

127289

A-643111

Ch. 23

KEEMIA
JA
MINERALOGIA
KESKKOOLIDELE

HARIDUSMINISTEERIUMI ÕPPEKAVA JÄRELE
J. KUUSK

VIIES TÄIENDATUD TRÜKK



Tartu Ülikooli
Didaktilis-metoodilise
Seminari raamatukogu
No 93 keemia 02.

TALLINNAS 1928

KEEMIA
JA
MINERALOGIA
KESKKOOLIDELE

Kirjastuse o.-ü. „Täht“ trükk, Tallinnas, Väike Pärnu mnt. 31.

HEIGUSMINISTRIUM OÜKÄVA JÄRELE

J. KUSSK

VIIS TÄHENDATUD TRÜKK

2

Tartu Riikliku Ülikooli
Raamatukogu

127289

Tartu Ülikooli
Raamatukogu

1959. aastal

№ 59. K. 127289

TALLINN 1959

ESIMESE TRÜKI EESSÕNAST.

Meie keskkoolidel senni puudus haridusministeeriumi poolt maksmapandud õppekavale vastav keemia õpperaamat. Tundes tarvidust sarnasest koolitöös, julgesin asuda tema kokkusäädmisele. Mainitud kavast raamat kaldub kõrvale ainult sellelt, et mõned põhjapanevad küsimused seletatakse juba kursuse algupoolel, näit. keemilised reaktsioonid jm. Kuid seda on katsutud teha nii lihtsasti, et see ei peaks tegema raskusi õpilastele.

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

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

Katsusin tarvitada pääasjalikult niisugust materjaali, millel ühtlasi mingisugune praktiline tähtsus. See maksab eriti sooladest.

Sisuliselt vaatas käsikirja läbi Tartu ülikooli keemia assistent ja tuntud keemia praktiliste tööde juhataja õpetajate suvekursustel ülikooli juures hr. A. Paris, kes õiendas mõnegi eksituse ja kõrvaldas puuduse ning andis kasulikke näpunäiteid ühe või teise küsimuse ümbertöötamiseks. Keelelisi konarusi silus Tallinna õpetajate seminaari ja kolledži eesti keele õpetaja hr. M. Laarman.

Autor.

Tallinnas, 14. juulil 1924.

EESSÕNA TEISELE TRÜKILE.

Lahke vastuvõtt, mis sai osaks käesoleva raamatu esimesele trükile, julgustas kirjutama mind temale juure õppekavas nõutava puuduva osa ning andma selles kujus uuesti trükki.

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

Arusaadav, et mineraalide omaduste kirjeldus on määratud ainult abiks nendega praktilisel tutvumisel.

Metallmuldadest arvasin olevat küllalt kirjutada ainult üldiselt.

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

Eriti raskust tegi terminoloogia: mõnele mõistele polnud leida kustki kohast eestikeelist nimetust.

Raamat on mõeldud õpilastele tunnis läbitöötatu meeletuletamiseks ja kordamiseks. Pidades silmas seda, loobusin tema kirjutamisel järk-järgult katsete kirjeldamisest ja meetodilistest seletustest, kuna need lõpuks, alates metallidega, jäid hoopis väheseks. Üldiselt raamat kannab rohkem kirjeldavat laadi. Niisuguses kujus ta jätab ka õpetajale vabaduse meetodi tarvitamisel.

A u t o r.

20. augustil 1925.

Eksitavad trükivead,

mis parandatagu enne raamatu tarvituselevõttu.

			On trükitud:	Pea olema:		
Lhk.	5	rida 1	alt	tarvitamis	tarvitamist	
"	5	"	7	"	ses	sest
"	13	"	6	ülalt	tuhniks	tuhmiks
"	13	"	8	alt	keemilistel	keemilisel
"	14	"	8	ülalt	tingimusteks	tingimustes
"	15	"	16	alt	molekulideks	molekulidest
"	15	"	15	"	tälesti	täiesti
"	16	"	13	"	ladinakeelsee	ladinakeelsed
"	20	"	1	"	lahkmuse	lakmuse
"	29	"	12	ülalt	kolmandikku	kolmandiku
"	31	"	4	"	mõjub	mõjul
"	35	"	6	alt	süsiniku	süsinikku
"	42	"	2	ülalt	seekikivi	seebikivi
"	46	"	5	"	Tansylvaania	Transylvaania
"	47	"	11	"	150 ^o	115 ^o
"	48	"	13	"	pleegib	pleegitab
"	48	"	14	"	pleekimiseks	pleegitamiseks
"	52	"	9	"	võia	võib
"	53	"	2	"	P ₂ O ₃	P ₂ O ₅
"	58	"	16	alt	kaeva	kaevada
"	66	"	15	"	H ₂ ,O ₂ ,O ₂ ,CL ₂	H ₂ ,O ₂ ,N ₂ ,CL ₂
"	71	"	12	"	233 ^o	232 ^o
"	73	"	11	"	katsutakse	kutsutakse
"	74	"	16	ülalt	Väävelhapunaatrium	Väävlishapunaatrium
"	74	"	10	alt	Na ₂ CN ₃	Na ₂ CO ₃
"	74	"	8	"	hulgas	tuhas
"	77	"	4	"	Bertollet	Berthollet
"	79	"	1	"	= CaSiO ₃ = H ₂ O.	= CaSiO ₃ + H ₂ O.
"	83	"	11	"	= Mg(OH) ₂ + NaCL.	= Mg(OH) ₂ + 2NaCL.

Lhk.	rida		ülalt	On trükitud:	Peab olema:
84	3		ülalt	(MgCO ₃ . CaCO ₃).	(MgCO ₃ CaCO ₃).
88	15		„	=Zn(NaO) ₂ +2H ₂ O.	= Zn(NaO) ₂ + 2H ₂ O.
93	15		alt	(Cu ₂ C)	(Cu ₂ O)
93	10		„	=Cu(OH) ₂ +N ₂ SO ₄ .	= Cu(OH) ₂ + Na ₂ SO ₄ .
94	2		ülalt	CuSO ₄ . 5H ₂ O.	CuSO ₄ 5H ₂ O.
96	7		alt	kobedamaks	kohedamaks
102	5		„	AgNO	AgNO ₃
107	2		ülalt	Änonoomil.	Änorgaanil.
111	4		„	90 ⁰ / ₀	90 ⁰
118	5		„	isesuguses	isesugusest
121	2		alt	= 14—10	= 14—19
124	5		ülalt	põhipinakoiidi	põhipinnakoiidi
124	6		alt	1,9—21	1,9—2,1
132	10		„	3,5—4,2	3,5—4,5
132	10		„	lubapaoga	lubjapaoga
142	15		„	teissugune	teistsugune
147	15		ülalt	Stassturdis	Stassfurdis
151	9		„	võia	võib
156	6		alt	12 ⁰ / ₀	12 ⁰ / ₀ -line
157	6		ülalt	nina	ning

EESSÕNA KOLMANDALE TRÜKILE.

Selles trükis on tehtud mõned muudatused ja täiendused, pidades selle juures silmas ka Haridusministeeriumi Kooliraamatute Komisjoni näpunäiteid. Mõned joonistused on vahetatud paremate vastu ja lisatud mõned uued juure. Muudatused ei ole läind aga nii kaugele, et nad takistaksid raamatu paralleelset tarvitamis eelmiste trükkidega.

1. juulil 1926.

J. K.

KEEMIA.

Aine ja keha. Nähtused.

Laud on puust, raamat paberist, võti rauast jne. Kõike seda, millest mingi asi koostub, kutsutakse 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 sünnib sageli muutusi. Näit. kivi kukub, vesi külmab, raud roostetab, puu mädaneb jne. Muutusi, mis sünnivad kehadega ja ainetega, hüütakse nähtusteks.

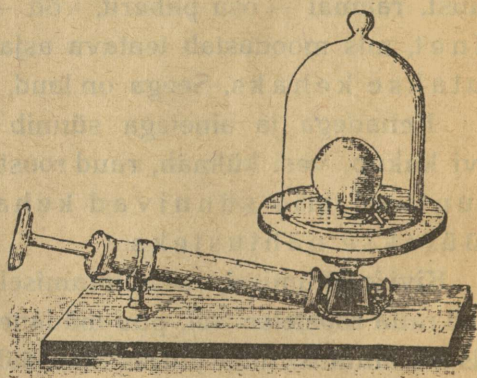
Kivi kukkumisel, vee külmamisel jne. jääb aine endiseks, kuid raua roostetamisel, puu mädanemisel jne. aine muutub teiseks. Muutusi, mille juures aine jääb endiseks, nimetatakse *füüsiliseks* nähtusteks, neid aga, mille tagajärel aine muutub teiseks, kutsutakse *keemilisteks* nähtusteks. Esimesi õpetab 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 kuju, mis ei muutu välise mõjuta, sest kindla aine osakesed on seotud üksteisega tugevasti. Vedelikul ei ole kindlat kuju; vedelik omab nõu või ruumi kuju, milles ta asub. Vedeliku osakesed on seotud üksteisega nõrgemini kui kindla aine omad. Gaasid on samuti kindla kujuta ja omavad ruumi kuju, milles nad asuvad. Gaasi osakesed ei ole seotud üksteisega, vaid tungivad laiali, kui ei ole takistust selleks. Seda näitab järgmine katse: kui puhuda õhukeste seintega kumppalli nii palju õhku, et ta on nõrgasti pingul, asetada selle järele tema õhupumba kupli alla ja pumbata viimasest õhk välja, siis pall paisub, sest et temas oleva õhu osakesed laiali tungides venitavad palli välja, kuna ümbritsev õhk, mis on pumbatud välja, ei takista nende laialitungimist enam (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.

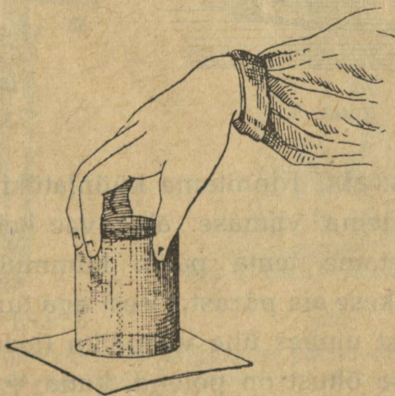
Maakera ümbritsevat õhukogu nimetatakse *atmosfääriks* ehk õ h k k o n n a k s. Ta paksus arvatakse ulatuvat kunni 300 kilomeetrini.

Õhu kaaluvus. Valame kolbi pisut vett ja keedame teda umbes 10 min., siis veeaur tõrjub kõik õhu välja ja täidab tema ruumi. Nüüd lõpetame keetmise ja suleme

kolbi õhukindla korgiga. Kui kolb on jahtunud toa temperatuurini, kuivatame tema väljast ja kaalume. Jahtumisel suurem osa aurust tiheneb veeks, ja kolb on täidetud ainult õredalt auruga. Kui avame nüüd tema, siis õhk pääseb sisse. Suleme oma keedunõu uuesti korgiga ja kaalume jälle. Nüüd ta kaalub rohkem. Sellest näeme, et õhul on raskus nagu igal teisel ainel.

Õhu vetruvus. Kattes käega jalgrattapumba lah-tise otsa ja tõugates teise käega sisse pumba kannu, tun-neme kuidas õhu vastusurve püüab takistada kannu sissetungi. Niipea kui viimane vabaneb, õhk tõukab tema tagasi endisse seisu. See katse näitab, et õhk on vetruv, s. t. teda võib suruda kokku ja surve alt vabanedes ta paisub endise ruumalani.

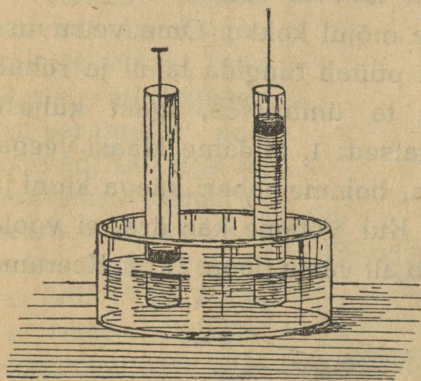
Õhu rõhumine. Maa lähedal asuvad õhukihi-d on surutud päärmiste rõhumise mõjul kokku. Oma vetruvuse tõttu see kokkusurutud õhk püüab tungida laiali ja rõhub seepärast kõiki asju, mis ta ümbritseb, igast küljest. Seda tõendavad järgmised katsed: 1. täidame klaasi veega, katame tema päält paberiga, hoiame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



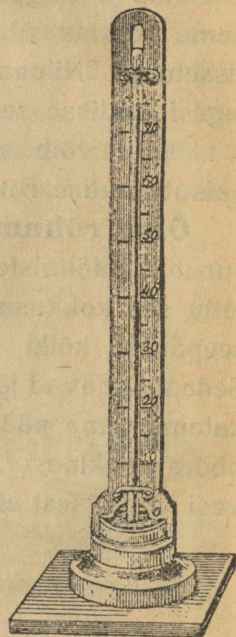
Joon. 2.

kepile tihedasti puuvillast niiti otsa ümber, nii et ta võib liikuda parajasti klaastorus. Pistame kepi torusse ja toru otsa vette. Kui hoida ühe käega toru kinni ja tõmmata teisega keppi üles, siis vesi tungib torusse rõhumise mõjul, mis õhk avaldab veepinnale, kuna kepi ja vee vahel torus pole vastusurvet. (joon. 3). Õhu igasse külge ühtviisi rõhumist näitab katse kumppalliga õhupumba kupli all, sest õhu rõhumise mõjul pall venib välja igasse külge ühtviisi.

Õhu rõhumise tugevust mõõdetakse baromeetriga (joon. 4). Selle riistaga võib leida, et õhk rõhub maa pinnal igale ruutsentimeetrile umbes ühe kilogrammi raskusega.



Joon. 3.



Joon. 4.

Õhu koosseis. Kinnitame küünlatüki konksus traadi otsa, hoime tema viimase abil vee kohal ja süütame. Kui nüüd asetame tema pääle kummuli klaastsilindri, tuli kustub lühikese aja pärast. Vesi aga tungib tsilindrisse ja täidab temast umbes ühe viiendiku (joon. 5). Järelikult umbes viies osa õhust on põlend, kuna $\frac{4}{5}$ on jäänd alles. Sellest näeme, et õhk koostub vähemasti kahest gaasist.

See osa õhust, mis põleb ära, on *hapnik*, mis jääb aga alles, on *lämmastik*.

Märkus. Põletamatajäänd õhus on pääle lämmastiku veel muid gaase väheses mõodus.

