette tihedates ja teralistes massides. Kristalliseerub kuupides (joon. 90). Lõhkevus samas vormis. Harva keemiliselt puhas, harilikult sisaldab vähesel määral teiste klooriühendite — kloorkaaliumi, kloorkaltsiumi jne. — segusid. Savi ja kips mustavad teda sagedasti. Erik. = 2—2,1; kõvad. = 2.

Puhas sool jääb õhus kuivaks, kuid segusoolade mõjul imeb niiskust. Harilikus elus hüütakse keedusoolaks.

Sülviin — KCl — on väga sarnane kivisoolale ja leidub temaga ühes. Kibeda maiguga. Erik. = 1,9—2; kõvad. = 2—2,5.



Joon. 90

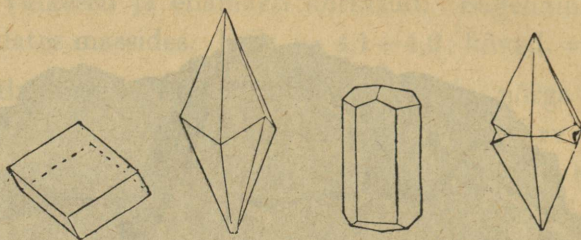
Sulapagu — CaF_2 . Tugeva klaasi läikega, sagedasti läbipaistev, värvitu mineraal, kuid tihti omandab lisan-dite mõjul ilusa värvi: kollase, roheline, sinise, punase, lilla jne. Kuumutamisel kaob värv. Joon valge. Kristalliseerub regulaarsüsteemis, moodustades kuupe ja tema kombi-natsioone oktaeedriga, rombiline dodekaeedriga jne. Lõh-kevus täieline — oktaeedrites. Moodustab ka teralisi ja tihedaid kogusid. Erik. = 3,1—3,2; kõvad. = 4.

Temast saadakse fluorvesinikku, mille abil tehakse klaasile kirju. Pääle selle tarvitatakse teda vaaba ja emaili valmistamiseks.

Karbonaadid.

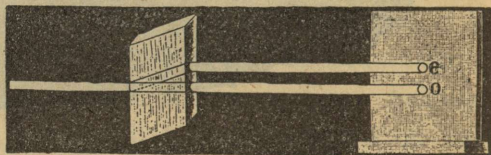
Lubjapagu ehk kaltsiit — CaCO_3 . Kaunis pehme vär-vitu mineraal, kuid segude mõjul võib värvuda. Joon

valge. Tema heksagonaalsüsteemilised kristallid — romboeedrid, skalenoeedrid ja nende kombinatsioonid — on tihti



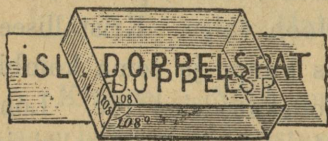
Joon. 91

kaunis suured ja korralikud, sageli läbipaistvad, klaasi läikega (joon. 91). Nende iseärasuseks on valguse kaksimurdumine, s. o. lubjapao kristallisse tungind valguskiir lahub seal kaheks ja tuleb välja kahe kiirena (joon. 92). Sel



Joon. 92

põhjal paistavad ka asjad, näit. kirjad, tema läbi kahekordselt (joon. 93)*). Seguna võib neis leiduda liiva, mis



Joon. 93

muudab värvi halliks, valgeks, kollakaks jne., kuid selle juures võib kristall siiski olla kaunis korralik. Lõhkevus romboeedri järele täielik. Lubjapagu tuleb laialt ette ka ühtlaste massi-

dena, mille ehitus võib olla teraline, tihe, jääpurikate sarnane (stalaktiidid ja stalagmiidid) jne. Peenteralisi teiseid kutsutakse *marmoriks*, mida on mitmevärvilist; valget kergesti murduvat hüütakse *kriidiks*. Ühtlaselt tihedat tarvitatakse *trükkikivina*. Erik. = 2,6—2,8; kõvad. = 3.

*) Ka teistel kristallidel, pääle korrapärasele süsteemi kuuluvate, on sarnane omadus, kuid mitte nii kergesti märgatav.

Aragoniit — CaCO_3 . Koosseis samasugune kui lubjapaol, kuid kristallid kuuluvad rombilisesse süsteemi; enamasti kombinatsioonid. [On värvitu, kuid lisanditest hall, kollane, lilla, punakasvalge. Joon valge. Klaasi läige. Erineb lubjapaost ka erikaalu (2,8—3) ja kõvaduse (3,5) poolest. Järelikult on kaltsiumkarbonaat dimorfne.

Magnesiit — MgCO_3 . Värvitu ja valge, aga ka lisanditest värviline (hall, kollane, pruun), klaasi läikega mineraal. Tihti läbipaistev. Joon valge. Kristalliseerub enamasti romboedrites. Lõhkevus põhivormis (romboeder) täieline. Sageli leidub ka ühtlastes massides. Isomorfne lubjapaoga. Erik. = 2,9—3,1; kõvad. = 3,5—4,5.

Dolomiit — $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$. See mineraal on, nagu näha vormelist, kaltsiumi ja magneesiumi kaksiksool. Värvitu, kuid ka lisanditest pruuni ja kollakat värvi. Mõnikord läbipaistev. Joon valge. Klaasi ja pärlmutri läige. Kristalliseerub nagu lubjapagu ja magnesiit, järelikult on nendega isomorfne. Lõhkevus nagu neilgi. Erik. = 2,8—3; kõvad. = 3,5—4.

Malahiit — $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$. Ilus roheline kivi. Joon rohekashall. Kristalliseerub monokliinilises süsteemis, kuid

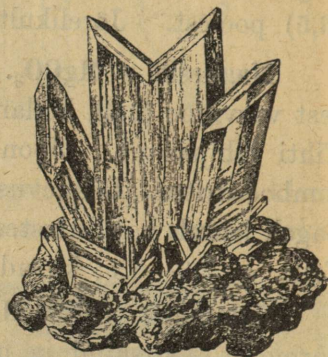


Joon. 94

kristalle leidub väga harva, on enamasti nõelakestest ja kiuketest, mis koondatud kimpudesse. Pääasjalikult esineb tihedates, kobara- ja neerutaolistes kogudes. Viimaste sisemine ehitus moodustub kontsentrilistest kihtidest (joonist. 94). Klaasi ja teemandi läige, kuid kiulisenä siidiläikega.

Sulfaadid.

Kips — $\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$. Puhtalt värvitu ja läbipaistev, kuid lisandid võivad anda mitmesuguse värvi: halli, valge, kollaka, roosa. Joonevärv valge. Läige klaasine, lõhkepindadel pärilmutrine. Kristallid kuuluvad monokliinilisesse süsteemi, on sageli hästi arenend ning kaunis suured. Tulevad ette üksikult ja rühmades, tihti liitudes kahekaupa nn. kaksikutes (joon. 95). Lõhkevus pinakoiidi mööda. Pääle kristallide esineb veel kas tihedate või teraliste massidena; mõnikord on kiudlise ehitusega ja ilmutab siidi läiget. Eestis leidub kipsi Petserimaal. Erik. = 2,2—2,4; kõvadus = 1,5—2.



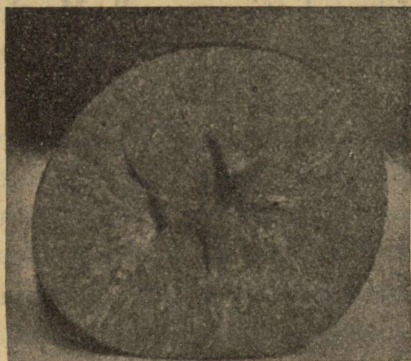
Joon. 95

Anhüdriit— CaSO_4 . On samuti väävelhapu kaltsium, kuid kristallveeta. Värv valge, hall, punane, sinikas; läige klaasine, joon valge. Kristalliseerub rombilises süsteemis väga halvasti. Laialt leidub tihedate ja teraliste massidena. Vee mõjul muutub aegamööda kipsiks, kusjuures ruumala tublisti paisub. Erik. = 2,8—3; kõvad. = 3—3,5.

Fosfaadid.

Apatiit on neist kõige tähtsam. Ta on puhtalt värvitu mineraal, kuid segude mõjul värvub mitmesuguselt: halliks, rohelisteks, kollaseks, punaseks, pruuniks jne. Läige klaasine, kuid murdekohtadel rasvane. Joon valge. Tihti läbipaistev. Heksagonaalsüsteemilised kristallid on tihti kaunis suured. Keemiliselt on ta vosvorhapu kaltsium, ühenduses vähese hulga kloor- ja fluorkaltsiumiga. (Vor-

mel lehek. 53). Ühtlasi kogusid kutsutakse *vosvoriidiks*. See sisaldab segudena alati liiva, lupja, savi. Vosvoriiti leidub mitmekujuliste üksikute kehadena savis ja liivas. Sisemiselt on nad mitmesuguse ehitusega (joon. 96). Kõlbab väetisaineks, eriti kui ta väävelhappega ümber töötatakse *superfosfaadiks*. Erik. = 3,16—3,20; kõvad. = 5.



Joon. 96

Vosvorhapust kaltsiumist koosnevad ka käsi-
jalgsete loomakeste *oboluste* karbid. Neid leidub palju Eesti põhjarrannas nn. *obolus-liivakivis* ja selle all peitumas konglomeraatkihis, mis ise mõlemad asuvad sügaval teiste kivihihtide all ja paljanduvad mõnes kohas mererannas. Neid tuntakse Eesti vosvoriidi

nime all. Tallinna lähedal tuuakse neid ka maasügavusest välja ja kasutatakse väetisainena.

Silikaadid.

Silikaatideks hüütakse ränihapete sooli, milles tähtsamateks metallideks K, Na, Ca, Mg, Fe, Al. Võrreldes teiste mineraalidega on nende hulk väga suur. Siin on neist võimalik kirjeldada ainult väikest osa.

1. Põllupaod.

Kõige laialdasemalt esinevad silikaatide hulgas põllupaod. Nad on väliselt väga sarnased ja vaevalt eraldatavad. Kindlat vahet võib teha ainult keemiline analüüs ja uurimine polarisatsioonmikroskoobiga.

Ortoklaas — $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$. Teda on mitmet värvi, kõige rohkem valget ja punakat, ka kollakat ja halli. Joon valge. Klaasi läikega. Leidub läbipaistvat. Kristalliseerub monokliinilises süsteemis, tihti väga korralikkude kristallidena, mis suuruse poolest ei jää maha kvartsi omadest. Enamasti on nad lühikese jämeda samba taolised.*) Mõnikord kasvavad kokku — kaksikuteks. Lõhkevus mööda pinakoiide. Lõhkepinnad lõikuvad täisnurga all. Moodustab ka ühtlasi ja teralisi masse. Erikaal = 2,5—2,6; kõvadus = 6.

Albiit — $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$. Värvitu ja valge, sageli halli või kollaka varjundiga, ka punakas. Joon valge. Läige nagu ortoklaasil. Vahest läbipaistev. Kristalliseerub trikliinilises süsteemis. Kristallid väga sarnased ortoklaasi omadele, ainult palju väiksemad; ka leidub kaksikuid. Lõhkevus samasugune kui ortoklaasil, kuid lõhkepinnad lõikuvad $93^{\circ}36'$ nurga all. Leidub ka tihedates ja teralistes massides. Erik. = 2,6; kõvad. = 6—6,5.

Anortiit — $CaO \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$. Samasugused füüsilised omadused kui albiidil: värv, läige, läbipaistvus, kristallsüsteem, lõhkevus; kaksikud. Erineb ainult koosseisult ja leidub harvemini. Erik. = 2,7; kõvad. = 5—6,5.

Kaht viimast mineraali hüütakse üldise nimega *plagioklaasiks*, mis tähendab viltulõhkemist, sest nende lõhkepinnad ei lõiku täisnurga all, kuna ortoklaas tähendab täisnurkset lõhkemist.

Savi **Kaoliin** — $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$. See on põllupagude, osalt ka mõne teise silikaadi murenemise saadus (v. keemia lhk. 86). Ta on valge, kuid segude mõjul võib omandada kollaka, roheka või punaka varjundi. Pehme ja pude aine, katsudes tundub rasvasena. Erikaal = 2,4—2,6; kõvadus = 1.

*) Graniidist võib välja lõhkuda vahest üsna ilusaid.

2. Vilgukivid.

Väga keerulise koosseisuga mineraalid. Nad on alumiiniumi ja kas kaaliumi, magneesiumi või liitiumi siliikaadid, milles võib leiduda kaltsiumi, naatriumi, rauda, ka fluori ja lõpuks vett. Kristalliseeruvad kõik monokliinilises süsteemis. Lõhkevus põhipinakoiidi mööda nii täieline, et lehekesi võib kergesti näppudega koost eraldada. Lehekesed on paenduvad ja vetruvad, pärlmutri läikega. Muidu on vilgukivil klaasi läige. Pääle kristallide leiduvad ka korratutes kogudes. Kõvad. = 2—2,5.

Muskoviit ehk kaaliumi vilgukivi. Sisaldab ka naatriumi ja rauda. Värvitu, harvemini valge, vahest kollaka, roheka ehk pruunika varjundiga. Joon valge. Läbipaistev. Leidub mitmete kiviliikide, näit. graniidi ja gneisi, sisuosadena. Raske sulavuse ja hää läbipaistvuse tõttu tarvitatakse sulatamisahjudes aknaklaasiks, lambitsilindriks jne.*). Murenedes muutub kuld kollaseks — kassikullaks.

Biotiit ehk magneesiumi vilgukivi. Sisaldab ka kaaliumi ja rauda. Viimasest oleneb ta must värv; on ka pruuni ja rohelist. Muidu eelmise sarnane, kuid on kergemini sulav ja leidub sagedamini — samade kiviliikide osadena.

Lepidoliit ehk liitiumi vilgukivi, tihti ka kaaliumi ja rauda sisaldav. Enamasti roosat värvi. Meil teda ei leidu.

3. Talk

ehk rasvakivi — $H_2Mg_3Si_4O_{12}$. Vett sisaldav magneesiumi siliikaat. Rohekat ja kollakasvalget värvi. Rasva läikega. Näppude vahel tundub rasvasena. Kristallsüsteem teadmata. Kergesti lõhkeb lehekesteks, mis pindadel pärlmutri läikega. Lehekesed on paenduvad, kuid mitte vetruvad. Tekib mineraalidest, milles magneesiumi ja ränihapendit. Väga raskesti sulav. Selle omaduse tõttu valmistatakse temast

*) Selleks kõlbavad P.-Ameerikas ja Siberis leiduvad muskoviidi tahvlid.

tulekindlaid telliskive. Pääle selle tarvitatakse joonistamiseks kalevile („rätsepa kriit“) ja klaasile, määrdeks jne. Erik. = 2,7; kõvad. = 1.

4. Topaas.

Fluori sisaldav alumiiniumi silikaat. Värv mitmesugune: värvitu, kollane, punane, helesinine ja heleroheline. Joon valge. Klaasi läige. Tihti läbipaistev. Kristallid enamasti kahe prismi ja teiste vormide kombinatsioonid. Pinnad sagedasti jutulised. Leidub ühes kaoliiniga ja kvartsiga graniidis jt. (Shoti- ja Irimaal ning Uuralis). Leida ka vabalt. Hästi läbi paistvaid tarvitatakse kalliskivideks. Erikaal = 3,5; kõvadus = 8.

Kaubanduses kutsutakse tihti topaasiks mäekristalle, näit. suitsukivi.

Silikaate loetakse üldse 20 rühma, millest mõned jaotatud alarühmadesse.

Orgaanilised mineraalid.

Vaigud.

Merevaik (Bernstein) on kollakas läbipaistev aine. Värv mitme varjundiga, samuti läbipaistvus mitmesugune. Tekkind vanaaegiste okaspuude vaigust hangumise teel ja kaua aja jooksul peidetud mereliiva alla, kust teda nüüd saadakse. Tükkide suurus on mitmesugune: erneterast rusika suuruseni. Sisaldab mõnikord omaaegseid putukaid või taimeosi, mis temasse sattund ja üsna rikkumata alles hoidund (joon. 97). Leidub Preisimaal Baltimere rannas, ka Sitsiilias. Temast valmistatakse mitmesuguseid tarbe-



Joon. 97

ja iluasju, nagu: kamme, sigari- ja piibuvarsi jne. Erik.=1; kõvad. = 2—2,5.

Asfalt. V. Keemia lhk. 47.

Süsivesinikud.

Nafta. V. Keemia lhk. 46.

Mineraalsöed.