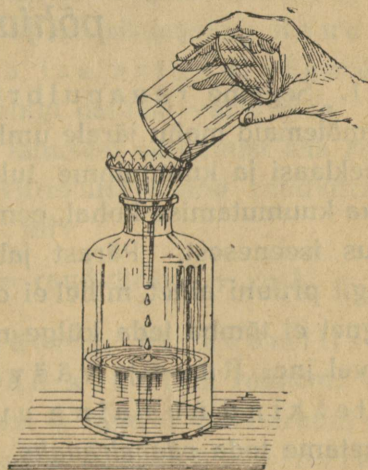


Joon. 5.

Imeme toru abil õhku läbi lubjavee¹⁾, siis see muutub valgeks (joon. 6) See näitab, et õhus on väheses mõodus ka *süsihappugaasi* (umbes 0,03—0,04%), ses lubjavesi muutub valgeks süsihappugaasi mõjul.



Joon. 6



Joon. 7

¹⁾ Lubjavett valmistatakse järgmiselt: puistatakse puhtasse vette 2—3 lusikatäit lupja, segatakse ja kurnatakse pärast vähest seismist vesi läbi kurnpaberi (joon 7). Katseks võiks tarvitada ka kurnamata lubjavett pärast selgumist.

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

Lõppeks leidub õhus veel n.-nim. haruldasi gaase, millest kõige rohkem on *argooni* (ligi 1⁰/₀), siis *heeliumi*, *neooni*, *krüptooni*, *ksenooni*.

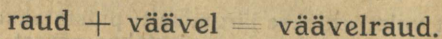
Kõik nimetatud ained on õhu alalised osad. Pääle nende tuleb õhus veel ette gaase, mis satuvad sinna juhuslikult. Samuti juhuslikult on õhus leida ka tolmu ja pisielukaid.

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

Keemilised reaktsioonid ja nende põhjused.

1. Segame rauapulbrit väävli^pulriga, võttes mõlemaid mahu järele umbes ühepalju*), asetame segu katseklaasi ja kuumutame tulel. Kui segu hakkab heleenema kuumutamise kohal, eemaldame tule. Helendus levib segus iseenesest. Pärast jahtumist leiame katseklaasis mingit pruuni ainet, 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 tekkinud uus aine uute omadustega. Nimetame teda *väävelraudaks*.

Selle ühinemise võiksime kirjutada lühidalt nii:



*) Parem kui väävli^p on rohkem.

2. Puistame katseklaasi pisut ainet, mida nimetatakse punaseks elavhõbedahapendiks, ja kuumutame tulel. Tüki aja kuumutamise järele pistame katseklaasi hõõguva pirru. See lööb põlema heledasti. Sellest näeme, et katseklaasis on *hapnikku*. Klaasi seinad aga on muutund tuhniks, iseäranis tugevasti pulbri lähedal, sest sinna on kogund mingit läbipaistmatut ainet. Viimast lähemalt vaadeldes näeme, et see on *elavhõbe*. Nii on siis elavhõbedahapend lagunend kaheks aineks: hapnikuks ja elavhõbedaks. Lühidalt võiks kirjutada nii selle lagunemise:

elavhõbe hapend = hapnik + elavhõbe.

3. Lahustame (sulatame) katseklaasis tüki sinist silmakivi ehk *vaskvitrioli*. Kui puistame lahusesse rauapulbrit ja loksutame tublisti, lahus muutub pärast vähest seismist halliks. Katseklaasi põhja kogub aga mingit punakat pulbrit. Lähemalt vaadates leiame, et see on *vask*, mis on silmakivi üheks sisuosaks. Raud on tõrjund tema välja ja ise astund asemele. Nii on tekkind silmakivist mingi hallikat värvi aine. Kui vee aurutame ära, eraldub lahusest särgimust ehk *raudvitriol*. Järelikult on vaskvitriolist saand raudvitriol. Kirjutada võiks seda lühidalt nii:

vaskvitriol + raud = raudvitriol + vask.

Neist katsetest näeme, et keemilistel muutusel võib ühineda kaks (või rohkem) ainet uueks aineks (väävel + raud = väävelraud) või üks aine võib laguneda teisteks aineteks (elavhõbedahapend = elavhõbe + hapnik) või jälle mingi aine võib tõrjuda teise sisu osa välja ja ise astuda asemele, mille tagajärjel tekib jällegi uus aine (vaskvitriol + raud = raud-

vitriool + vask) jne. Kõiki niisuguseid nähtusi kutsutakse *keemilisteks reaktsioonideks*.

Raud ja väävel hakkavad ühinema ainult siis, kui kuumutada nende segu. Samuti laguneb kuumutamise mõjul elavhõbedahapend. Raud tõrjub vase välja vaskvitriolist, kui viimane on lahustund olekus jne. Neist näidetest selgub, et keemilised reaktsioonid võivad toimuda ainult teatud tingimusteks. Viimastest tunneme siitsaadik kaht. Need on: teatud temperatuur ja aine lahustund olek. Teisi õpime tundma edespidi.

Keemiline ühend ja mehhaaniline segu.

Enne väävli ja rauasegu kuumutamist on kummalgi oma eriomadused alles: väävel võib põleda, raud tõmbub magneti külge jne. Pärast kuumutamist need omadused on kadund ja on tekkinud uus aine uute omadustega. Kui kaks (või rohkem) ainet on segatud nii, et igaühe omadused on alles, siis kutsutakse seda nende ainete *mehhaaniliseks seguks*. On nad aga ühinend nii, et on tekkinud uus aine uute omadustega, siis nimetatakse seda nende *keemiliseks ühendiks*.

Liht- ja liitained.

Kuumutamisel elavhõbedahapend lagunes hapnikuks ja elavhõbedaks. Tahaksime lahutada saadud aineid veel, siis see ei õnnestu enam. Samuti väävel, raud ja mitmed teised ained ei lagune lihtsamateks. Aineid, mida ei saa lahutada lihtsamateks, hüütakse *lihtaineteks*. Niisugused on: hapnik, elavhõbe, väävel, raud j. t. Ained aga, mida saab lahutada, on tekkinud lihtainete liitumisest, ja seepärast kutsutakse neid *liitaineteks*. Nende hulka kuuluvad: väävelraud, elavhõbedahapend, vaskvitriool j. t.

Lihtaineid leidub looduses võrdlemisi vähe, umbes 80. Neistki on suurem hulk väga haruldased. Sagedamini leiduvaid on umbes 25. Lihtaineid on lugemata palju. Nad kõik on tekkind lihtainetest.

Aine ehitus.

Suhkrut, soola või mõnd muud ainet hõõrudes võime teha tema nii peenikeseks pulbriks, et silm ei seleta aine üksikuid osi enam. Kui hõõrume edesi, osakesed võivad minna nii väikesteks, et neid ei või näha ka suurendava klaasiga üksikult. Nii peaks arvama, et aine osakeste jagatavus on lõpmatu, s. t. et neid võiks teha lõpmata ikka väikesemaks. Kuid mitmete nähtuste põhjal oletatakse, et nende jagatavusel on piir, et aine koostub üliväikestest osakestest, mida mehhaaniliselt, s. o. väliste abinõudega ei saa jagada enam. Niisuguseid mehhaaniliselt jagamata aine osakesi kutsutakse *molekulideks*. Oletatakse, et kõik *ained on pandud kokku molekulideks*. Ühe ja sama aine molekulid on omadustelt täiesti üksteise sarnased (nad on ühesuurused, üheraskused jne.), kuna isesuguste ainete molekulid erinevad üksteisest.

Keemiliselt molekulid on siiski jagatavad, kuid selle juures aine ei jää enam endiseks, vaid tekivad uute ainete osakesed. Näit. elavhõbedahapendi iga molekul jaguneb kuurnutamisel elavhõbeda ja hapniku osakesteks (Järelikult on molekul väikesim aine osake, millena aine kui niisugune võib püsida veel.) Neid väikesimaid lihtaine osakesi, millest molekul koostub, kutsutakse *aatomiteks*. Ühe ja sama lihtaine aatomid on omadustelt kõik ühesugused, kuna isesuguste lihtainete aatomid erinevad üksteisest.

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

Keemia keel.

Niisuguste keemiliste reaktsioonide kirjutamine nagu näidatud eespool, tarvitaks palju aega, palju ruumi ja oleks lugeda tülikas. Asja lihtsustamiseks on võetud sõnade asemel keemias tarvitusele isesugused märgid nagu aritmeetikas numbrid. Nimelt tarvitatakse keemias lihtainete nimede asemel nende ainete ladinakeelsete nimetuste esimesi tähti. Hapniku ladinakeelne nimi on *Oxygenium*, seepärast kirjutatakse teda keemias tähega O. Väävel on ladina keeli *Sulfur*, mispärast kirjutada tuleb teda keemias 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 elavhõbe tähtedega Hg. Alati, kui mitme lihtaine nimel on ühesugused algtähed, märgitakse üks neist nime esimese tähega, kuna teistele lisatakse esimese kõrvale nimest veel üks täht. Tähti, millega tähendatakse lihtaineid, kutsutakse *keemilisteks märkideks*. Mõnede tuttavate lihtainete ladinakeelse 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.

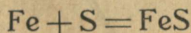
Liitained kirjutatakse keemiliselt nende lihtainete märkide abil, millest liitaine koostub. Näit. elavhõbedahapend: HgO , väävelraud: FeS jne. Kui liitaine molekulis on mõne lihtaine aatomeid rohkem kui üks, siis tähendatakse seda väikese numbriga selle lihtaine märgi kõrval. Nii on vee molekulis kaks vesiniku ja üks hapniku aatom, sellest tema kirjutus: H_2O . Süsihapugaas, milles üks süsiniku ja kaks hapniku aatomit, tuleb kirjutada: CO_2 .

Liitainet tähendajat keemiliste märkide kogu kutsutakse *keemiliseks vormeliks*.

Keemiline vormel tähendab ainult üht molekuli. Rohkema arvu molekulide märkimiseks tarvitatakse vormeli ees kordajat (koefitsienti), näit. $2\text{H}_2\text{O}$ tähendab kaht vee molekuli: 3CO_2 — kolme süsihapugaasi molekuli jne.

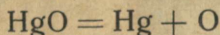
Keemilised reaktsioonid tuleb kirjutada järgmiselt:

1. Ühinemisreaktsioon:



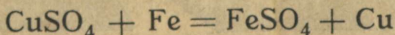
raud väävel väävelraud

2. Lagunemisreaktsioon:



elavhõbedahapend elavhõbe hapnik

3. Äsendusreaktsioon:



vaskvitriool raud raudvitriool vask

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

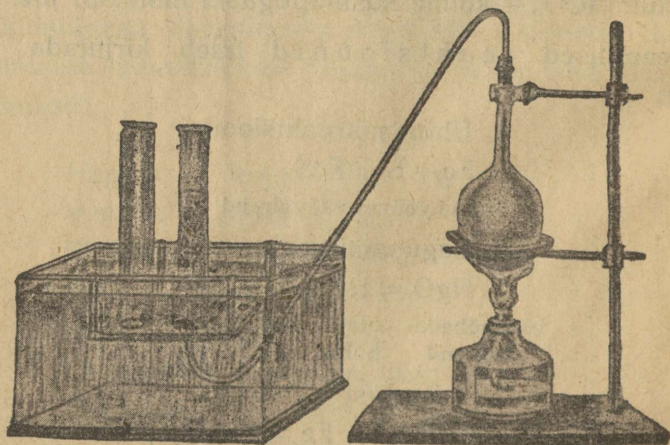
Hapnik.

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 hapnik on ühenduses vesinikuga. Pääleselle teda on kõikides organismides, s. o. taimedes ja loomades (inimene arvatud ühes), samuti teiste ainetega liidetult. Lõppeks seda ainet leidub paljudes mineraalides (kivides) ka seotult. Kõigist lihtaineist leidub looduses rohkeim hapnikku.

Hapnikku saadakse niisuguseist aineist, millest ta vabaneb kergesti kuumutamiseega. Harilikult võetakse selleks puhast kloorhappekaaliumi ehk Bertholletsoola, segatakse sama palju puhta mangaanülihapendiga, puistatakse segu katseklaasi või kolbi ja soendatakse piiritus- või gaaslambil. Vabanev hapnik juhatakse toru kaudu veega täidetud ja veevanni kummuli



Joon. 8.

pöördud tsilindrisse või purki (joon. 8). On purk gaasi täis, kaetakse tema suu vee all paberiga, võetakse veest välja ja

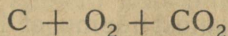
pannakse lauale püsti. Nii kogutakse 4—5 tsilindri- või purgitäit hapnikku, et teha temaga pärast katseid.

Hapniku keemilised omadused. 1. Ühte hapnikuga täidetud purki pistetakse traadi otsa kinnitatud hõõguv süsi; see hakkab hõõguma heledamini (joon. 9). Seejuures

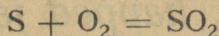


Joon. 9.

hapnik ühineb süsinikuga ja tekib *süsihapugaas*. Viimase tekkimist tõestatakse lubjavee purki lisamisega ja selle loksutamise-ga: lubjavesi muutub valgeks, mis ongi *süsihapugaasi* olemasolu tunnuseks. Reaktsiooni võib kirjutada järgmiselt:



2. Raudlusikal või traadi otsa kinnitatud plekitükil süüdatakse tükike väävli ja lastakse ta teise hapnikupurki (joon. 10). Väävel, mis põleb nõrgasti õhus, lööb põlema hapnikus heleda sinise leegiga. Ta ühineb hapnikuga, mille tagajärel tekib väävli gaas ehk *väävlishapend*:



Pärast põlemise lõpmist valame purki pisut puhast vett ja loksutame. Pannes klaaspulgaga keelele tilga sest veest, tunneme, et tal on hapukas maik. Pistame temasse sinise lakmuspaberi või valame mõned tilgad lakmuse lahust, näeme, et lakmus muutub tema mõjul punaseks.

3. Kuumutades raudlusikal naatriumitükikest, viimane hakkab põlema kollaka leegiga. Põlev naatrium lastakse lusikal kolmandasse hapniku purki. Sääb ta põleb veel heledamini, sest hapnik ühineb temaga *naatriumihapendiks*, mis jääb kollakana ainalusika külge. Reaktsioon toimub järgmiselt: $Na_2 + O = Na_2O$.

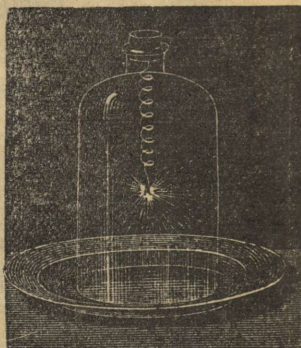


Joon. 10.

Naatriumihapendit vees lahustades ja veetilka maits-tes tunneme lehelise maiku. Punane lakmuspaber või lakmuse lahus muutub selles vees siniseks.