Kui maades, kus leidub mineraalsütt, oli soe ja niiske kliima, kasvasid sääl suured sõnajala, osja, karukolla ja teiste sarnaste taimede metsad. Sattudes vette ja kattudes liivaga ning teiste mineraalainetega, ei võind nad mädaneda hapniku puudusel, vaid lagunesid aegamööda mitmesugusteks lihtsamaiks orgaanilisiks aineiks, mis sisaldavad taimest vähem süsinikku, nii et viimast palju vabanes. Sel teel tekkisid mineraalsöed, milliseid tuntakse üldiselt kivisöe nime all. Neis leidub veelgi orgaanilisi aineid suuremal või vähemal määral. Mida kauem on kestnud lagunemise protsess, seda rohkem sisaldavad nad süsinikku. Selle järele jagunevad nad ka rühmadesse.

Antratsiit on must mineraalsüsi, tugeva klaasi või metalli läikega. Joon hallikasmust. Süsinikku sisaldab 90%—98%. Erik. = 1,6; kõvad. = 2—2,5.

Kivisüsi on sammetsüsi, harvem pruunmust. Joon viimast värvi. Peaaegu metalli-, osalt rasvaläikega, vahest ka läiketa, tuhm. Süsinikku sisaldab 75%—90%. Eri kaal = 1,2—1,5; kõvadus = 2—2,5.

Pruunsüsi ehk ligniit. Värv pruunmust, vahest ka must. Joonevärv pruun. Rasva läikega, kuid võib olla ka tuhm. Süsiniku sisaldus 55%—75%. Tema ilmutab tihti selgeid taime jälgi (joon. 98). Vahest on leida isegi süsistund taime tüvesid (joon. 99). Erik. = 0,5—1,7; kõvadus = 1—2,5.

Turvas loetakse ka mineraalsüte hulka. Ta on vee põhjas kõdunud taimejäänuste kogu, mille keskmine süsi-

niku sisaldus on 50% ümber. Vanematel sortidel on see protsent suurem, noorematel vähem. Värv pruun kuni must.



Joon. 98



Joon. 99

X PETROGRAAFIA.

Kes tunneb meie kodumaa põhjapoolset osa ja Eesti saari, see teab, kui palju säääl leidub paekivi: kõik maapinna alus täitub temast ja mõnes kohas tungib ta väljagi. Mõne jõe järskudel kallastel ja suuremal osal Põhja-Eesti mererannal on näha, et ta ulatub mitme meetri sügavuseni. Meilt laieneb ta ka teistesse maadesse.

Meie põldudel, heina- ja karjamaadel leiduvad väiksemad ja suuremad raudkivid. Soomes, Rootsis jn. täidab see niisama pinnaalust nagu meil paekivi. Samuti esineb ta paljudes teistes maades. Mõnes kohas moodustab ta suured mäed.

Niisuguseid suuri mineraalide kogusid, mis moodustavad maakera kõva koore, hüütakse *kivimiteks*. Ka savi, liiv jne. loetakse nende hulka.

Kui nad koosnevad ainult ühest mineraalist, nagu paekivi lubjapaost, siis hüütakse neid *lihtkivimiteks*, on nad aga moodustatud mitmest mineraalist, nagu graniit kvartsist, põllupaost ja vilgukivist, siis kannavad nad nime *liitkivimid*.

Kivimid on tekkinud mitmesugusel viisil. Selle järele jagunevad nad ka rühmadesse, mis erinevad oma struktuuri ja teiste omaduste poolest.

1. Pursk-kivimid.

Need on tekkind sel teel, et maa sisemusest tungis välja tulivedel m a g m a, mis pärast hangus. Ühes tõi ta ka veeauru ja gaase: väävelvesinikku, kloorvesinikku, väävlishapendit, süsinikhapendit, hapnikku, lämmastikku jm. Osa tulivedalast massist tungis maapinnani, kus gaasidel võimalik oli ruttu lahkuda, nii et nad kivi struktuuri pääle suuremat mõju ei suutnud avaldada. Teine osa pidi aga jääma takistuste mõjul sügavamale, kus ta võis hanguda väga pikkamisi ja kus ta tugeva rõhumise ning gaaside mõjul omandas isesuguse struktuuri.

Graniit on üks tuttavamatest pursk-kivimitest. Ta alalised koosseisuosad on kvarts, pöllupagu (pääasjalikult ortoklaas) ja vilgukivi. Pääle selle võib ta sisaldada veel teisi mineraale, näit. apatiiti, püriiti jm. Värv annab talle pöllupagu. Selle järele võib ta olla valge, punane, hall, kollakas, harva rohekas. Ta struktuur on teraline, mis näitab, et ta on sügavuses tekkind kiviliik, sest viimaste tunnuseks on teraline ehitus. Kvartsi ja pöllupao terad asetsevad temas korratult; nende vahel siinsääl leiduvad vilgukivi lehekesed. Terade suurus võib olla mitmesugune. Keskmise- ja jämeteralises graniidis on üksikud koosseisuosad kergesti tuntavad, kuna peenteralises see on võimatu palja silmaga. Niisuguse vaatlemiseks tuleb tarvitada luupi või koguni mikroskoopi.)*

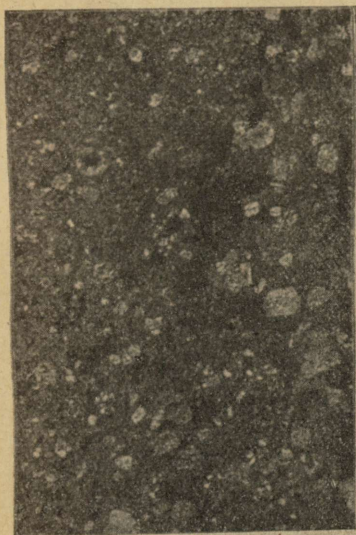
Looduses leidub graniiti laialt, igas ilmajaos, kus ta asub sügavas maa põhjas**), tungides mõnes kohas maapinnani, või jälle moodustab suured mäed, mis vahest sajad kilomeetrid pikad ja mitu kilomeetrit kõrged.

*) Jämeteralisesest graniidist võib vahest väljalõhkuda pöllupao kristalle, samuti eraldada kvartsi tükke; vilgukivi eraldub enamasti kergesti.

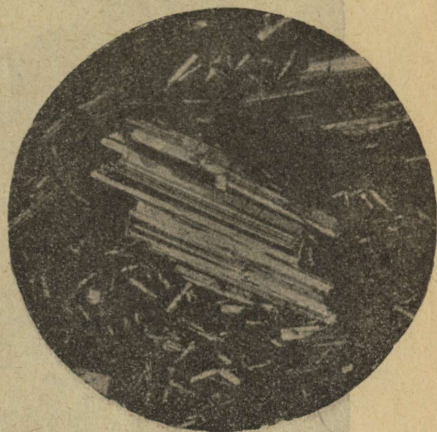
**) Põhja-Eestis on ta puurimiste abil leitud üle 100 m. sügavusel. Ta alumist piiri ei ole kuski kätte saadud.

Kodumaa raudkivid on jää kannud siia Skandinaavia ja Soome kaljudest.

Graniiti tarvitatakse tänavate ja kivi- teede prügitamiseks, majade ehitamiseks ja vundamendiks, trepikivideks, mälestussammasteks jne. Laseb ennast hästi lihvida, eriti peenteraline.



Joon. 100



Joon. 101

Kvartsporfüür koosneb samadest päämineraalidest, millest graniit, kuid ta struktuur on teistsugune: põhimass on nii tihe, et üksikuid teri ei saa näha ka luubi abil; isegi mikroskoobi all on see mõnikord raske. Selles põhimassis leidub aga kaunis suuri üksikuid põllupao ja kvartsi kristalle, vahest ka vilgu- kivi tükke (joon. 100). Põhimassi värv on punane, vahest ka rohekas või hall.

Porfüüritaoline ehitus on pinnal hangund pursk-kividel. Järelikult kuu- lub porfüür ise ka nende hulka.

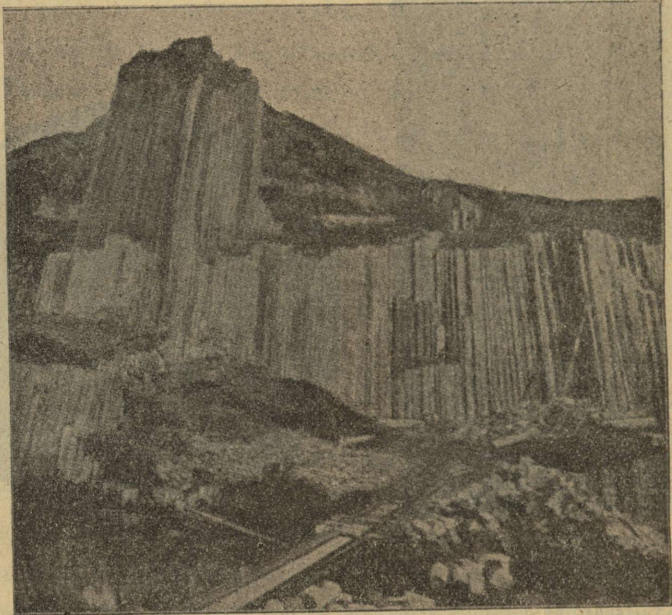
Tarvitatakse enamasti samadeks otstarveteks, milleks graniiti.

Basalt on musta värvi tihe kiviliik. Tihedas massis on siin-sääl näha suuri kristalle. Seega on tal porfüürile sarnane ehitus. Ta pääkoosseisuosad on silikaadid: põllupagu, augiit ja oliiviin. Mikroskoop näitab, et tihe mass koos- neb mõnikord mainitud mineraalide teradest ja pulgakestest (joon. 101). Vahest leidub nende hulgas veel loomulikke klaasi ehk obsidiaani.

Looduses esineb mõnikord kandiliste sammastena (joon. 102).

2. Settekivimid.

Tuletades uuesti paekivi meele, saame ettekujutuse sette-
kivimitest. Nad asetsevad maas lademetena, mis koos-
nevad kihtidest (joon. 103). Mõnes kohas tungi-
vad maapinnale, vahest moodustades isegi mägesid.



Joon. 102

Nimetuse on nad saand sellest, et nad on tekkind
settimise ehk sadenemise teel veest või õhust. Sellest on
tingitud ka nende kihiline ehitus. Lademetete seis on alguses
loomulikult horisontaalne, kuid mõnes kohas on ta pärast
maa seesmiste jõudude mõjul mitmeti muutund (joon. 104).
Nende ehitusmaterjaliks on pursk-kivimite lagunemissaadu-
sed. Ilma purskkivideta ei oleks nad mõeldavad.

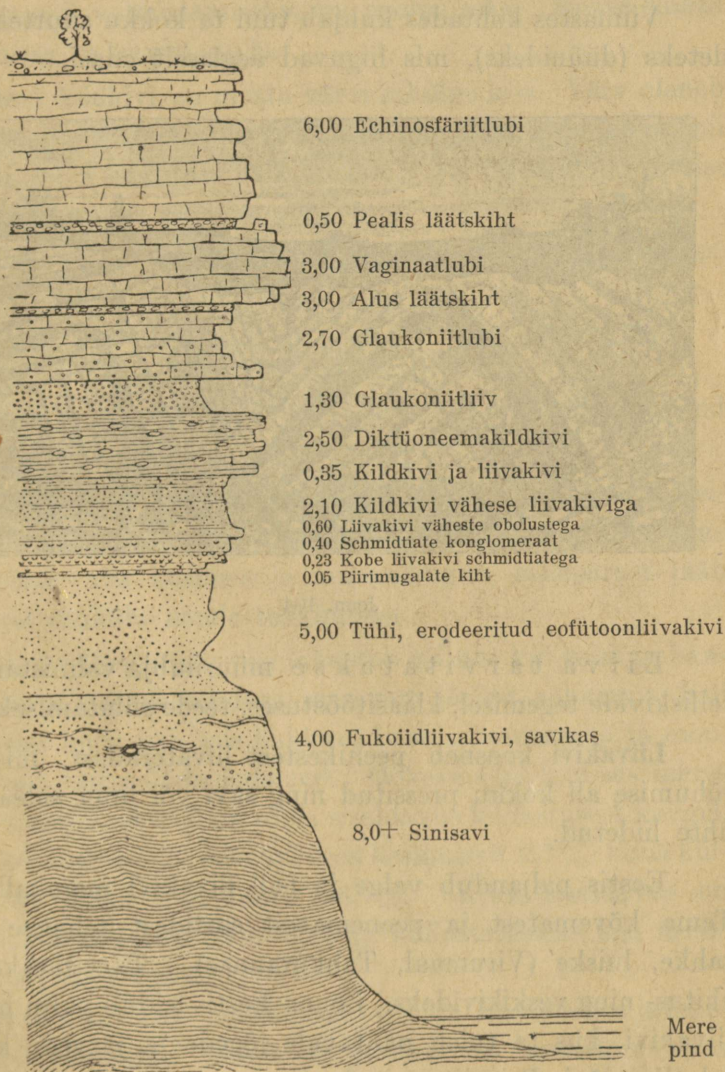
Tekkimise iseloomu järele jagunevad nad rühmadesse.

a) Mehaanilised ehk murdelised.

Need koosnevad pursk-kivimite murenemise teel tekkinud tükkidest ja tükikestest.

Liiv on neist kõigile tuntud. Ta koosneb kvartsi terakestest, millesse tihti segatud teiste mineraalide tükikesi:

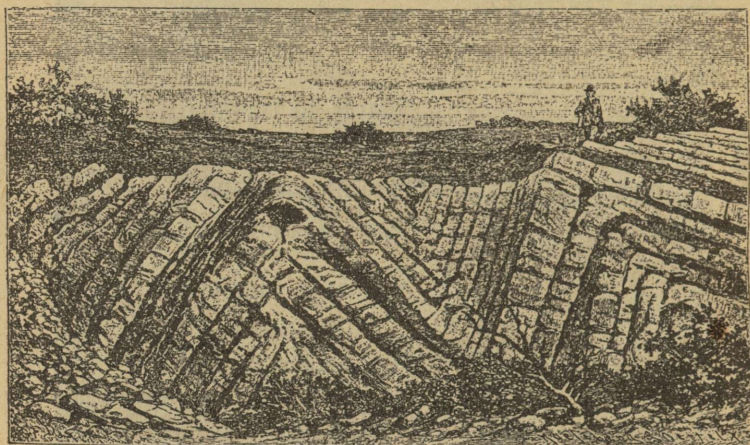
Joon. 103
Ontika paescina profiil. (H. v. Winkler'i „Eestimaa geoloogias“).



põllupagu, vilgukivi jm. Punaka värvi annavad talle rauaühendid. Puhas liiv on valge.

Leidub suurte lademetena maa sees, mis päält kaetud õhukese mullakorraga; vahest ka õige sügaval. Väga palju on ka vaba liiva, eriti kõrbedes ja mereääres.

Viimastes kohtades kuhjab tuul ta kokku suurteks liideteks (düünideks), mis liiguvad aeglaselt edasi.



Joon. 104

Liiva tarvitatakse müürilubja valmistamisel, telliskivide tegemisel, klaasitööstuses, teede sillutamiseks jne.

Liivakivi koosneb peenikestest liivateradest, mis vee rõhumise all kokku pressitud ning savi või muu sideainega ühte liidetud.

Eestis paljandub valge ja hall liivakivi merekallastel. Tema kõvematest ja peenematest sortidest tehakse käiu, tahke, luiske (Virumaal, Tahkurannas). Tarvitatakse ka ehitus- ning veskikivideks. Lõuna-Eestis leidub palju punast liivakivi, kus ta tuleb nähtavale jõgede ja järvede kallastel (Emajõgi, Peipsijärv jm.).

Savi on põllupao murenemise saadus (v. keemia lhk. 86). Täidab laialised maa-alad. Puhas savi on valge (kaoliin), kuid segaainete tõttu võib ta värv olla hall, kollane, punane, pruun, sinine või roheline.

Tarvitatakse telliskivide, savitorude, sööginõude ja tsemendi valmistamiseks, ka voolimiseks. Mõnes kohas ehitatakse ka savist maju.

Savi kildkivi on musta värvi kihiline kivi. Värv oleneb süsiniku ühenditest, mis põletades ühinevad hapnikuga, nii et kivi värv muutub valkjamaks. Ta on tekkind savist tugeva rõhumise all sügavuses.

Tarvitatakse katusekiviks, kirjutustahvliteks, krihvliiteks jne.

b) Keemilised settekivimid.

Siia kuuluvad niisugused kivimid, mis on vabanend veest kristalliseerumise teel.

Kivisool ja kips on neist tuttavamad. Mõlemaid leidub laialiste ja sügavate lademetena. Mõlemate omadustega tutvusime juba keemias ja mineraloogias, sellepärast jääb siin veel rääkida nende tekkimisest.