4. Tulel pehmeksmuudetud ja spiraalikeerdud peeni-kese terastraadi otsa kinnitatakse tükike korki, süüdatakse ja lastakse neljandasse hapniku purki. Kui teras on läind korgi tules kuumaks, ta hakkab põlema, pildudes sädemeid (joon. 11). Põlemisel hapnik ühineb rauaga *rauahapendiks*, mis langeb osalt purgi põhja, osalt heitub purgi seintele.

Neist katsetest näeme, et hapnikul on suur tung ühineda teiste ainetega keemiliselt. Öeldakse, et hapnikul on teiste aine-tega suur keemiline sugulus.

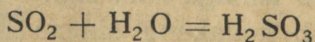


Joon. 11.

Hapendid, happed ja alused.

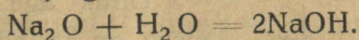
Hapniku ühinemist teiste ainetega kutsutakse *hapendumiseks* ehk oksüdatsiooniks, tema ühendeid aga teiste lihtainetega — *hapenditeks* ehk oksüüdideks. Kõik eelmised hapniku ühinemisel tekkind ained on hapendid.

Proovides vett, mille valasime purki, kus oli väävli põlemisest saadud gaasi, leidsime, et purgis oli tekkind isesugust ainet, millel oli hapukas maik ja mille mõjul lakmus muutus punaseks. Niisuguste omadustega ainet kutsutakse *happeks*. Praegusel korral oleme saand väävlis happe, mis tekkis väävlishapendi ja vee ühinemisest järgmise reaktsiooni järele:



Naatriumihappend andis veega aine, millel oli lehelise maik ja mis muutis lahkmuse siniseks. Niisuguste omadus-

tega ainet kutsutakse *aluseks*. Käesoleval juhtumil oleme saanud naatriumi aluse, mis tekkis naatriumihapendi ja vee ühinemisest järgmiselt:



See alus on kõva aine, kuid meie katsel ta oli lahustund vees. Harilikus elus nimetatakse teda seebikiviks.

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

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

Hapendeid, mis annavad veega happed, nimetatakse *happelisiks*, mis annavad aga veega alused — *aluslikeks*.

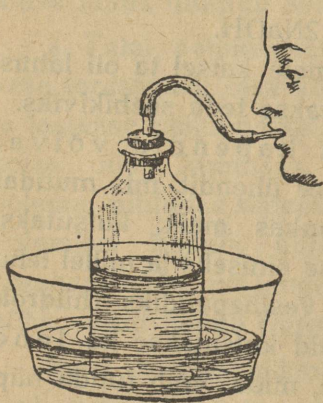
Lihtaineid, millest aluslikud hapendid tekivad, kutsutakse *metallideks*, mis aga annavad happelised hapendid, hüütakse *metalloidideks*. Selle järele naatrium on metall, väävel metalloid.

Hapniku tähtsus.

Põhjata pudeli, millel toruga kork pääl, paneme vette püsti. Võttes toru otsast suuga kinni, hingame pudelisse olevat õhku mitu korda sisse ja välja (joon. 12). Kui võtame pärast pudelil korgi päält ja pistame pudelisse põleva pirru, tuli kustub. See näitab, et väljahingatavas õhus on vähe hapnikku.

Võtame klaasiga lubjaveet ja hingame toru abil õhku temast läbi. Vesi muutub valgeks

(joon. 13). Sellest näeme, et väljahingatavas õhus on palju süsihappugaasi.



Joon. 12.

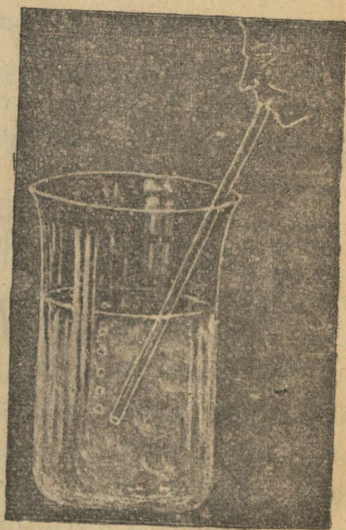
väheneb temas ja suureneb süsihappugaasi hulk, sest hapnik ühineb kehas leiduva süsinikuga süsihappugaasiks, mis hingatakse välja.

Kui hingata külmale aknaklaasile, siis klaas läheb märjaks. Siit näeme, et väljahingatavas õhus on ka veeauru, mis tekib selle tagajärjel, 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. Hoides suud ja nina kinni, tunneme juba lühikese aja pärast

Õhus aga, mida hingame sisse, on küllalt hapnikku, nii et tuli põleb temas korralikult, ja süsihappugaasi on temas nõnda vähe, et ta jõuab teha lubjavee väga pikkamisi valgeks, kui imeda viimasest õhku läbi (joonis. 8). Et aga väljahingatavas õhus on hapnikku vähe ja süsihappugaasi palju, siis järgneb siit: selle aja jooksul, mil õhk on inimeses, hapniku hulk



Joon. 13.

hapnikust suurt puudust, millele surm võib järgneda pikema aja järele, kui ei lõpetata aegsasti kinnihoidmist. Kui panna hiir klaaspurki ja purk päält kinni, siis loom sureb varsti hapnikupuudusel. Samuti ka taime elu lõpeb, kui panna ta potiga klaaskupli alla ja asetada pimedasse.

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

Vesi.

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

Täidame kolbi leige veega ja paneme talle pääle korgi termomeetriga ja klaastoruga, nii et vesi tõuseb torusse (joon. 14). Kui asetame nüüd kolbi sulavasse jähe või lumme, siis näeme, et jahtudes kunni 4°C , vesi tõmbub kokku, kuid jahtudes edesi tema ruumala hakkab suurenema uuesti. Järelikult *vesi on 4°C temperatuuris tihedaim.*

0° juures vesi külmab jääks, kuna ta 100°C juures keeb ja muutub auruks.

Pikkamisi vesi aurab ka madalamas temperatuuris. Seda näeme, kui vett jätame seisma laiale taldrikule; mõne aja pärast vesi on kadund: ta on aurand ära. Ka jää aurab. Märg pesu külmab talvel väljas kõvaks, kuid mõne päeva pärast ta on kuiv: jää on aurand ära.

Vees lahustuvad (sulavad) mitmed ained, näiteks sool, suhkur jne. On ainet vees juba nii palju, et ta ei lahustu enam, siis kutsutakse lahust *küllastatuks*. Temperatuuri tõusmisel niisugune lahus muutub

küllastumatuks, ja temasse tuleb lisada ainet juure, et ta küllastuks uuesti. Sest näeme, et mida kõrgem vee



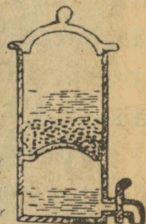
Joon. 14.

temperatuur, seda rohkem lahustub temas kindlat ainet. Jahtumisel osa lahustund ainet vabaneb ja langeb vee põhja *kristallidena*. Niisugust nähtust hüütakse *kristallisatsiooniks*. Samuti lahustund aine vabaneb vee auramise tagajärjel.

Ka mõned vedelikud lahustuvad vees, näit. piiritus, eeter jne., samuti gaasid. Kuid siin lahustuva aine hulk väheneb temperatuuri tõusuga, mida näitab järgmine katse. Kui toome külma vett klaasiga tupp, siis ilmub mõne aja seismise järele klaasi seintele õhumullikesi, sest vee soojenemise tagajärjel vabaneb osa temas lahustund õhku. Keetmisel lahkub veest kõik õhk.

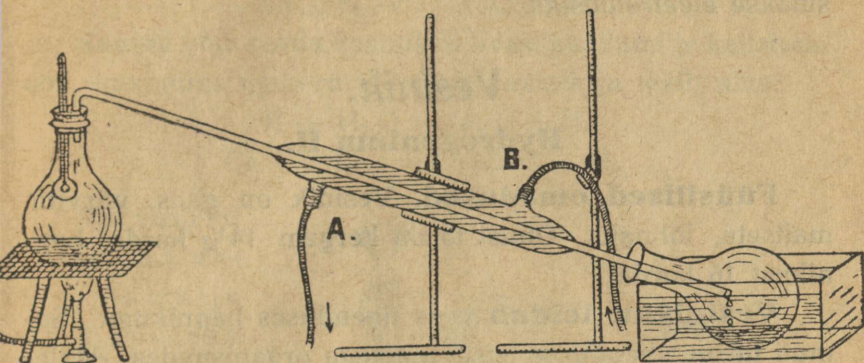
Vett leidub looduses palju ja kolmes olekus: kindlas, vedelas ja gaasilises. Mered, järved, jõed, allikad kaevud jne. on täidetud vedela veega; maa on imbund temast läbi. Kõrged mäed ning nabamaad ja -mered on kaetud alaliselt lumega ja jääga, parasvöö maad ja mered talvel. Õhus leidub vett auruna, s.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

Imbudes maast läbi, vesi lahustab eneses lupja, kipsi ja muud. Voolates ta võtab kaasa liiva, savi loomade ja taimede jätiseid ja muid lahustamata aineid. Seepärast vesi ei ole looduses kunagi täiesti puhas. Auruna õhku tõustes ta jätab kõik endas leiduvad ained maha. Selle tagajärjel on vihmavesi puhtam. Kuid sadades ta lahustab eneses õhku, võtab kaasa tolmu, baktereid jne. Järelikult seegi ei ole täiesti puhas.



Joon. 15.

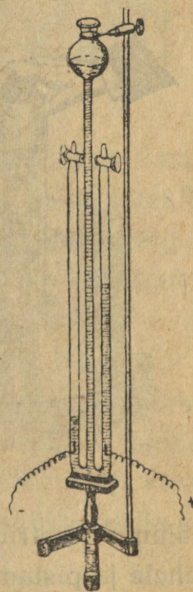
Vett võib puhastada lahustamata ainetest, kurnates ehk *filtreerides* läbi niisuguste kehade, mis peavad mustuse



Joon. 16.

kinni, näit. liiv, söed, tihe riie, kurnpaber jne. (joon. 15). Lahustund ainetest puhastatakse vett ajamisega ehk *destilleerimisega*. Selleks muudetakse vesi keetmisel auruks, juhatakse viimane läbi jahutava toru, kus ta tiheneb uuesti veeks ja tilgub puhtana allapandud nõusse, kuna lahustund ained jäävad keedunõusse (joon. 16). Nii saadud vett kutsutakse *destilleeritud* veeks.

Vesi koostub hapnikust ja vesinikust. Nendeks ta laguneb elektrivoolu mõjul. Selleks pannakse vesi veelahutamisaparaati, lisatakse pisut väävelhapet juure, sest muidu ta ei lagune, ja juhatakse temast läbi elektrivool. Siis vesinik koguneb ühte ja hapnik teise aparaadi osasse, kusjuures vesinikku tekib mahu järele kaks korda rohkem kui hapnikku (joon. 17). Reaktsion sünnib järgmiselt: $H_2O = H_2 + O$.



Joon. 17.

Reaktsion sünnib

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

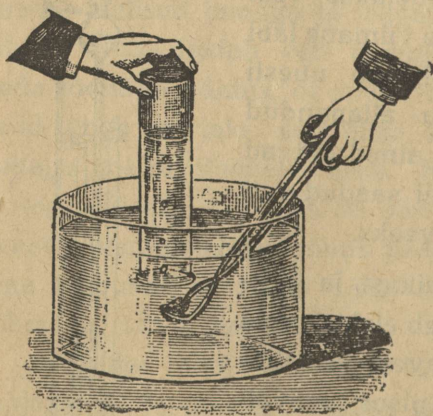
Vesinik.

Hydrogenium H.

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

Vesinikku leidub vees ühenduses hapnikuga. Samuti ta on ühenduses teiste ainetega organismides. Pääleselle ta on seotult paljudes gaasides, õlides, hapetes, piiritustes jne.

Saada võib vesinikku veest, 1. lahustades vett elektrivoolu abil, s. o. elektrolüüsiga; 2. mõnede



Joon. 18.

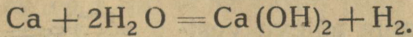
metallide mõjul. Viskame vee pinnale tükkese naatriumi. See muutub ümmarguseks ja hakkab veerma vett mööda, sest vabanev vesinik tõukab liikuma tema. Seejuures tekib nii palju soojust, et vesinik sütib põlema mõni kord.

Tahame püüda vabaneva vesiniku kinni, siis mähime naatriumitüki traatvõrku, võtame tema näpitsa vahele ja pistame veega täidetud ja kummuli vette pöördud katseklaasi alla: vesinik tõuseb katseklaasi, kust ta tõrjub vee välja (joon. 18). Kui vesiniku vabanemine on lõpnud, kastame näpud vette ja hõõrume neid üksteise vastu; vesi

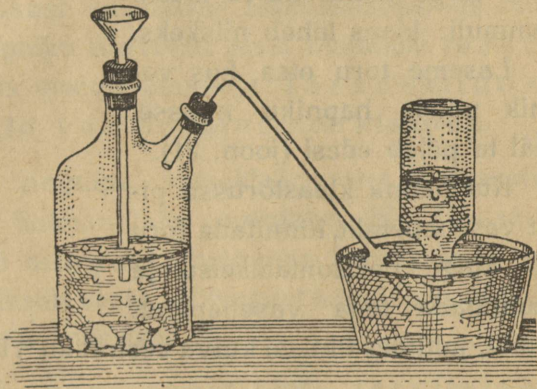
on libe, sest vees on tekkind veel naatriumi alus ehk seebikivi. Reaktsiooni käik on järgmine:



Samuti võib saada vesinikku veest kaaliumi 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 vesinik hakkab eralduma happest. Et koguda



Joon. 19.

teda, paneme purgile toruga korgi pääle ja juhime vesiniku kuhu tahame (joon. 19). Purgis tekib happe mõjul tsingi pääle ka mingit valget soola, nimelt *tsinkvitriooli*, mis on lahustund vees. Reaktsioon toimub järgmiselt:



Soola saame kätte, kui aurutame vee ära.

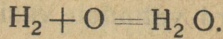
Sellest katsest näeme, et *metalli ja happe vastastikusel reageerumisel tekib sool*, kusjuures metall tõrjub happe vesiniku välja ja ise asub tema asemele.



Joon. 20.