Maast läbitungiv vesi lahustab nii üht kui teist ja kannab merre, täites nendega merevett järjest rohkem. Kui vesi neist küllastub, siis hakkavad soolad sadenema ja moodustavad aegamööda lademed. Ookeanis ja lahtises meres see ei sünni, sest sääl on soola sisaldavus küllastusest kaugel. Näit. on keedusoola ookeani vees keskmiselt 2,7%, kuna küllastuseks oleks teda tarvis 35,7%. Kipsi sisaldavus on ookeanis keskmiselt 0,12—0,15%, küllastamiseks aga tarvitsaks vesi teda 0,205%.

Küll võib aga sadenemine juhtuda sisemeres ja lähedes, mis eraldatud ookeanist ja suurtest meredest kitsa merekaelaga, kui neis auramine kõrge temperatuuri tõttu

kiire ning puuduvad juurevoolavad magedavee jõed. Nii-suguseis tingimustes on praegusel ajal Kaspimere idalaht Kaara-Bugaas, milles kiire auramise ja merest uue soolase vee juurevoolu tõttu soolade hulk vahetpidamata suureneb ja järkjärgult põhja sadeneb. Lõpuks võib tekkida sääl lahe asemel soolalade. Samuti sadeneb sool ka soolajärvedes.

Nii on tekkind kõik praegused soola- ja kipsilademed, kui neis kohtades oli meri või soolarikas järv.

Kui sügavale soolalademed ulatuvad, näitab puurimine *Speerenbergis* Berliini lähedal, kus 1180 m paksust soolaladet veel ei jõutud läbi puurida.)* *Velitshkas* on soolalademe paksus 1200 m, *Stassfurtis* 300 m, *Iletsckaja Sashtshiitas* 145 m.

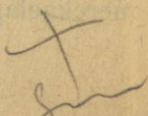
Stassfurtis lasuvad kivisoola pääl veel magneesiumi ja kaaliumisoolad — umbes 160 m paksuselt. Kõige pääl asub soolasegane savi.

Sadenemisel langevad ennem põhja halvasti lahustuvad soolad, pärast paremini lahustuvad. Järelikult vabaneb ennem kips, siis kivisool.

Kipsilademeid leidub looduses rohkem kui soola omi. See on järgmiselt seletatav: mitmel juhtumisel võis ainult kips sadeneda, kuna mingisuguse geoloogilise muutuse tagajärjel auramine lõppes ja sool kui kergemini lahustuv aine jäi sadenemata. Ehk jälle võis juba sadenend sool pärastise vee mõjul lahustuda ja ära kanduda, kuna kips jäi alles.

Kips võib tekkida ka lubjakivist väävelhappe mõjul. Kus murenevad raudvitriool, markasiit ja teised väävelmineeraalid, sääl tekib väävelhape. Satub see kokku lubjakiviga, siis võib viimane muutuda kipsiks. Leitaksegi sagedasti kipsi, mis sisaldab lubjapagu ja püriiti. Nii tekib siiski võrdlemisi vähe kipsi. Kaugelt suurem osa sadeneb veest.

*) Maapinnast ulatas puur 1270 m. sügavuseni.



c) Orgaanilised settetikivid.

Nii hüütakse kivimeid, mille tekkimisel on olnud tegevad organismid — loomad ja taimed.

Lubja- ehk **paekivi** kuulub nende hulka. Ta koosneb lubjapao teradest, millele tublisti juure segatud savi, liiva, pruunrauakivi jm. Neist oleneb ka ta värv, mis võib olla valkjas, hallikas, sinikas, punakas. Tihedas lubjakivis ei ole märgata üksikuid teri. Ta lademed täidavad maad laialt ja mitme meetri paksuselt. Lademetes on kihid selgesti näha (joon. 103). Lahustub süsihaput gaasi sisaldavas vees ja kantakse ses olekus merre. Jõe vees on teda võrdlemisi teiste sooladega palju, kuna meres ta olemasolu on vaevalt tõestatav. Siit järeldatakse, et teda tarvitavad oma kestade, karpide ja skelettide ehitamiseks meres elutsevad lõpmatud hulgad loomakesed ja loomad: juurjalgsed, käsnad, korallid, teod, okasnahksed jt., sest nende mainitud kehaosad koosnevad pääasjalikult süsihapust lubjast. Nad võtavad teda kas otsekohe või muudavad kipsi temaks ümber. Tähelepandavalt mõjuvad tema vähendamiseks kaasa ka taimed: tarvitades sarnastamiseks süsihaput gaasi, vähendavad nad sellega vee võimet lahustada lupja, mille tagajärjel see heitub taimede pinnale või levib nende kudedesse.

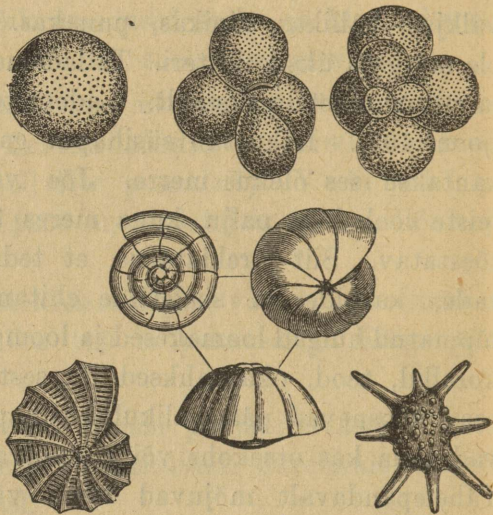
Organismide surma korral langevad nende lubjarikkad kehaosad merepõhja, kuhu neid kogub kaua aja jooksul terved lademed. Vee rõhumise all liituvad nad pikkamisi kõvadeks kivilademeteks. Maa sisemiste jõudude mõjul võib merepõhi kerkida ja nii tekivad lubjakivimaad ja -mäed. Mõnedes paekivides on nende karpline ehitus selgesti tunda.*)

Kirjeldatava kivimi tekkimisel etendavad suuremat osa loomad kui taimed. Loomadest jälle on suurem tähtsus väikestel juurjalgseil (joon. 105).

*) Mõnes paekivi seltsis leidub ka teiste loomade kivistusi, kes elasid toleaegetes meredes, nagu trilobiidid, ehinosfäriidid, endotseerased, ortotseerased jne.

Lubjakivi tekib võrdlemisi madalas vees. Sügava mere mudas ei ole leitud loomakeste skelette. Seda seletatakse sellega, et sügava mere vesi sisaldab palju süsihaput gaasi. Selle mõjul ja sügavuses valitseva suure rõhumise all lahustuvad mainitud skeletid enne põhjajõudmist. Madalamas meres aga, kus rõhumine ja süsihapu gaasi hulk vähem, kaitseb neid lahustuse eest orgaaniline aine, mis lubjaga läbi imbund.

Ranna läheduses, kus tugeva lainetamise tõttu vabaneb palju süsihaput gaasi veest, tekib lubjakivi ka otse sadenemise teel. Kui niisuguse koha läheduses voolab merre süsihapulubja rikas jõgi, võivad



Joon. 105

sääl tekkida tublid lubjakivilademed. Kuid võrrelduina ookeanis tekkivad lademetega on nad siiski väikesed.

Võrdlemisi madalas meres tekkimise tõttu ongi lubjakivis segudena savi ja liiva, kuna sügavamas meres tekkivad lubjakivi on mainitud segudest vaba.*)

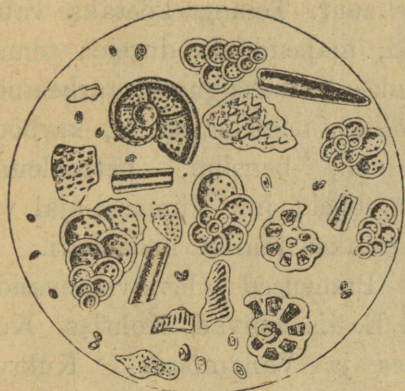
Lubjakivi tarvitatakse väga mitmeks otstarbeks. Temast ehitatakse maju, tehakse kõnniteid, põletatakse lupja, raiutakse mälestussambaid, trepiastmeid, korstnaid jne.

Kriit, mis sama keemilise koosseisuga, on tekkind samal teel väga väikeste loomakeste — foraminifeeride — kestadest

*) Eestimaal peenemat lubjakivi, mida leidub Harjumaal Vasalemmas ja Saaremaal Kaarmas, hüütakse ka „marmoriks“, mida ta aga ei ole tõeliselt.

(joon. 106). Lubjakivist on ta valgem ja pehmem. Tema tarvitamine on üldiselt tuttav.

Marmor on koosseisult samuti süsihapu lubi, kuid erineb eelmistest oma kristallteralise ehitusega.



Joon. 106
Kriit mikroskoobi all.

Ta arvatakse olevat tekkinud tihedast lubjakivistel teel, et viimane maa sügavuses oleva tugeva rõhumise ja suure kuumuse mõjul muutus kristallteraliseks. Omaduste ja värvi poolest on teda mitmesugust. Kõige paremat valget marmorit leidub Itaalias Karraaras ja Tirolis Paarosis ning

Laasis. Marmorit võib ilusasti lihvida. Temast tehakse kujusid, mälestussambaid, iluasju.

Põlev- ehk õlikivi*). Nii nimetatakse kivimit, mis kergesti tuld võtab, s. o. põlema sütib ja millest kuivajamise teel mitmesuguseid õlisid saadakse. Värvilt on ta valkjaspruun kuni tumepruun, vahest kollakas. Kaunis pudev, nii et puhtamaid värskeid tükke võib purustada juba näppude vahel, kuna lubjakiviga segatud osad on palju kõvemad.

Teda leidub paljudes maades. Eestis asuvad ta kihid Tallinna ja Narva vahelisel maa-alal — võrdlemisi kitsa vööna, vaheldudes lubjakivi kihtidega (joon. 107). Tallinnast läänepool on teda leitud üksikutes kohtades kaunis õhukeste kihtidena.

Eesti põlevkivi on tekkind pisikesist merevetikaist, keda praegustes meredes enam ei leidu. Ka on temas leida loomade kivistusi, kes elasid ühelajal mainitud vetikatega.

*) Eesti põlevkivi teadusline nimi on kukersiit. *

Eriti rohkesti leidub mõnes kihis nn. sammalloomi, kes silma paistvad valgete haruliste ribadena.

Põlevkivi tähtsus on õige suur. Temaga köetakse vabrikuid, majasid ja vedureid; temast aetakse mitmesuguseid tarbeaineid ja õlisid, nagu naftaliini, karbooli, bensooli, bensiini, petrooleumi, määreõlisid jm. Viimasel ajal valmistatakse temast ka asfalti.

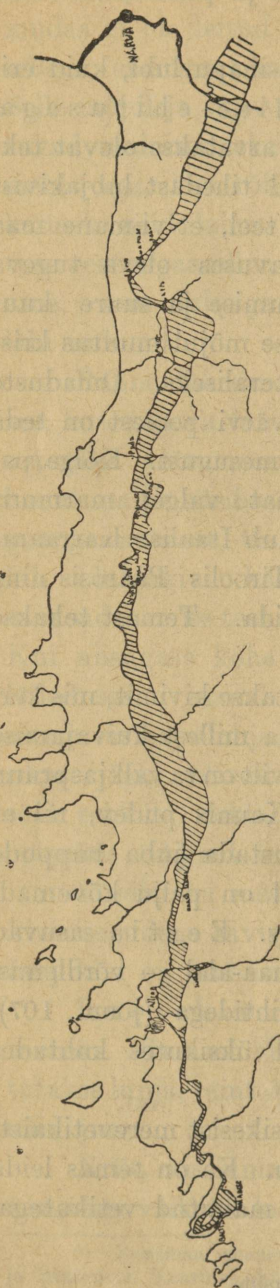
Praegused põlevkivikaevandused Eestis asuvad Kohtlas, Kukruses ja Vanamõisas. Kukruse kaevandus on maa-alune — piki ja põiki käikudest, mille kogupikkus umbes 5 km.

Suurem ümbertötamine praegu sünnib Kohtla vabrikus (joon. 108), järgmine Vanamõisas.*)

3. Kristall-kihtkivid.

Sellesse rühma kuuluvad kivid on ühtlasi kristallilise ja kihilise ehitusega. Nende tekkimise kohta ei ole veel jõutud selgusele. Kristallilise ehituse tõttu tuleks arvata neid pursk-kivimite sarnaseks, kuna aga kihiline ehitus lähen-

*) Orgaanilisi aineid sisaldab ja võib selle tõttu põleda ka nn. diktüoneema kildkivi. Ta asub aga väga sügaval teiste settekivimite all ja sisaldab õlisid ainult 1—6%. Paljandub mere rannal.



Joon. 107 Eesti põlevkivi maa-ala (viirutatud osa kaardil). (Ajakirjast „Loodus“).



Joon. 108. Kohtla õlivabrik.

dab neid settekivimitele. Arvatakse, et nad ei ole hoidnud alal oma esialgset ehitust, vaid on tekkinud teistest, võib olla nii pursk- kui ka settekivimitest nende moondumise teel. Selle põhjuseks võis olla kange rõhumine ja kõrge temperatuur. Kristallkihtkividest on meil tuttav

gneis, mis väliselt raudkivi sarnane ja leidub ühes temaga — samuti meie põldudel, karja- ja heinamaadel.

Ka koosseis on tal sama, mis graniidil: kvarts, põllupagu ja vilgukivi. Erineb aga selle poolest, et nimetatud mineraalid on temas korraldatud kihtidena (joon. 109), kuna nad raudkivis asuvad korratult. Kui mõlemaid üksteisest eraldada väliselt raske on, siis tuleb kivi katki lüüa, et ehitus tuleks nähtavale. Gneisi peetakse graniidist vanemaks.

T e d a l e i d u b v ä g a laialt samades kohtades, kus graniiti.

T a r v i t a d a v ö i b mitmeks otstarbeks graniidi asemel.

Vilgukihtkivi koosneb vilgukivist ja kvartsist, kusjuures esimest on rohkem teisest; juhtub ka ümberpöördult. Värv oleneb vilgukivist: must biotiit annab talle musta, hele muskoviit aga helehalli värvi. Sisaldab palju lisaaineid.

Tuleb ette õige laialt, eriti vanemates mägedes.



Joon. 109

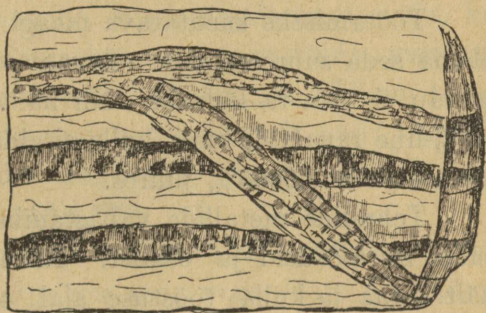
hele muskoviit aga helehalli värvi.

Metallmullad ehk -kivid.

Väga tähtsat osa elus mängivad metallid. Alles siis, kui inimene õppis tundma ja tarvitama metalle, hakkas kiiremini edenema ta kultuuriline elu. Praegusel ajal ei oskaks me nendeta kuidagi läbi saada või peaksime pöörduma tagasi kiviriistade juure.

Tähtsaim metall on raud. Kui tuletada meele, milleks teda kõik tarvis läheb (ka terase ja malmi näol), siis mõistame, et rauata poleks mõeldav praegune kultuuriline elu. Temale järgneb tähtsuse poolest vask. Teised metallid on vähem tähtsad, kuid ka nendeta oleks raske läbi saada, vahest välja arvatud kuld, sest selle puudumine ei takistaks vist küll elu kuidagi.

Metalle saadakse loodusest, kus neid leidub vabalt ja seotult. Esimesel kujul leidub neid harva, mispärast suurem osa tuleb vabastada ühendeist. Kivimeid, milles leidub metalle,



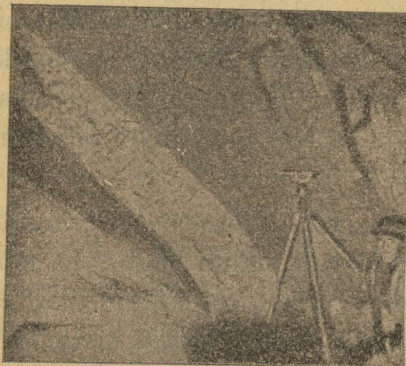
Joon. 110

hüütakse *metallmulladeks* ehk *metallkivideks*.*) Kutsutakse ka *maakideks*.

Looduses asetsevad nad mitmet viisi: vahest lademetena ja kihtidena, vahest pesadena, kõige rohkem aga soontena (joon. 110 ja 111). Sooned on vist tekkind sel teel,

*) Tähtsamad neist on nimetatud keemias vastavates paragrafides ja lähemalt kirjeldatud mineraloogias.

et kaljude lõhed täitusid ajajooksul maagiga. Täitmise materjal võis vabaneda mõnel juhusel settimise teel veest; see võis ta välja uhada samast kivimist, milles asetseb soon; teisel korral võisid kuumavee allikad tuua



Joon. 111.

materjali sügavusest; kolmandal juhusel võis ta vabaneda pursk-kivimitest nende hangumisel. Igal juhusel on nad nooremad kivimist, milles asetsevad. Kulla liiv ja selle sarnased metallmullad on tekkinud esialgsetest kõvade metallkividest murenemise teel, kuna vesi kandis läiali viimase saadused.