Keemilised omadused. Tõstame katseklaasi vesinikuga veest välja, hoides teda kummuli, et gaas ei lendaks ära, ja pistame põleva tiku

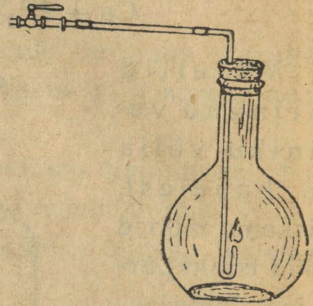
või küünla alt klaasi. Vesinik hakkab põlema ja põleb klaasi suus sinaka leegiga (joon. 20). Samuti võime süüdata põlema vesiniku toru otsas, kust ta voolab välja. *Põledes vesinik ühineb õhu hapnikuga veeks.* Reaktsioon on järgmine:



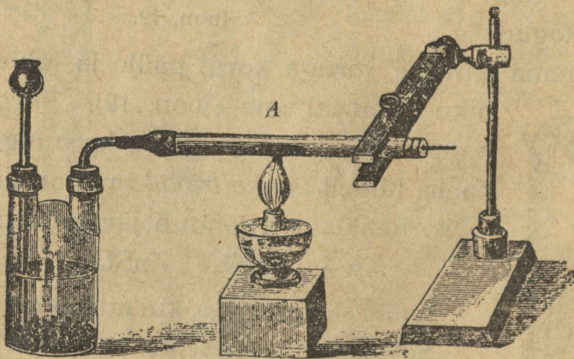
Vee tekkimine saab nähtavaks, kui hoiame põleva vesiniku leegi kohal kuiva klaasi kummuli: klaas läheb niiskeks.

Laseme toru otsa, kus vesinik põleb, hapniku nõusse. Sääb ta põleb edesi (joon. 21).

Kui panna klaastorusse pisut vasehapendit, kinnitada toru jala külge horisontaalseisu ja kuumutada teda vasehapendi kohalt, juhtides ühtlasi kuiva vesinikku*) läbi toru (joon. 22),



Joon. 21.

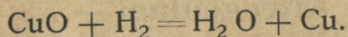


Joon. 22.

siis hakkab tulema toru otsast välja veeauru ja musta vase-

*) Kuivatamiseks tuleb juhtida vesinik enne vasehapendiga kokupuutumist läbi gaasikuivatava aine, milleks kõlbavad: väävelhape, klooralksium, seebikivi jne. (Vt. joon. 42).

hapendi asemele tekib punakas vask, sest vesinik võtab hapendilt hapniku, ühinedes veeks, kuna vask vabaneb:



Siit näeme, et vesinikul on suur tung ühineda hapnikuga, nii et ta võtab isegi ühenditest viimase ära, mille tagajärjel teised ained vabanevad. Ainete vabanemist hapnikust kutsutakse *taandumiseks* ehk redutseerumiseks. Hapniku äravõtjat ainet hüütakse taandajaks. Nii on siis vesinik taandaja. Taandumine on hapendumisele vastupidine reaktsioon.

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

Paukgaasi leegi saamiseks tarvitatakse erilist lampi, mis koostub kahest üksteise asetatud torust, mille peenikesed otsad avanevad ühel kohal (joon. 23). Välimise toru läbi, mille mahutus kaks korda



Joon. 23.

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

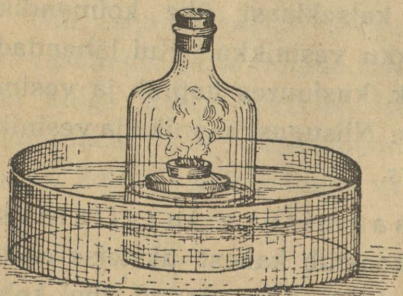
Lämmastik.

Nitrogenium — N.

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

Teda leidub segatult teiste gaasidega õhus, millest ta teeb välja mahu järele 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



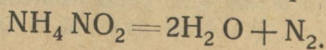
Joon. 24.

püsti põhjata pudel. Vosvor süüdatakse, puudutades teda läbi pudeli kaela kuuma metalltraadi või klaaspulga otsaga (joon. 24). Selle järele suletakse pudel ruttu korgiga. Põledes vosvor ühineb õhu hapnikuga: ühinemisest tekib pudelis

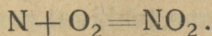
valget suitsu — vosvorihapend. Vähesese seismise järele viimane vajub vette, kus ta lahustub. Pudelisse aga tõuseb ärapõlend hapniku asemele vesi ja täidab sellest umbes ühe viiendiku. Ülejäänud gaas on lämmastik.

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

Nii saadud lämmastik ei ole täiesti puhas, sest temas on väheses määras veel muid õhus leiduvaid gaase. Puhast lämmastikku võib saada ühenditest, millest ta vabaneb kuumutamise mõjul, näit. salpeetrishapuammooniumist:

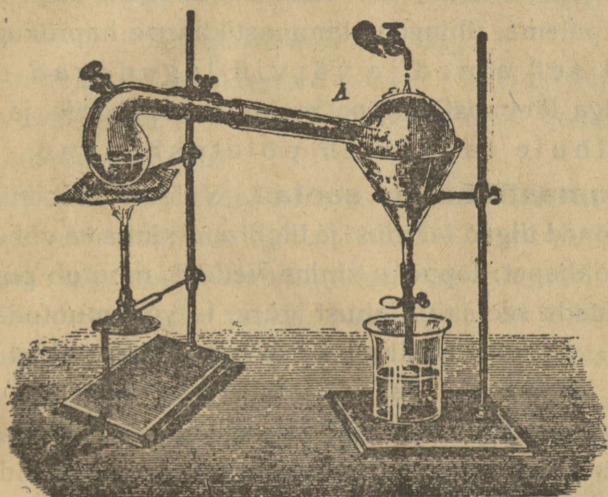
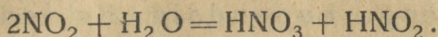


Keemilised omadused. Lämmastik ei ühine kergesti teiste ainetega (ehk küll tema ühendeid on looduses palju). Hapnikuga ta ühineb, kui juhtida nende segust läbi elektrisädemeid, mille mõjub tekib *lämmastikkaheshapend*:



See on punakaspruun mürgine gaas, iseloomulise lõhnaga.

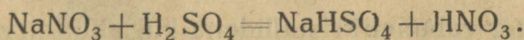
Veega ühinedes ta annab kaks hapet:



Joon. 25.

Esimene nendest on *lämmastikhape*, teine *lämmastikushape*. Tähtsam on esimene. Teda saadakse harilikult Tshiili salpeetrist väävelhappe mõjul. Selleks asetatakse Tshiili salpeetrit retorti, valatakse väävelhapet pääle ja kuumutatakse. Tekkiv lämmastikhappe aur juhatakse jahutuskolbi, kus ta muutub vedelaks (joon. 25).

Reaktsioon on järgmine:

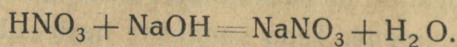


Salpeetri saamise pärast kutsutakse teda ka *salpeeterhappeks*.

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

Enda kerge lagunemise ja oma hapniku edesiandmise tõttu ta on kange hapendaja. Kui keeta teda pisut katseklaasis ja visata siis temasse hõõguv süsi, siis see hakkab põlema, ühinedes lämmastikhappe hapnikuga. Orgaanilised ained ja värvid lagunevad temas. Mõne tilga lämmastikhappe mõjul puruneb riie ja kaotab värvi. Ihule ta tekitab põletushaavad.

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



Samasugune reaktsioon sünnib ka kaaliumi aluse ja läm.-happe vahel, kus tekivad kaaliumisalpeeter ja vesi:



Selle juures segu soojeneb tugevasti. Kui jahutada klaas, milles mainitud ained reageerusid, külmas vees, siis kaaliumisalpeeter vabaneb kristallidena, kui lahus on küllastund.

Mõlemad salpeetrid on lämmastikhappe soolad. Nii näeme neist reaktsioonidest, et *hapete ja aluste vastastikuse*

reageerumisel tekivad soolad. Seejuures happe vesinik ja aluse metall vahetavad oma kohad ning vesinik ühineb aluse hüdroksüülrühmaga veeks.

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

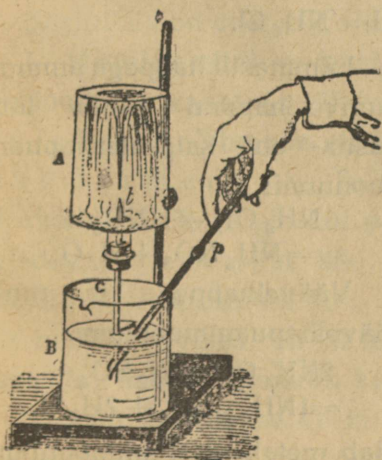
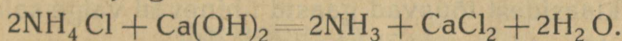
Lämmastikhappe sooli kutsutakse *nitraatideks*.

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 pääsmata ligi.

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



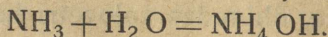
Joon. 26.

Koguda tuleb ammoniaaki kummulipöördud nõusse, sest ta on õhust kergem.

Vees seda gaasi lahustub väga palju, mida näitab järgmine huvitav katse. Kogume kolbi teda täis ja suleme korgiga, millest klaastoru käib läbi, ning pistame viimase otsa vette. Kui tilk vett pääseb kolbi, see lahus-

tab eneses nii palju ammoniaaki, et ülemises nõus rõhumine väheneb, mille tagajärjel vesi voolab üles — välise õhu rõhumise mõjul — ja lahustab kõik sääloleva gaasi (joon. 26).

Ammoniaagi lahust kutsutakse *tinkpiirituseks*. Lakmus muutub selles lahuses siniseks. Järelikult tekib tema lahustumisel vees aluse omadustega aine, nimelt *ammooniumvesihapend* järgmise reaktsiooni järele:

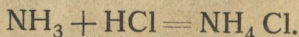


Et igas aluses metall ja rühm OH peavad olema, ammooniumvesihapendis aga metalli ei ole nagu näha vormelist, siis täidab siin metalli aset rühm NH_4 . Teda kutsutakse *ammooniumiks*.

Ammooniumvesihapendi ja hapete vastastikusel reageerumisel tekivad soolad nagu igast alusest ja happest. Näit. tinkpiirituse ja soolhappe kokkuvalamisel tekib valge sool — *salmiaak*:

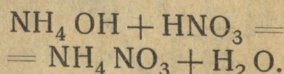


Juba siis, kui säada nimetatud ained lahtistes klaasides kõrvu, klaasidest tõusvad gaasid ühinevad valge salmiaagi pilvena klaaside kohal (joon. 27):

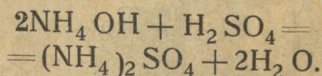


Joon. 27.

Lämmastikhappega ammooniumvesihapend annab lämmastik- ehk salpeeterhapuammooniumi:



Väävelhappega ta annab väävelhapuammooniumi:



Kõigis neis soolades täidab metalli aset ammooniumi-rühm NH_4

Lämmastiku tähtsus.

Igas organismis on valkainet (munavalget); raku protoplasma on valkainest. Selle üheks sisuosaks on tingimata lämmastik. *Lämmastikuta ei oleks valku, ei oleks protoplasmat, ei oleks organismi, ei oleks elu.*

Taimed ei kasva mullas, kus lämmastiku ühendid puuduvad. Niisugust maad tuleb väetada lämmastikku sisaldavate ainetega nagu sõnnik, Tshiili salpeeter, ammooniumsoolad jne.

Nagu tuli kustub lämmastikus nii kustuks elugi, kui hingata lämmastikku sisse hapnikuta. Kuid õhus ta on hingamisel tarviline: ta lahjendab hapnikku, mille puhtalt sissehingamisel keemilised protsessid organismis sünniksivad liig kiiresti. Samuti lämmastik takistab 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 kivisöena. Viimane on tekkinud vanaaegistest taimedest. Ta sisaldab osalt veel orgaanilisi aineid. Selle järele kui palju puhast süsinikku leidub kivisöes, on teda mitut liiki. Puhtaim on *antratsiit*, mis sisaldab süsiniku kunni 98%. Järgmine on *kivisüsi* kitsamas mõttes. Temas on süsinikku 90%. Sellele järgneb *pruunsüsi*, milles süsinikku kunni 70%.

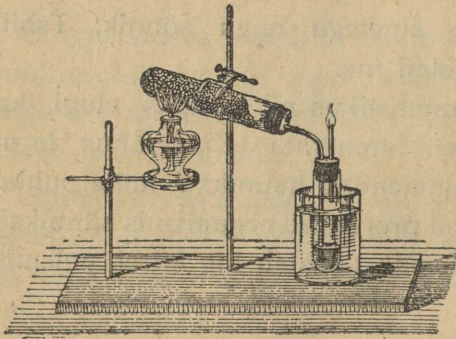
Kivisütt kutsutakse ka mineraalsöeks.

Seotult süsinikku on kõikides organismides, paljudes vedelikkudes nagu petrooleum, piiritus jt., mitmetes gaa-

sides, näit. süsihapugaas, soogaas jm., ka paljudes mineraalides nagu paekivi, kriit jne.

Saada võib sütt, kuumutades orgaanilisi aineid õhu pääsmata ligi. Näiteks kuumutades suhkrut katseklaasis, laguneb see; osa aineid lahkuvad gaasidena ja aurudena, kuna järele jääb süsi.

Kui panna toruga varustatud katseklaasi kuivi puupilpaid või saepuru ja kuumutada piirituslambil, siis puu laguneb. Lahkuvad ained võib juhtida läbi jahutusnõu; vedelikud langevad põhja, kuna gaasid lendavad välja. Neid võib süüdata toru otsas (joon. 28). Vedelik on lõhnav puu-



Joon. 28.

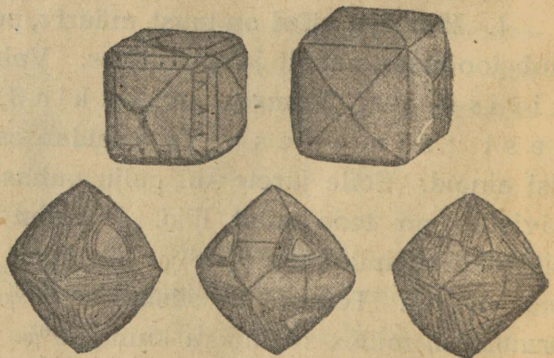
tõrv. Katseklaasi jääb süsi.

Samuti kuumutades kivisütt saame kivitõrva ja lendavad gaasid, kuna klaasi jääb süsi — koks.

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

2. Grafiit on teine süsiniku kuju. See on must, rasvase läikega,

määriv aine, kaunis pehme, nii et teda võib kriimustada

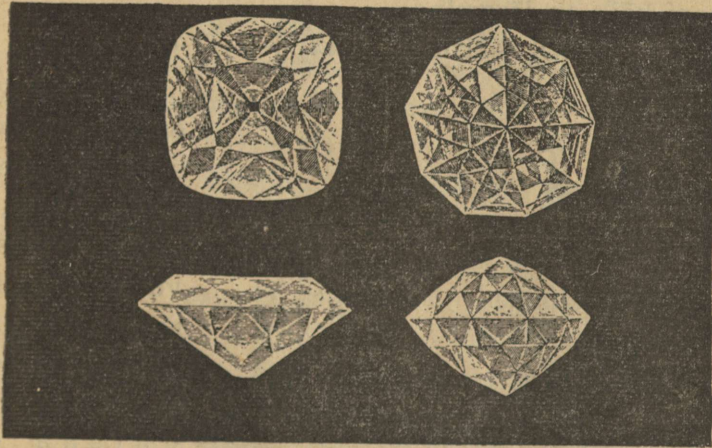


Joon. 29.

küünega. Teda leidub vabalt Siberis, Ameerikas ja mujal. Temast tehakse pliiatseid, tulekindlaid nõusid jne.

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

Puhtalt ta on klaasisarnane värvita kõva mineraal. Sageli on temas aineid, mis annavad talle kollaka, sinaka, rohelise jm. värvi. Looduses teda leidub kristallidena (joon. 29). Need säravad valguse käes toredasti. Seepärast tarvitatakse teda ilukiviks. Veel toredamini säravad lihvitud teemandid. Neid kutsutakse briljantideks (joon. 30).



Joon. 30.

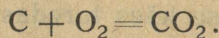
Teemant on kõvem kõigist aineist. Seepärast tarvitatakse tema halvemaid sorte klaasilõikamiseks, puuride otsadeks jne. Teda lihvitakse tema oma pulbriga.

Grafiit ja teemant põlevad hapnikus kange kuumuse mõjul süsihapugaasiks. See tõendab, et nad on süsinik.

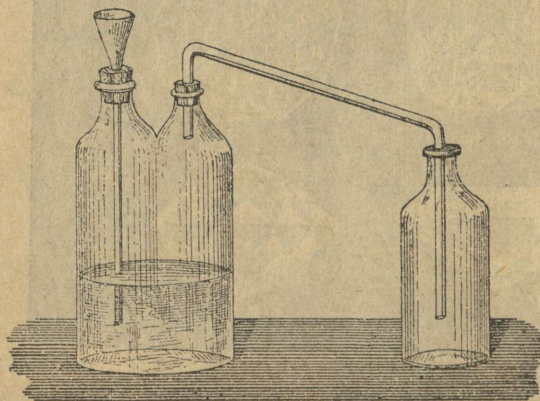
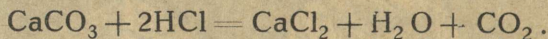
Nähtust, et üks ja sama lihtaine võib ilmuda mitmes isesuguses kujus, kutsutakse *allotroopiaks*.

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

Süsiniku keemilised omadused. Hapnikuga katseid tehes nägime, et süsinik ühineb hapnikuga süsihapugaasiks ehk süsinikkaheshapendiks:



Suuremas hulgas süsihapugaasi võib saada pae-kivist või kriidist, kui valada neile pääle soolhapet. Reaktsiooni käik on järgmine:



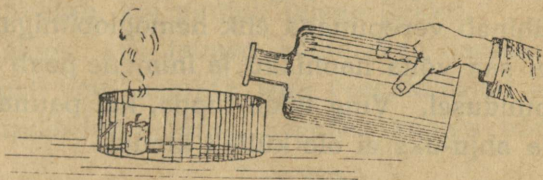
Joon. 31.

Süsihapugaas on õhust raskem, seepärast võib koguda teda otsekohe püstiseisvasse klaasi, kust ta tõrjub õhu välja (joon. 31). Tema raskuse tõttu võib valada teda ühest nõust teise. Kui klaasi

põhja panna põlema küünal ja valada teisest süsihapugaasi pääle, siis küünal kustub. See näitab tema üleminekut (joon. 32).

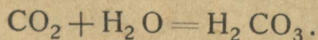
Õhus seda gaasi leidub umbes 0,03—0,04^o/_o. Sinna ta tekib orgaaniliste ainete mädanemisest, põlemisest ja inimeste, loomade ning taimede hingamisest. Mõnes kohas teda hoovab ka maast välja. Näit. Itaalias n.-nim. Koerakoopas, Jaava saarel Surma-Orus ja mujal. Ka vul-

kaanide tegevuse ajal tuleb muu seas süsihapugaasi. Siiski tema hulk õhus ei kasva liig paljuks, sest et taimed neelavad teda oma lehtedega ja valmistavad temast orgaanilisi aineid. Kus inimesi ja loomi elab palju, sääl õhk on temast rikkam. Mujal aga teda on õhus vähem nagu väljal, metsas ja merel. Õhu liikumisega ta levib enam-vähem ühtlaselt.

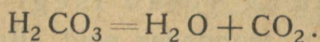


Joon. 32.

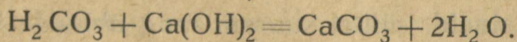
Kui värvida vesi lakmusega lillaks ja juhtida temast läbi süsihapugaasi, muutub lakmus punaseks. Sellest järeldame, et süsihapugaas ja vesi annavad süsihappe:



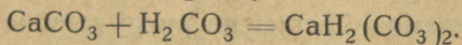
Seda hapet on võimatu saada vabalt, sest ta laguneb soojendamisel:



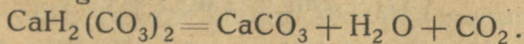
Lubjavee valgekmuutumine süsinikkaheshapendi mõjul tuleb sellest, et süsihappe ja lubja (kaltsiumi aluse) reageerumisel tekib vees lahustamata sool — süsihappu-kaltsium (kriidisarnane aine):



Kui jätkata süsihapugaasi juhtimist läbi selle vee, siis vesi läheb uuesti selgeks, sest siis tekkind sool ühineb veel ühe osa süsihappega, mille tagajärjel tekib vees lahustuv sool:



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

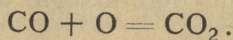


Teistest süsihappe sooladest on tähtsamad: pesusooda (Na_2CO_3), söögisooda (NaHCO_3) ja potas (K_2CO_3).

Süsihappe sooli 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 ta ühineb verepunaga ehk hemoglobiiniga, nii et see enam ei saa võtta hapnikku, ja inimene peab surema—hapnikupuudusel. Ving tuleb tuppa, kui pannakse ahi 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 põleb sütest läbi tungides nendel süsinikkaheshapendiks.

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



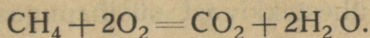
On siiski aineid, millel suurem tung ühineda hapnikuga, nii et nad vabastavad süsiniku hapnikust, taandades teda. Näit., põlemasüüdatud ja süsihapugaasi purki lastud magneesiumi-lint põleb sääl edesi, kusjuures vabanev süsinik heitub mustadena kübemetena purgi seintele, kuna põhja langeb magneesiumihapend. Reaktsioon toimub järgmiselt:



Vesinikuga süsinik annab palju ühendeid. Neist on tähtsamad:

1. Metaan ehk soogaas— CH_4 . See on lõhnatu, maitsetu

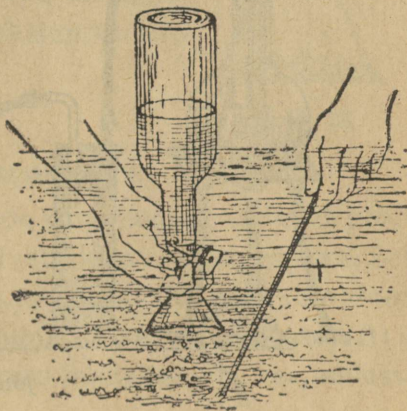
ja värvitu gaas. Põleb sinaka, pea värvitu leegiga süsihapugaasiks ja veeks:



Õhuga segatult plahvatub, kui puutub tulega kokku.

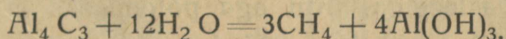
Ta tekib soo põhjas, kus taimed kõdunevad hapniku ligipääsmatult. Soost võib koguda teda veegatäidetud ja soo vette kummulipöördud nõusse, segades kepiga nõu all (joon. 33).

Metaan tekib ka kivi-söekaevandites. Kui kaevandi õhu ja metaani segu puutub tulega kokku, siis tekib plahvatus, mille mõjul terve kaevand võib langetada kokku ja surmata inimesed. Kes pääseb rudesude alt, lämbub hapnikupuudusel.



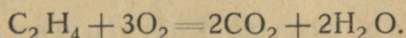
Joon. 33.

Saada võib teda kergesti alumiiniumkarbiidist, valades sellele vett pääle:



Ka tekib ta äädikhapunaatriumi, seebikivi ja lubja segu kuumutamisel.

2. *Etüleen* — C_2H_4 — on värvitu, magusalõhnaline gaas. Põleb heleda leegiga süsihapugaasiks ja veeks:

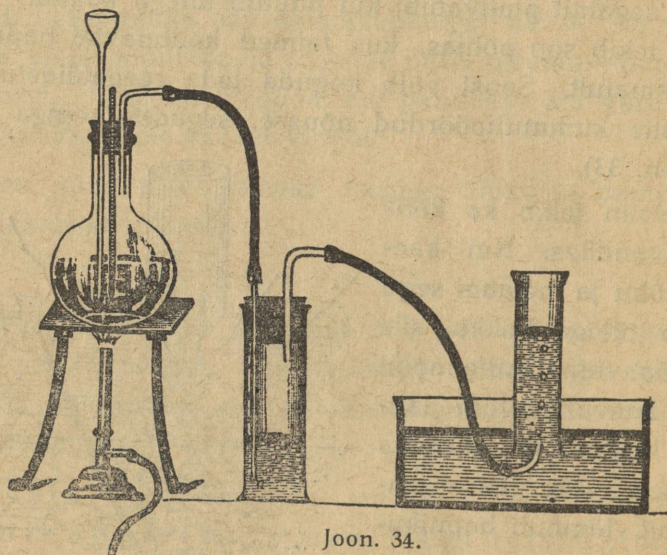


Õhuga segatult plahvatub tulega kokkupuutumisel.

Teda võib saada, kuumutades ühe mahuosa piirituse ja kolme mahuosa kange väävelhappe segu*) 160—170° temperatuuris, lisades kuumutamise ajal vähehaaval juure

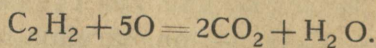
*) Lisada ka liiva hulka, et gaasi eraldumine toimuks rahulikumalt.

ühe mahuosa piirituse ja kahe mahuosa väävelhappe segu. Tekkiv gaas juhitakse läbi seekikivi lahuse — puhastamiseks ühestekkivast süsihapugaasist ja väävlis-hapendist (joon. 34).



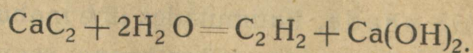
Joon. 34.

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 plahvatub, kui puutub tulega kokku.

Teda saab kergesti kaltsiumkarbiidist vee abil, misjuures tekivad atsetüleen ja lubi:

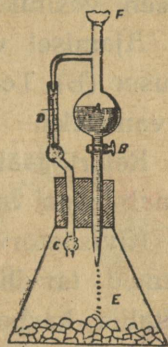


Atsetüleeni tarvitatakse valgustamiseks. Selleks pannakse karbiid sellekohastesse lampidesse, kuhu

toru läbi tilgub vett. Toru teisest otsast gaas voolab välja, kus ta süüdatakse (joon. 35).

Süsiniku ja vesiniku ühendeid kutsutakse *süivesinikku-*deks.

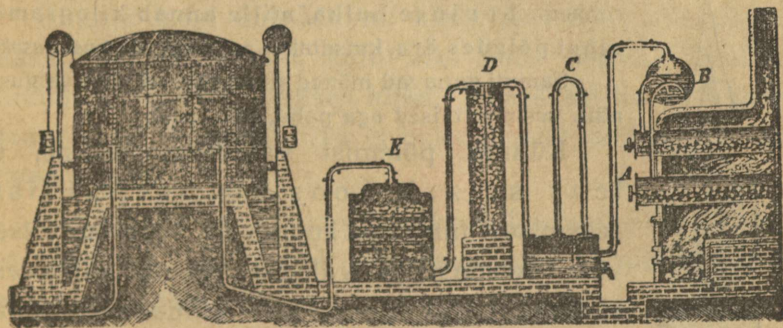
Süsiniku ühendeid metallidega hüütakse *karbiidideks*. Niisugused on, näit. meile tuttavad alumiiniumkarbiidid (Al_4C_3) ja kaltsiumkarbiid (CaC_2).



Joon. 35.

Valgustusgaas.

Eelpool nägime, et kivisöe kuivajamisel vabaneb põlev gaas. Nii valmistatakse gaasivabrikutes *valgustusgaasi*. Selleks asetatakse kivisöed pikkadesse, üksteise kõrvale kinnimüüritud raud- või shamottsilindritesse (retartidesse) (A) ja kuumutatakse alt. Tekkind gaas juhitakse läbi vee, millesse



Joon. 36.

jääb ammoniaak. Säält edesi ta läheb läbi lubja- ja rauavesi-
hapendi, mis neelavad väävelvesiniku ja süsihapugaasi. Lõppeks gaas jõuab suure vees kummuli olemasse raudgaasi-
kogumisnõusse. Säält juhitakse tema torusid mööda täna-
vate, majade jne. valgustamiseks (joon. 36). *Valgustusgaas on*

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

Ajamisel vabanend vedelikkude segu kogutakse isenõusse (B). 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, karboolhape 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 kilogramm ainet põledes ära, 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 sinikast kihist. (joon. 37). Viimane on näha iseäranis selgesti leegi alumises osas.

Kui hoida tikku põigiti leegis, süsineb see ja hakkab põlema kõige enne leegi välises kihis, kuna tumedas koonuses olev osa ei süsistu. Hoides paberilehte vähe aega lapiti (horisontaalselt) leegi keskkohal, tekib sellele leegi väliskihist must süsinend ring, kuna ringi sisemus jääb

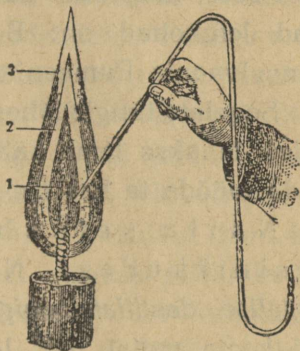


Joon. 37.

väliskihist

peaaegu valgeks. Need katsed näitavad, et leegi välise kihi temperatuur on sisemise omast kõrgem. Keskmise kihi temperatuur on ka keskmine.

Kui pista leegi tumedasse koonusesse klaastoru ots, siis tõuseb toru mööda üles valge gaas, mille võib süüdata toru otsas (joon. 38). Sest näeme, et tumedas koonuses põlemist ei ole veel: see seisab koos gaasidest, mis tekkivad küünla aine lagunemisest.



Joon. 38.

Kui hoia leegis põigiti raudnaela või noatera, heitub sellele leegi heledas osas söekübemekesi. Nende helendumisest tekibki valgus. Üldse valgus tekib põlemisel siis, kui mingi kõva aine hakkab helenema kuumuse mõjul. Leek, milles kõva ainet ei ole, annab vähe valgust, näit. vesinik.