Töötamiseks kasutatava maagi metalli sisaldavus peab olema seda suurem, mida odavam on vabastatav aine, sest muidu ei tasu ta kulusid. Nii näit. ei kõlba kasutamiseks 12%-line rauakivi, kuna kulla sisaldavus võimaldab ta töötamist juba 0,0005% juures.

Tehniline metallide vabastamine nõuab enamasti keerulisi sisseseadeid ja oskust. Lähemalt seletatakse seda näit. raua ja kulla tööstuse alal selle raamatu keemiat käsitavas osas.

Murenemine.

Geoloogid peavad üldiselt tõeks, et alguses pidi maakerale olema tulivedelas olekus. Aegamööda jahtudes hangus ta pind, talle tõmbus kõva koor ümber, mis edasi jahtudes muutus järjest paksemaks, kuna sisemus jäi endiseks.*) Ajuti murdis tulivedel sisemus, nn. magma, sünnisääl koore ja tungis välja ning valgus laiali, nagu see sünnib praegu tulepurskavais mägedes ehk vulkaanides, kuid ka välja-tungind massid hangusid kõvaks. Kust aga on tulnud see pehme ja kohev pind, mis katab pea igal pool kõvat aluspõhja ja kust tuleb see materjal, millest tekivad settekivimid?

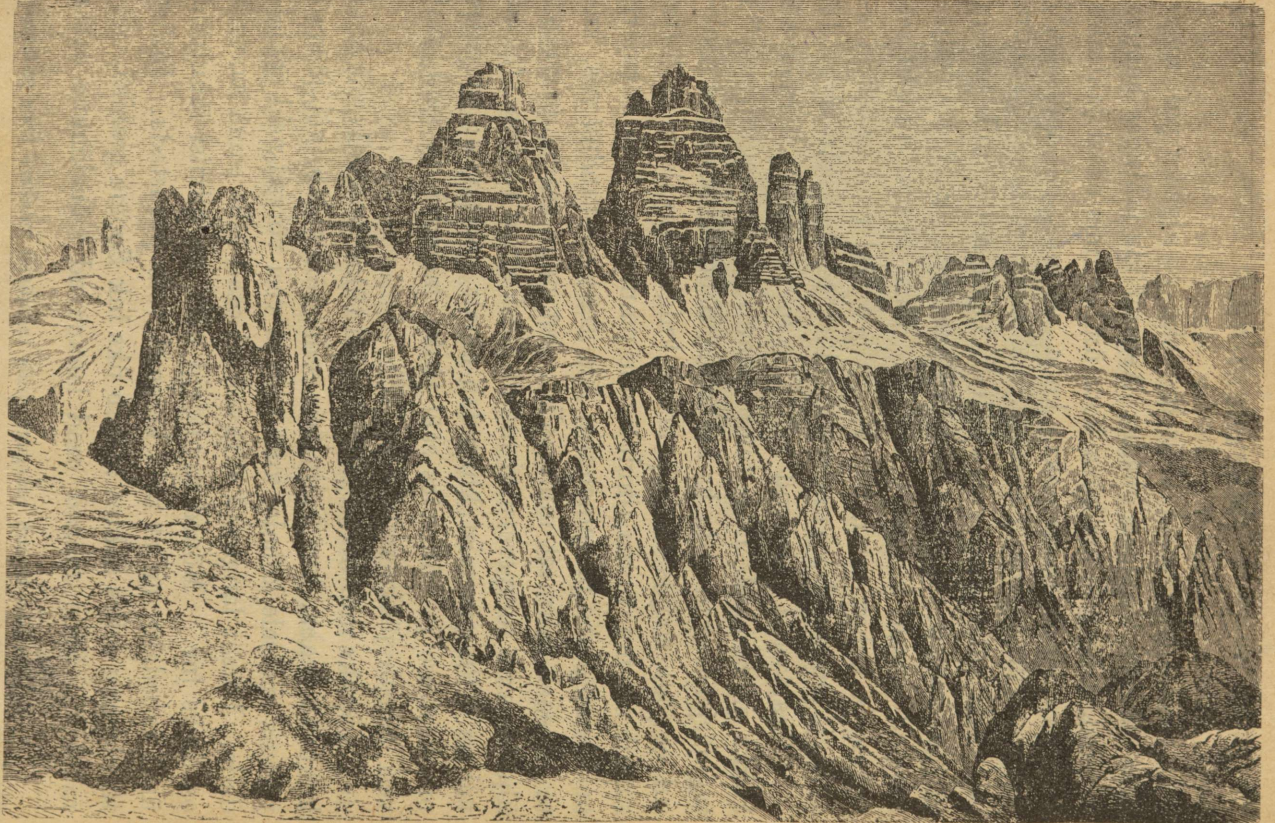
Teatavasti paisuvad kehad soojenemisel ja tõmbuvad kokku jahtumisel. Õhu temperatuuri alalise muutuvuse**) tagajärjel teevad seda ka kivimid. Kuid lühikese aja jooksul ei jõua soojus tungida neisse kuigi sügavale ja seetõttu sünnib see muutuvus ainult nende pinnaosas. Selle tagajärg on kivimi pinna pragunemine, mis iseäranis tundub siis, kui ta koosneb mitmest mineraalist, sest nagu teada, paisuvad ühe ja sama temperatuuri mõjul ühed ained rohkem, teised vähem. Pragunemist kiirendab omalt poolt vesi: tungides praokestesse ja külmedes sääl jääks, laiendab ta neid, sest vesi paisub jääks muutudes.***)

Lõpuks murduvad kaljult lahti tükid ja tükikesed ning kukuvad maha, kus kalju seis seda võimaldab, või jäävad püsima endisele kohale, kust tuul ja vesi võivad neid eemaldada. Pärast langevad sügavamad osad selle sama saatuse osaliseks jne. Mõned raudkivid näit. on niiviisi muutunud üsna rabedaks, nii et neid kergesti võib purustada. Erilist tähelepanu selles suhtes äratav üks liik Soome graniiti, nn. rabakivi. Selle mõned osad lagunevad mõnekümne aasta

*) Jahtumine kestub praegugi, mille tagajärjel maakerale koor paksendub ühtelugu.

**) Päeval soojem, öösel jahedam; suvel soe, talvel külm.

***) Kümme mahuosa vett annavad külmedes üksteist mahuosa jääd.



jooksul, kuna teised panevad vastu aastatuhandeid. Ka lahtimurdunud osade kallal teevad mainitud tegurid oma tööd edasi. Satuvad nad veel voolavasse vette, mis neid liikuma paneb, siis purunevad nad hõõrudes üksteist vastu.

Ka keemiliselt ei jää mineraalid muutumata. Selles sihis mõjub nende pääle juba see, et nad — ühed vähem, teised rohkem — vees lahustuvad, eriti kui vesi on süsihapu gaasi rikas. Sellega uhatakse kivimist aegamööda välja rohkem lahustuvad osad, nii et ta muutub poorseks ja aukliseks ning võib isegi laguneda. Igaüks on näind raudkive, millel sees sügavad augud (lohud).*)

Dolomiidist lahustub pääasjalikult süsihapu kaltsium, mille tagajärjel kivim muutub poorseks.

Pääle vee mõjuvad mineraalidele keemiliselt ka hapnik ja süsihapu gaas. Põllupaost, mille lagunemisest juba lühidalt räägitud 86. leheküljel, lahkuvad metallide K, Na ja Ca hapendid, liitudes süsihapu gaasiga sooladeks (Na_2CO_3 , K_2CO_3 , CaCO_3), mis vees lahustuvad, kuna teine osa, liites enesega vett, muutub saviks. Kõigi nimetatud tegurite mõjul tekivad niiviisi graniidist, mille osa on põllupagu, süsihapud soolad, savi ja liiv.

Niisugust kaljude lagunemist mehaaniliselt ja keemiliselt hüütaksegi murenemiseks, millest meil mitu korda olnud jutt. Sel teel ongi tekkinud see pehme pind, mis katab maad. Murenemise saadused on ka materjaliks settekivimite tekkimisel. Voolava vee jõul laialikantuna langevad nad põhja sääl, kus vool jääb aeglasemaks või koguni lõpeb. Teises kohas jälle on laialikandjaks tuul. Kus ta vaikiß, langeb kantud materjal maapinnale. Settekivimid, sattudes endiste tegurite mõju piirkonda, murenevad jällegi, andes materjali samadeks otstarveteks.