Küünla leegi helendavas kihis ühinevad süsinik ja gaasid õhu hapnikuga, kuid veel mitte täiesti. Täieline ühinemine sünnib välises kihis. Seepärast ka selle temperatuur on kõrgeim. 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 tekivad süsihapugaas ja vesi, sest neis aineis leiduv süsinik ja vesinik ühinevad õhu hapnikuga. Süsihapugaasi tekkimist võib tõestada, kui põletada küünalt klaasis ja valada pärast sinna lubjavett ning loksutada; see muutub valgeks. Vee tekkimist näeme, hoides kummuli leegi kohal kuiva klaasi: klaas läheb tekkivad veeaurust uduseks.

Nafta.

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

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

Nafta seisab koos paljudest süsivesinikkudest. Need eraldatakse üksteisest n.-nim. *järgulise destillatsiooniga*, mida toimetatakse järgmiselt: kui keeta naftat, siis lahkub auruna alguses madalaima keemistemperatuuriga süsivesinik. See juhitakse jahutajasse, kus ta veeldub ja voolab kogumisnõusse. Selle järele lahkub süsivesinik, millel kõrgem keemistemperatuur jne. Nii saadakse naftast mitmed tarvilised ained. Tähtsamad neist on bensiin ja petrooleum. Ülejääki tarvitatakse aurkatelde kütmiseks. Viimasest saadakse ka veel määrdelisiid, vaseliini, parafiini jm.

Asfalt.

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

Koosseisult asfalt on nagu naftagi *süsivesinikkude kogu*, kuid temas leidub ka *lämmastiku ühendeid*.

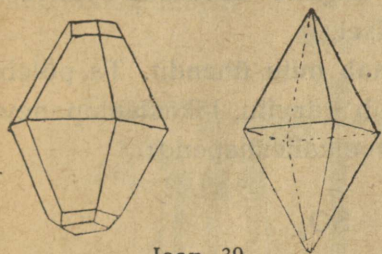
Sulatatult ja liivaga segatult kaetakse temaga jalgteid, põrandaid, katuseid jne.

Väävel.

Sulfur — S.

Väävel on kõva, rabe aine, kollast värvi, lõhnatu ja maitsetu. Vees ei lahustu, küll aga eetris ja väävelsüsinikus. La-

husest vabaneb pärast vedeliku äraauramist romb-
listena kristallidena (joon. 39).



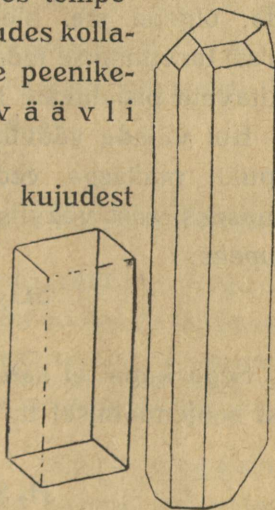
Joon. 39.

Kuumutamisel kunni 1150 ta sulab kollaseks õlisarna-
seks vedelikuks. Valades seda
õli külma vette, ta muutub
korraga jälle kõvaks väävliks.
Kui aga lasta jahtuda teda
pikkamisi, siis tekivad pris-
malised kristallid (joon.40).

Üle 1500 kuumutamisel vedel väävel muutub pruuniks ja
üle 2000 sitkeks, nii et ei saa valada teda. Üle 3000 kuumuses
ta läheb uuesti vedelaks. Valades seda vedelikku külma
vette, tekib väävlist veniv aine, mida kutsutakse plasti-
liseks väävliks. Umbes 4500-lises tempe-
ratuuris väävel hakkab keema, muutudes kolla-
kaks auruks, mis tiheneb õhus kohe peenike-
seks pulbriks. Viimast hüütakse v ä ä v l i
õ i e k s.

Püsivaim neist allotroopilistest kujudest
on rombiline väävel: kõik teised
kujud muutuvad aegamööda rombi-
liseks.

Looduses väävlit leidub v a -
balt ja seotult. Vabaväävlit on
leida vulkaanide ümbruses, kuhu
teda on kogund vulkaanide tegevuse
ajal teiste ainetega. Viimastest tuleb
puhastada tema enne müügilesaat-
mist. Leidub ka puhaste rombliste kristallidena.

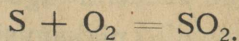


Joon. 40.

Seotult on väävlit gipsis (CaSO_4), raudpüriides (FeS_2),
vaskpüriides (CuFeS_2), seatinaläikes (PbS), tsinkläikes
(ZnS) jne.

Keemilistelt omadustelt on väävlil palju sarnasust hapnikuga; ta ühineb pea kõikide lihtainetega. Tema ühinemisvõimet nägime muuseas väävelraua ja väävlishapendi tekkimisel.

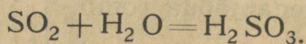
Hapnikuga väävel annab mitu ühendit. Ta põleb sinise leegiga. Selle juures tekib värvitu, lækastamapanev gaas — *väävlishapend* ehk väävelkaheshapend:



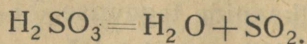
See on raske gaas. Seepärast võib koguda teda, põletades väävlit klaasis, kust ta tõrjub õhu välja (joon. 10).

Kui visata väävlishapendisse märjaskastatud värvi-line riidetükk või õis, siis värv kaob mõne aja pärast sest väävlishapend pleegib. Teda tarvitatakse siidi, villa, õlgede jne. pleekimiseks. Ta tapab bakterid, seepärast tarvitatakse teda ka *desinfitseerimiseks*, s. o. haiguse tekitavate pisielukate hävitamiseks.

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

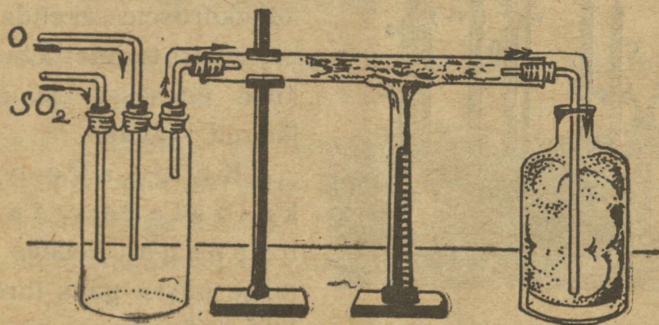
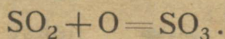


Seda hapet ei saa eraldada veest, milles ta lahustund, sest soojendamisel ta laguneb aineks, millest tekkind:



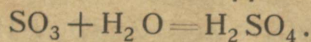
Kui väävelkaheshapendi molekuliga ühineb üks hapniku aatom, siis tekib teine väävli ühend hapnikuga — *väävelkolmeshapend* (SO_3). Tema valmistamiseks juhitakse väävelkaheshapendi ja õhu segu läbi toru, milles on plaatina-pulbriga läbiimbutatud asbest (mäelina) või rauahapend

ja mida kuumutatakse 450⁰-ni (joon. 41). Nimetatud ainete mõjul väävelkaheshapend ühineb õhu hapnikuga väävelkolmeshapendiks:



Joon 41.

Viimane juhitakse kolbi, mille seintele ta heitub pikakade siiditaoliste nõeltena. Väävelkolmeshapend on värvitu vedelik, mis keeb 46⁰ juures, aga kristallideks hangub 15⁰ juures. Veega ta ühineb väävelhappeks:



Viimast katset tuleb toimetada väga ettevaatlikult, sest tekkinud hape kuumeneb, mistõttu võib paiskuda laiali ja sünnitada kardetavaid põletishaavu.

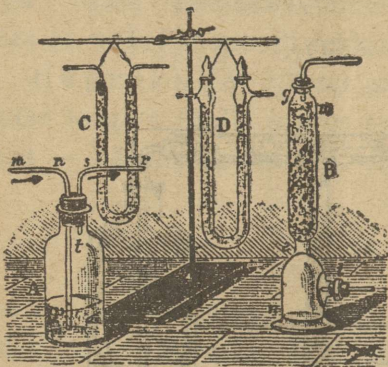
V ä ä v e l h a p e on raske värvitu vedelik. Seguneb veega igas vahekorras, kusjuures segu soojeneb tugevasti.

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

V ä ä v e l h a p p e põletavat mõju orgaanilisile aineile näitavad järgmised katsed: kui valada katseklaasi asetatud peenikesele suhkrule mainitud hapet päälle, suhkur muutub mustaks. See sünnib ka väävelhappesse kastetud paberiribaga. Hape võtab orgaaniliselt aineilt hapniku ja vesiniku ning järele jääb must süsi.

Väävelhape imeb enesesse palju niiskust, seepärast tarvitatakse teda kuivatamiseks. Kui asetada

kinnisesse nõusse niiske asi ja klaasiga väävelhapet, siis viimane neelab õhust niiskuse enesesse ja asi kuivab. Kui-



Joon. 42.

vatamise otstarbel pan-
nakse teda talveks klaasiga
kahekordsete akende va-
hele, kust ta imeb õhu niis-
kuse enesesse, ja aknad
jäävad kuivaks.

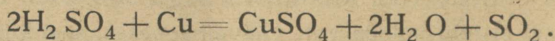
Ka gaase võib
kuivatada väävel-
happega. Selleks juhi-
takse niiske gaas toru abil
läbi väävelhappe, millesse
jääb niiskus, ja teist toru

kaudu tuleb välja kuiv gaas (joon. 42 A).

Metallidega reageerudes väävelhape annab soo-
la d. Nii tekib temast tsingi abil vesiniku saamisel tsink-
vitriool:



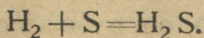
Vasega ta annab sinise silmakivi ehk vaskvitriooli,
kuid seejuures vesinik ei vabane, vaid tekivad pääle soola
veel vesi ja väävelkaheshapend:



Rauaga ta annab roheka raudvitriooli (FeSO_4) ja naat-
riumiga glauberisoola (Na_2SO_4). Kaltsiumi ja väävelhappe
sool on kips (CaSO_4).

Väävelhappe sooli kutsutakse üldise
nimega *sulfaatideks*.

Vesinikuga väävel ühineb, kui juhtida kuiva vesi-
nikku läbi toru, milles kuumutatakse väävlit:



See ühend on värvitu gaas, vastiku mädamuna lõhnaga

ja mürgine. Teda kutsutakse *väävelvesinikuks*. Kergesti võib saada teda, kui valada väävelrauale väävel- või soolhapet



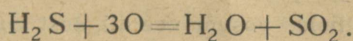
Looduses teda tekib orgaaniliste ainete mädanemisel ja vulkaanide tegevusel.

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

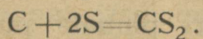


Ka väävelraud (FeS) on väävelvesiniku sool.

See gaas põleb sinaka leegiga, kusjuures tekivad vesi ja väävelkaheshapend:



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



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

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

Tulega kokkupuutumisel sütib kergesti.

Katalüsaatorid.

Väävelkaheshapend ühineb hapnikuga väga pikkamisi, kuid platineeritud asbesti või raua-hapendi mõjul reaktsioon läheb kiiresti. Samuti kiirendab hapniku saamist kloorhappu-kaaliumist mangaanülhapend, millega hapniku vabanemine

sünnib väga pikkamisi. Aineid, mille juuresolek kiirendab reaktsiooni, ilma et nad ise muutuksid sääljuures, 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 võia löigata noaga. Värskena ta on läbipaistev, kuid seistes kaotab selle omaduse. Ta on väga mürgine. Seepärast võib võtta teda ainult näpitsaga, mitte näppudega. Lahustub väävelsüsinikus, kuid mitte vees. Õhus hakkab suitsma ja põlema lõppeks. Seepärast tuleb hoida teda vees. Pimedas hiilgab aeglase hapendumise tagajärjel.

Lõikamisel tuleb hoida vosvor vee all, sest muidu ta võib süttida põlema.

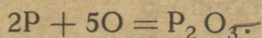
Punane vosvor tekib kollasest selle kauasel kuumutamisel ruumis, kuhu õhku ei pääse. Valguse käes seistes tekkib kollase vosvori pinnale punase kiht. Ta ei ole mürgine, ei süti õhus iseenesest, ei lahustu väävelsüsinikus ega hiilga pimedas.

Looduses leidub vosvorit ainult seotult. Teda sisaldavatest mineraalidest on tähtsamad: vosvoriit $[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]$, mida leidub ka Eestis, ja apatiit $[3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{CaF}_2]$. Taimedes teda on rohkeim seemnetes. Loomade ja inimeste luude mineraalosa on pääasjalikult vosvorhapulubi $[\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2]$; teda leidub ka pääajus ja üdis.

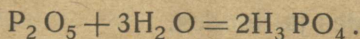
Vosvorit saadakse kondituhast, segades seda liivaga ja söega ning kuumutades segu ruumis, kus hapnik puudub. Vabanev vosvoriaur juhatakse külma vette, kus ta hangub.

Keemiliselt vosvor ühineb paljude ainetega, iseäranis kergesti hapnikuga. Süüdand tükikese vosvorit plekitükil

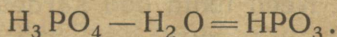
või tiiglis, tekib valge suits — *vosvorviieshapend*:



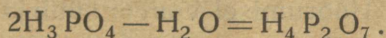
Viimane on valge pulber, mis annab ühinedes veega *vosvorhappe*:



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



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



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

Harilikult mõeldakse *vosvorhappe* nime all *ortovosvorhapet*. Et temas on kolm vesiniku aatomit, seepärast ta annab kolme liiki sooli.

Näit. naatriumiga ta annab järgmised soolad:

ühemetalliline sool NaH_2PO_4 .

kahemetalliline sool Na_2HPO_4 .

kolmemetalliline sool Na_3PO_4 .

Tähtis *vosvorhappe* sool on ülnimetatud *vosvorhapulubi* $[Ca_3(PO_4)_2]$, 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 lahusesse tükk kollast *vosvorit* ja soojendada. Aegajalt ilmub leek lahuse pinnal, sest selle gaasiga ühes tekib vees teine *vosvori* ja vesiniku ühend (P_2H_4), mis sütib õhus ja süütab ka

vosvorvesiniku. Ka jahtunult võib näha lahuse pinnal leeki, kuid palju harvemini.

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

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 klaasipuru ja punase vosvori seguga. Hõõrumisel vosvor sütib ja süütab tikupääd.

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

Kloor.

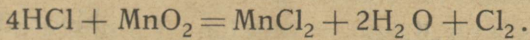
Chlorum — Cl.

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

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

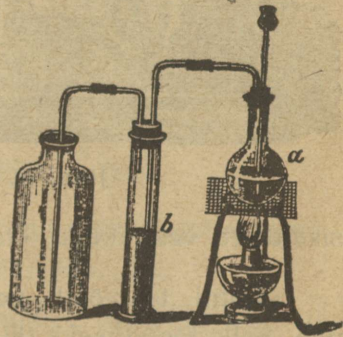
Saada võib kloori, lahutades sulatatud kloornaatriumi elektrivooluga. Ka vabaneb kloor, kui soojendada keedusoola, mangaanülhapendi ja väävelhappe segu. Lihtsa-

malt saab teda soolhappe ja mangaanülihapendi segu soojendamisel:

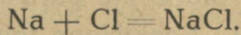


Et kloor on raske gaas, siis võib koguda teda püstiolevasse lahtisesse nõusse, kust ta tõrjub õhu välja. Kui anum hakkab saama täis, mis näha kloori rohekast värvist, tuleb juhtida toru aegsasti teise nõusse, et gaasi palju ei pääseks õhku, sest tema suuremas hulgas sissehingamine mõjub mürgiselt. Paremini on ühendada kloori kogumise nõud torude abil, siis ta ei pääse nii kergesti välja (joon. 43).

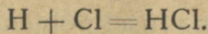
Keemiliselt kloor ühineb paljude ainetega, mõnega isegi harilikus temperatuuris. Kui puistata klooriga täidetud nõusse antimonipulbrit, tekib kohe kloorantimon, täites nõu valge suitsuga. Seejuures vabaneb nii palju soojust, et mõnikord võib näha tuld. Õhus süüdatud naatrium põleb klooris edesi, tekitades kloornaatriumi:



Joon. 43.



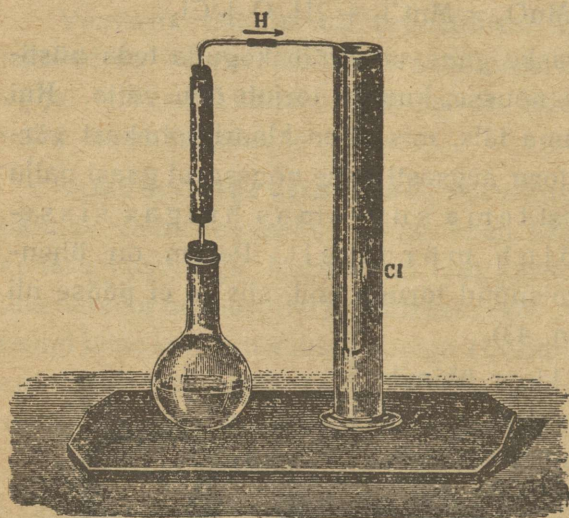
Samuti põleb klooris edesi vesinik (joon. 44), kusjuures tekib ühend — kloorvesinik:



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

Kloori ühinemistung vesinikuga on nii suur, et ta võtab ka teistest ühenditest vii-

m a s e. Kui kasta pabeririba tärpentiini ja visata kloori anumasse, siis paber hakkab suitsma ja süsistub, sest et



Joon. 44.

kloor ühineb tärpentiini vesinikuga, mille tagajärjel süsinik vabaneb. Mõnikord tekib seejuures leek.

Süüdatud ja traadi otsas kloori nõusse lastud küünal põleb sääl edesi, kusjuures tekib palju tahma, sest kloor ühineb küünla aines

sisalduva vesinikuga, kuna süsinik vabaneb tahmana.

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



Viimasel kloori omadusel põhjeneb ta pleegitamise võime. Kui visata kloori anumasse veega läbiletatud värviline riie või õis, siis see muutub lühikese aja pärast värvituks, sest et kloori mõjul veest vabanev hapnik muudab vabanemise silmapilgul (in statu nascendi) värvi koosseisu. Klooriga pleegitakse puuvilla, paberit ja lina. Et kloor ei rikuks pleegitavat ainet, pestakse viimast pärast pleegitamist sarnases lahus, mis kaotab kloori mõju.

Niisugune aine on näit. naatrium-hüposulfiit ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) ehk antikloor. Pleegitamisel tarvitatakse puhta kloori asemel kloor- ehk pleeklupja (CaOCl_2).

Kloori tarvitatakse ka *desinfitseerimiseks*, sest et ta hävitab haiguse idud.

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

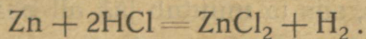
Saada võib teda kloori ja vesiniku otsekoheisel ühinemisel nagu seletatud eespool. Suuremas hulgas saadakse teda keedusoola ja väävelhappe segu soojendamisel. Reaktsiooni käik on järgmine:



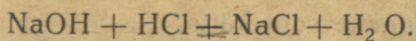
Lahustub palju vees. Seda tõendab samasugune katse, mis näitas ammoniaagi lahustuvust (joon. 28).

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

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



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



Soolad vabanevad, kui aurutada pärast reaktsiooni lõppu vesi.

Keedusool (NaCl) on tähtsam soolhape sooladest. Puhtana on ta klaasisarnane, läbipaistev, värvitu, vees lahustav aine, kristallilise ehitusega. Kui lüüa suurem soolatükk katki, siis ta laguneb kuubilisteks kristallideks. Lahusest ta vabaneb samakujulistena kristallidena, mis aga on õige väikesed.

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

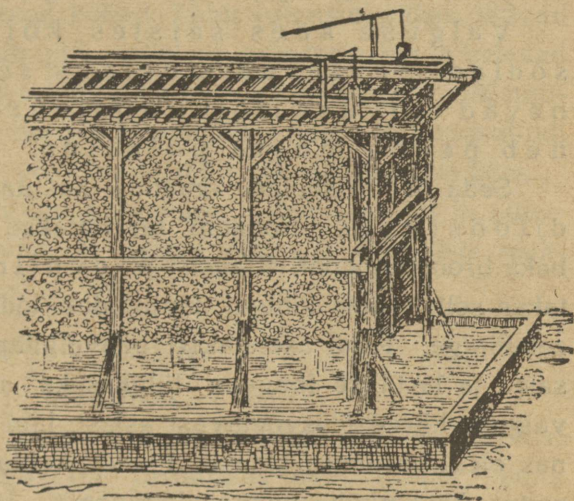
Lademetest saadakse soola kaevamisega. Kus sool asub maapinna ligi või ulatub koguni välja, sääl on kaeva teda kerge. Kus ta peitub aga sügavas, sääl tehakse maasse kaevandid ja tuuakse sool nende kaudu välja.

Et saada soola merest, selleks juhitakse soolane vesi mere ääre kaevatud aukudesse, kus sool vajub põhja pärast vee auramist. Säält tõstetakse tema labidatega kaldale kuivama. Sooljärvedes vesi ise aurab nii palju ära, et sool vajub põhja, kust tõstetakse tema siis labidaga välja.

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

Allikatest soola saamiseks ehitatakse haoriidad, mille alla tehakse vooderdatud veebasseinid (joon. 45). Allika-

vesi pumbatakse haoriitadele, kust ta langeb hagusid mööda basseini. Langedes aurab osa vett ja jõudes alla, ta on juba allika veest soolaseks. Basseinist pumbatakse vesi uuesti hagudele, kust ta voolab jälle tagasi jne. On



Joon. 45.

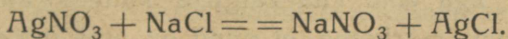
ta muutund juba küllalt soolaseks, siis aurutatakse tema tuel ja sool saadakse kätte.

Soolas on mitmesuguseid segusid. Seepärast puhastatakse teda enne müügile saatmist kristalliseerimisega.

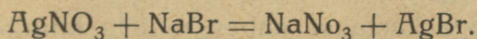
Päevpildistus.

(Fotograafia.)

Põrgukivi ja kloornaatriumi lahuste vastastikku reageerumisel tekib muu seas kloorhõbe, mis vajub põhja valgena sademena:



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



Põrgukivi ja joodnaatriumi reageerumisel tekib kollane joodhõbe:



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

Seda nende soolade omadust kasutatakse päevpilditööstuses. Rohkem tarvitatakse mainitud otstarbeks broomhõbedat. Klaasist päevpildiplaadid kaetakse selle soola kihiga, kinnitades teda klaasi pinnale želatiiniga. Plaat asetatakse päevpildiaparaadi tagumisse seinale ja lastakse langeda lühikeseks ajaks tema päale valguse kiired ülesvõetavast asjast, läbi aparadi eesseinale oleva kumera klaasi. Plaadi kohtades, kuhu valgus sattus, broomhõbe hakkab lagunema, kuid valguse mõju lühiajalise kestuse tõttu lagunemine ei ole märgatav. Selle järele asetatakse plaat niisuguse aine lahusesse, mille mõjul lagunemine läheb edesi. Selleks võib olla näit. raudvitriool. Tugevamini valgustatud kohtades lagunemine on suurem, nõrgemini valgustatud kohtades vähem. Nii tekib plaadil asjast pilt, millel asja heledamad kohad tumedad, tumedamad aga heledad. Vedelikku, mille mõjul pilt tuleb nähtavale, kutsutakse ilmutajaks, pildi nähtavale tulemist—*ilmutamiseks*. Ilmutatud plaat asetatakse naatriumhüposulfiidi lahusesse, mis paneb seisma lagunemise, lahustub aga valgusest puutumata broomhõbedana. Seda tegevust hüütakse *kinnitamiseks*, naatriumhüposulfiiti aga kinnitajaks. Kõik see toimetatatakse pimedas. Kinnitatud plaadi aga võib viia valguse kätte. Vaadates teda vastu valgust, märkame, et pildil on asja tumedad kohad läbipaistvad, heledad aga läbipaistmatud. Niisugust pilti kutsutakse *negatiiviks*.

Negatiiviga kaetakse paber, millele kinnitatud broom-

hõbeda kiht želatiiniga, ja lastakse valgus mõjuda tema läbi. Paberil muutuvad kohad, kuhu valgus pääseb läbi negatiivi, 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 võib hoida teda jäävalt valguse käes.

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

Räni.

Silicium — Si.

Räni esineb kahes allotroopilises kujus:

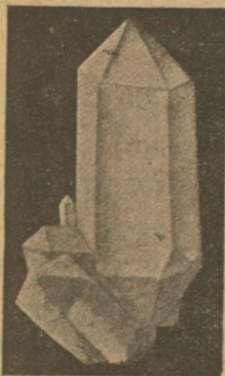
- 1) amorfne räni on pruunikas-must pulber, kuna
- 2) kristalliline ilmub terashallide läikivate kristallidena.

Looduses teda leidub 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 amorfisena aინena kui ka kristallidena. Need on klaasisarnaselt läbipaistvad ja kutsutakse *mäekristallideks* (joon. 46).

Lillavärvilist mäekristalli hüütakse *ametüstiks*, suitsukarvalist *suitsukiviks*. Värvu annavad neile mõnede teiste ainete segud. Peenikesteks teradeks purunend kvartsi kutsutakse liivaks.

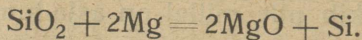
Räni on ka mõnedes taimedes, näit. kõrrelistes ja osjades. Siis veel mõnede mikrokoobiliste meriloomakeste ja -taimede kestades.

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



Joon. 46.

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



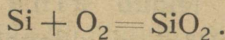
Lisades saadud segule pärast jahtumist juure soolhapet, tekib viimase mõjul magneesiumihapendist vees lahustuv kloormagneesium:



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

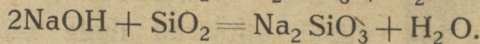
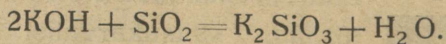
Kristallilist võib saada, lahustades amorfset sulas tsingis. Tsingi hangumisel tekivad ränikristallid, mis vabanevad, kui lahustada tsink soolhappes.

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



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

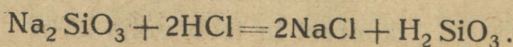
Ränihappeid on mitu. Nende sooli kutsutakse *silikaatideks*. Kaaliumi ja naatriumi silikaadid tekivad nende aluste ja liiva segu kuumutamisel tiiglis:



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

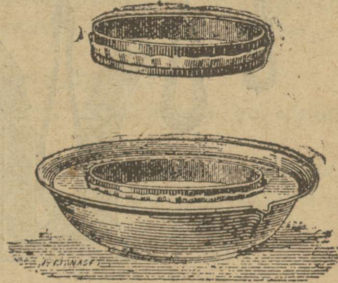
Põllupagu, vilgukivi jm. on ka ränihapete soolad ehk silikaadid.

Ränihape tekib, kui lisada lahustuvale klaasile juure soolhapet:



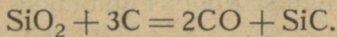
Ühestekkind keedusool eraldub temast, kui panna segu nõusse, mille põhjaks põienahk, ja asetada veeanumasse. Siis sool imub läbi põienaha vette, kuna želatiinisarnane ränihape jääb nõusse. Niisugust kahe aine lahutamist kutsutakse *düälüüsiks* ja sarnast lahutamisnõu — *düälisaatoriks* (joon. 47).

Ained, mis tungivad põienaha sarnastest kiledest läbi, hüütakse *kristalloidideks*, sest nad vabanevad lahustest kristallidena. Neid aga, mis ei tungi läbi, nim. *kolloiidideks*. Viimased ei anna kristalle.



Joon. 47.

Räni ühend süsinikuga tekib liiva ja söe segu kuumutamisel elektriahjus. Seejuures osa süsinikku ühineb liivas leiduva hapnikuga süsinikhapendiks ja teine räniga — ränisüsinikuks:



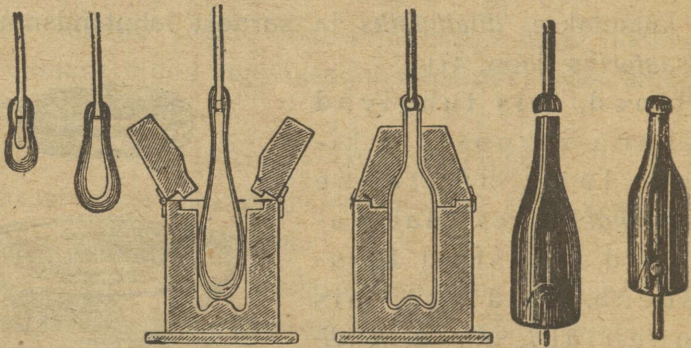
Viimast ühendust kutsutakse *karborundumiks*. See rohekasmust kristalliline aine ligineb kõvaduselt teemandile. Seepärast tarvitatakse teda kõvade asjade lihvimiseks ja luiskude ning käiade valmistamiseks.

Klaas.

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

Klaasnõu valmistamiseks võetakse tükk sulaklaasi pika raudtoru otsa ja puhutakse õõnsaks mulliks.

Mull asetatakse vormi, kus ta omandab puhumise mõjul viimase kuju. Siis murtakse toru ära ühes osa klaasiga ja vormitakse nõu suu eraldi (joon. 48).



Joon. 48.

Aknaklaasi jaoks puhutakse tsilindrikujulised mullid. Enne kõvakshangumist lõigatakse tsilindri otsad maha ja tsilinder ise küljest pikuti lõhki. Lõppeks silutakse klaas tasasel alusel sirgeks.