Veel mõned näited mineraalide keemilise muutumise kohta. Süsihapust rauast ehk raua pagust (FeCO_3) vabaneb

*) Niisuguseid otsitakse häameelega risti alusteks surnuaedades.

vee mõjul süsinikkaeshapend (CO_2), kuna järele jäänd raua hapend annab hapnikuga raua kaheshapendi, mis veega liitudes muutub pruunrauakiviks. Raudpüriidi muutumine samaks aineks on kirjeldatud 129. leheküljel ja lubjakivi muutumine kipsiks 148. leheküljel.

Viimastest näidetest selgub, et muutumine kiviriigis ei lõpe igakord mitte lagunemisega, vaid sageli ka uute ühendite tekkimisega. Need kaks protsessi käivad sääl käsikäes.

Murenemist aitavad edendada ka taimed ja loomad. Taime juured, tungides kalju pragudesse, lõhuvad neid. Juurtest välja imuvad happed mõjuvad söövalt kivimi pinnale. Seda sama teevad happed, mis tekivad taimede mädanemisel. Samblikud ja samblad, asudes kalju pinnal, hoiavad kinni süsihaput gaasi ja niiskust, mis kiirendab murenemist. Mädanedes jätavad nad järele mulla aineid, nii et nende asemele võivad asuda juba kõrgemad taimed, mis omakorda ühelt poolt edendavad murenemist, teiselt — rohkendavad mulda. Nii tekib lõpuks ka viljakandev pind.

Loomadest etendavad murenemisel tähtsat osa niisugused, kes oma kaevamise ja uuristamisega teevad maa kobedaks, nagu mutt, vihmuss, mitmed putukad ja nende tõugud, nii et õhk võib kergesti tungida maasse avaldama oma keemilist mõju. Pääle selle sisaldavad mõned loomade eristused keemiliselt mineraalidele mõjuvaid happeid.

Murenemise teel on isegi kõrged mäed muutund madalaks ja vanemad neist peaaegu hävinend. Nii peetakse Kesk-Prantsuse kiltmaad ja Vogeese, samuti Saksa mägesid, nagu Shvarzvaldi, Böömi metsa jt. endiste kõrgete mägede jäänusteks. Praegused suuremad mäed — Kordiljeerid, Alpid, Himalaaja jt. — on tekkind hilisematel geoloogilistel ajastutel. Kuid ka neid on ajahammas tublisti närind. Alpid näit. on muutund nagu varemeteks (joon. 112).

Sisukord.

	Lhk.
Esimese trüki eessõnast	3
Eessõna teisele trükile	4

Keemia.

Aine ja keha. Nähtused	5
Aine olekud	5
Õhk	6
Keemilised reaktsioonid ja nende põhjused	11
Keemiline ühend ja mehaaniline segu	13
Liht- ja liitained	13
Aine ehitus	14
Keemia keel	15
Hapnik	17
Hapendid, happed, alused	19
Hapniku tähtsus	20
Vesi	22
Vesinik	25
Lämmastik	29
Ammoniaak	33
Lämmastiku tähtsus	35
Süsinik	35
Valgustusgaas	43
Põlemine ja tuli	44
Nafta	46
Asfalt	47
Väävel	47
Katalüsaatorid	52
Vosvor	52
Kloor	55
Päevapildistus	60
Räni	61
Klaas	64
Keemiliste reaktsioonide tüübid	65
Aine püsivus	65
Kosseisu püsivus	66
Aatomkaal	66
Valents ehk keemiline väärtus	68
Soolad	69

	Lhk.
Metallid ja metalloidid	70
Kerged metallid	72
Naatrium	72
Kaalium	75
Kaltsium	78
Magneesium	82
Alumiinium	84
Rasked metallid	87
Tsink	87
Tina	89
Seatina	91
Vask	93
Raud	95
Rauatööstus	97
Elavhõbe	100
Hõbe	102
Kuld	103
Plaatina	105
Lihtainete tabel	107

Kristallograafia.

Kristallidest üldse	109
Kristallsüsteemid.	
I. Korrapärane ehk regulaarsüsteem	111
Pooltahksed vormid.	
Kombinatsioonid.	
II. Ruut- ehk tetragonaalsüsteem	113
III. Kuuekülgne ehk heksagonaalsüsteem	114
IV. Kaldruudu- ehk rombisüsteem	116
V. Monokliiniline süsteem	117
VI. Trikliiniline süsteem	118

Mineraloogia.

Mineraali mõiste ja omadused	119
Tuttavamad mineraalid.	
Metallid	123
Kuld. Hõbe. Vask. Elavhõbe.	
Metalloidid	124
Teemant. Grafiit. Väävel.	
Oksüüdid	125
Vesi. Kvarts. Tulekivi. Korund. Raualäige. Magnetrauakivi.	
Pruunrauakivi.	

	Lhk.
Väävli ühendid (sulfiidid)	128
Raudpüriit. Markasiit. Vaskpüriit. Seatinäläige. Tsinnoober.	
Halogeensoolad	130
Kivisool. Sülv. Sulapagu.	
Karbonaadid	131
Lubjapagu. Aragoniit. Magnesiit. Dolomiit. Malahiit.	
Sulfaadid	134
Gips. Anhüidriit.	
Fosfaadid	134
Apatiit.	
Silikaadid	135
1. Pöllumaad	135
Ortoklaas. Albiit. Anortiit. Kaolin.	
2. Vilgukivid	137
Muskoviit. Biotiit. Lepidoliit.	
3. Talk	137
4. Topaas	138
Orgaanilised mineraalid	138
Vaigud	138
Merevaik. Asfalt.	
Süsivesinikud	139
Nafta.	
Mineraalsöed	139
Antratsiit. Kivisüsi. Pruunsüsi. Turvas.	

Petrografia.

Kivimi mõiste	141
1. Püsk-kivimid	142
Graniit. Kvartsporfüür. Basalt.	
2. Settekivimid	144
a) Mehaanilised	145
Liiv. Liivakivi. Savi. Savikildkivi.	
b) Keemilised	147
Kivisool ja gips.	
c) Orgaanilised	149
Lubjakivi. Kriit. Marmor. Pölevkivi.	
3. Kristallkihtkivid	152
Gneis. Vilgukihtkivi.	
Metallmullad ehk -kivid	155
Murenemine	157

Allikatena tarvitatud raamatud.

- J. Annusson. Anorgaaniline keemia.
- R. Vaeber. Lehrbuch der Chemie. 24. Auflage.
- И. М. Кукулеско. Элемент. курсъ химіи. 3-ье изд.
- А. Реформатскій. Неорганическ. химія. 7-е изд.
- Проф. А. Голлеманъ. Учебникъ неорганич. химіи для студентовъ. Перев. съ 5-го нѣм. изд.
- Роско-Шорлеммеръ. Краткій учебникъ химіи. Перев. съ XI-го нѣм. изд.
- Dr. H. Schaeffer. Mineralogie und Geologie.
- Dr. Karl Schulz. Das Mineralreich.
- Prof. Dr. B. Schmid. Lehrbuch der Mineralogie und Geologie. 4. Auflage.
- Prof. Dr. R. Brauns. Mineralogie. 4. Auflage.
- Проф. А. В. Нечаевъ. Минералогія и геологія. 4-е изд.
- Проф. М. Неймайръ. Исторія земли. Перев. со 2-го нѣм. изд.
- Dots. H. Bekker. Ajaloolise geoloogia õpperaamat.
- H. v. Vinkler. Eestima geoloogia.
- Ajakiri „Loodus“ jm.
-

Eksitavad trükivead.

			Trükitud:	Peab olema:
28	lhk.	5 rida alt	25	24
54	„	5 „ ülalt	Na_2PO_4	Na_3PO_4
59	„	1 „ alt	angeb	langeb
72	„	9 „ ülalt	200	200°
95	„	17 „ „	(OH ₃)	(OH) ₃
95	„	9 „ alt	(FeO ₂ +O ₃ 3H ₂)	F ₂ O ₃ +3H ₂
104	„	6 „ ülalt	109-b	111
110	„	12 „ „	Vimaseid	Vüimaseid
111	„	9 „ alt	sesivaid	seisvaid
112	„	7 „ ülalt	Trapeetsoeder	Trapetsoeder