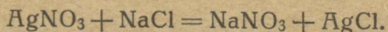
Nimetatud ainetest klaas kutsutakse *naatriumklaasiks*, sest et tema üheks sisuosaks on naatrium. Kui võtta aga sooda asemel potas, siis saadakse *kaaliumklaas*. Selle raske sulavuse tõttu valmistatakse temast keemilised riistad nagu katseklaasid, kolbid, retordid jne.

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, mikroskoobiklaase jne.

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

Keemiliste reaktsioonide tüübid.

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



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

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

Aine jäävus.

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

Lahutades 216 kaaluosa elavhõbedahapendit, 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 säädus: keemiliste reaktsioonide tagajärjel saadud ained kaaluvad alati sama palju kui võetud ained. Järelikult aine hulk (mass) ei kasva ega kahane. Seda kutsutakse aine jäävuse sääduseks. Sellest järeldatakse, et ka looduses aine ei teki ega hävine, vaid muutub ainult.

Koosseisu püsivus.

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

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

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

Märkus. Need ja veel mitmed muud keemia säädused on seletatavad aatomiõpetusega.

Aatomkaal.

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

Oletatakse veel, et lihtgaaside (vesinik, hapnik, lämmastik, kloor jm.) molekulid koostuvad kahest aatomist (H_2 , O_2 , Cl_2)*) Seega nimetatud gaaside aatomeid peab leiduma ka ühesugustes ruumosades ühepalju. Sel põhjal võiks saada teada, mitu korda ühe lihtgaasi aatom on raskem teise omast. Näit. kaalub liiter vesinikku (0^0 temperatuuris ja 760 mm. rõhumisel) 0,08987 gr ja üks liiter hapnikku (samades tingimustes) 1,4292 gr. Seega liiter hapnikku on liitrist vesinikust raskem $1,4292 : 0,08987 = 16$ korda (umbes). Järelikult ka hapniku aatom peab olem vesiniku aatomist raskem (umbes) 16 korda.

*) Sel põhjal tuleks kirjutada mõned eelmised reaktsioonid 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 tehtud seda selles raamatus. Eespool niisugune kirjutamisviis tuleb ette mõnes kohas.

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 teissuguste ja keerulisemate meetodite 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 järele 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
Süsinik	12,00
Räni	28,3.

Molekulkaal on molekuli moodustavate aatomkaalude summa.

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

Valents ehk keemiline väärtus.

Kloori	aatom	seob	ühe	vesiniku	aatomi (HCl)
hapniku	"	"	kaks	"	aatomit (H_2O)
lämmastiku	"	"	kolm	"	" (NH_3)
süsiniku	"	"	neli	"	" (CH_4)

Naatriumi aatom	tõrjub välja ühe vesiniku aatomi	$(\text{Na} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H})$
tsingi	” ” ”	kaks vesiniku aatomit
		$(\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2)$
alumiiniumi	” ” ”	kolm vesiniku aatomit
		$(\text{Al} + 3\text{HCl} = \text{AlCl}_3 + 3\text{H})$ jne.

Arvu, mis näitab, mitu vesiniku aatomit mingi lihtaine aatom seob enesega või tõrjub ühendist välja (ehk vahetab enesega), kutsutakse selle lihtaine *valentsiks* ehk keemiliseks väärtuseks. Selle järele kloor ja naatrium on 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 seob teda ühe aatomi, siis ka viimane ise peab olema kahevalentne. Ühend Al_2O_3 näitab, et alumiinium on kolmevalentne, sest kolm hapniku aatomit teeb välja kuus valentsi üksust ($3 \times 2 = 6$), millest alumiiniumi iga aatomi kohta tuleb kolm üksust ($6 : 2 = 3$).

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

Kõrgeim valents võib olla 8.

Aine valentsi tundmine on tarviline 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 panna veel tingimata tähele, et reaktsiooni võrrandi esimeses pooles võetud mingi aine aatomite arv vastaks selle sama aine aatomite arvule võrrandi teises pooles.

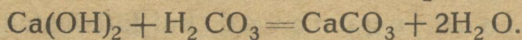
Soolad.

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

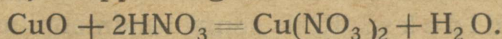
1. Metall asetumine happe vesinikuga, kusjuures viimane tõrjutakse välja. Näit.:



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



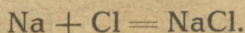
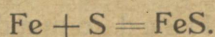
Hapendi ja happe reageerumine:



4. Kahe soola vastastikune reageerumine, kusjuures mõlemate soolade metallid (teatavatel kordadel) vahetavad oma kohad:



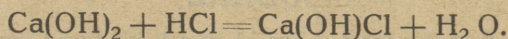
5. Metall ja metalloidi otsekohene ühinemine, näit. väävelraua ja keedusoola tekkimine:



On sooli, mis sisaldavad vesinikku. Neid kutsutakse *hapudeks sooladeks*, sest neil on happelised omadused, nimelt nende lahuse mõjul lakmus muutub punaseks. Hapud soolad tekivad, kui reageerumisel osa happe vesinikku jääb vahetumata metalliga. Näit.:



Kui aga sool sisaldab hüdroksüülrühmi, siis kutsutakse teda *aluslikuks* soolaks, sest tal on aluse omadused, nimelt tema lahus muudab lakmuse siniseks. Aluslik sool tekib, kui reageerumisel mõni hüdroksüülrühm jääb alusesse. Näit.:



Sooli aga, milles vesinikku ega hüdroksüülrühma ei ole, nimetatakse *keskseteks* ehk neutraalsooladeks, sest nende mõjul lakmuse värv ei muutu. Kuid mõnel kesksel soolal on siiski aluslikud, 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 kui füüsilistelt nii keemistelt omadustelt kahte rühma: metallideks ja metalloidideks. Kõik senni tundmaõpitud lihtained nagu hapnik, vesinik, süsinik jne. on metalloidid. Metallidest oleme teind mõnega tarviduse korral ainult vähe tegemist. Niisugused olid: raud, vask, tsink, naatrium, kaalium, kaltsium jne. Nende kahe rühma erinemist näitab selgemini nende omaduste võrdlus.

Metallid.

Metalloidid.

Füüsilised omadused.

- | | |
|--|--|
| 1. Kõik kindlad ained päale elavhõbeda, mis vedel. | 1. Kindlad, vedelad ja gaasilised ained. |
| 2. Kõigil iseäraline metalliläige. | 2. Ei ole metalliläiget. |
| 3. On taotavad ja venitatavad. | 3. Rabedad ained (mis kindlad). |
| 4. Hääd soojuse- ja elektrijuhid. | 4. Halvad soojuse- ja elektrijuhid. |

Keemilised omadused.

Hapendid annavad veega
ühinedes alused.

Hapendid annavad veega
ühinedes happed.

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

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

Kõrges temperatuuris metallid sulavad. Suland olekus nad võivad seguda üksteisega. 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 tarbeasjadeks kõlbmatud, kuid sulatisena teiste metallidega nad omavad tarvilise kõvaduse.

2. Sulatiste sulamistemperatuur on madalam puhaste metallide omast. Näit. seatina sulab 327⁰ juures ja tina 233⁰ juures, kuid nende võrdsete osade sulatis sulab 220⁰ temperatuuris. N.-nim. Voodisulatis, mis koostub tinast, seatinast, bismutist ja kaadmiumist, sulab juba 60⁰ temperatuuris, kuna iga tema sisuosa sulamistemperatuur on kaugelt üle 200⁰.

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

4. Sulatiste soojus ja elektrijuhtivus on väikesem puhaste metallide omast.

Looduses metallid leiduvad peamiselt ühenduses metalloididega, iseäranis hapnikuga ja väävliga. Loomulikud metallide ühendid on enamasti kõvad kivisar-

nased ained. Neid kutsutakse *metallkivideks* ehk ka metallmuldadeks.

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

Kerged metallid.

Naatrium.

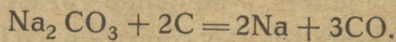
Natrium — Na.

Aatomkaal = 23; valents = 1.

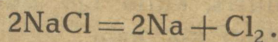
Naatrium on läikiv, hõbevalge, pehme metall, mida võib lõigata noaga. Ta on veest kergem ja võib ujuda sellel.

Looduses on naatriumi ainult seotult. Tema tähtsam ühend on kloornaatrium ehk keedusool (NaCl), mida looduses leidub palju. Teised tuttavad looduses leiduvad naatriumi üendid on: Tshiili salpeeter (NaNO_3), (Na_2CO_3) ja mitmed silikaadid.

Naatriumi saadakse kuiva sooda ja söe segu kuumutamisel:



Ta vabaneb ka sulatatud kloornaatriumist elektrivoolu mõjul (elektrolüüsiga):

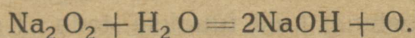
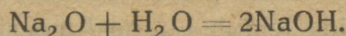


Samal viisil ta vabaneb ka naatriumvesihapendist.

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

H a p n i k u g a ühinedes naatrium põleb kollase leegiga, kui süüdata tema raudlusikal kuumutades.

Seejuures tekib naatriumhapendi ja tema ülihapendi segu: Na_2O ja Na_2O_2 . Mõlemad annavad veega naatriumvesi-
hapendi:

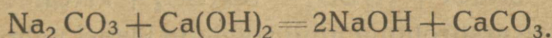


Viimane tekib ka, kui visata naatriumitükk vette:



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

Suuremas hulgas saadakse naatriumvesihapendit, kee-
tes sooda lahust lubjaga:



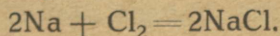
Reaktsioonil tekkind süsihapukaltsium (CaCO_3) kui vees
lahustumatu aine vajub põhja, kuna naatriumi alus jääb
lahusesse. Vedelik eraldatakse kurnamisel, aurutatakse
vesi ära ja NaOH ongi käes.

Naatriumvesihapend on valge kõva aine ja
imeb enesse palju niiskust ja süsihapugaasi. Lahustub
kergesti vees. Lahusel on kanged lehelise omadused.
Nahale mõjub söövalt. Seepärast katsutakse teda
ka *söötnaatriumiks*. Keetmisel muudab rasva seebiks, mis-
pärast hüütakse teda ka *seebikiviks* ja tarvitatakse
seebikeetmisel. Hapetega annab soolad.

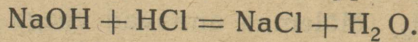
Tähtsamad naatriumi soolad.

1. Kloornaatrium ehk keedusool (NaCl).

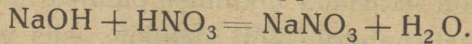
Looduses leidub teda palju (vt. „Kloor“). Kunstlikult
võib saada teda: a) naatriumi ja kloori ühinemisel; õhus
süüdatud ja kloori anumasse lastud naatrium põleb sääl
edesi, ühinedes klooriga soolaks:



b) naatriumvesihapendi ja soolhappe reageerumisel:



2. Lämmastikhapunaatrium (NaNO_3) ehk salpeeter, mida leidub Lõuna-Ameerikas Tshiili riigis suurtena lademetena, kust tuuakse teda Tshiili salpeetri nimelisena Euroopasse põlluväetiseks, millest taimed saavad lämmastikku. Ka valmistatakse temast salpeeterhapet ja kaalisalpeetrit. Kunstlikult võib saada teda naatriumi alusest ja salpeeterhapest:

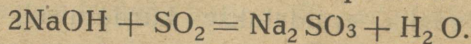


3. Väävelhapunaatriumi (Na_2SO_4) ehk Glauberi soola leidub ka looduses mineraalina. Saadakse keedusoola ja kange väävelhappe segu kuumutamisel:



Tarvitatakse arstirohuna ning sooda ja klaasi valmistamisel.

4. Väävelhapunaatrium (Na_2SO_3) tekib naatriumvesihapendist ja väävelkaheshapendist:



Tarvitatakse päevpilditööstuses negatiivide ilmutajaks.

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

6. Süsihapunaatriumi ehk soodat (Na_2CO_3) leitakse Egiptis, Kaspia mere läheduses, Kalifornias; ka leidub teda meritaimede hulgas, kust saadigi seda ainet enne.

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

Soodal on lehelise omadused, seepärast tarvitatakse teda pesemisel n.-nim. pesusoodana. Pääleselle leiab tema tarvitamist naatriumvesihapendi ehk seebikivi valmistamisel.

7. H a p u süsihapunaatrium (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 süsihapugaas, mis tõstab taigna kergeks, tungides välja.

Kaalium.

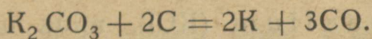
Kalium — K.

Atomkaal = 39,15; valents = 1.

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

Looduses leidub teda ainult seotult peaaesjalikult silikaatides, millest tuttavamad põllupagu ja vilgukivi. Saksamaal Strassfurdis (Magdeburgi lähedal) on kloornaatriumi lademetes ka kloorkaaliumi (KCl). Säälsamas on leida ka kaaliumi ja magneesiumi kaksiksooli, nimelt karnaliiti ($\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2$) ja kainiiti ($\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4$). Merevees on kaaliumi sooli lahustund olekus. Igas mullas leidub kaaliumi ühendeid, kust ta satub taimedesse.

Saada võib kaaliumi potase ja söe segu kuumutamisel:

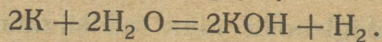


Odavam saamisviis on elektrolüüs, millega vabastatakse kaaliumi ühenditest.

Keemiliselt see metall on tugevam kui naatrium. Niiskes õhus ta pind muutub ruttu tuhniks tekiva vesihapendi mõjul. Seepärast hoitakse teda petrooleumis. Kuivas õhus püsib läige kauemini.

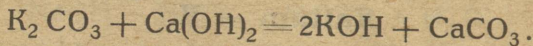
Hapnikuga ühinedes kaalium põleb lilla leegiga. Seejuures tekib kaks ühendit: kaaliumhappend (K_2O)

ja ülihapend (KO_2). Mõlemad annavad veega kaaliumi aluse ehk vesihapendi (KOH). Viimane tekib ka kaaliumi ja vee reageerumisel, mille tagajärjel vesinik vabaneb:



Vettevisatud kaaliumitükk veereb vee pinda mööda, kusjuures vesinik põleb lillaka leegiga. Värv annab leegile kaaliumi aur.

Suuremas hulgas saadakse kaaliumi alust, keetes potase lahust lubjaga:



Lahusest võib eraldada teda samuti kui naatriumvesihapendit.

Kaaliumi alus on valge kõva aine, imeb enesse niiskust ja süsihapugaasi veel rohkem kui naatriumi alus. Vees lahustub kergesti. Lahusel on kanged lehelise omadused. Nahale mõjub söövalt, mispärast kutsutakse teda ka *söötkaaliumiks*. Keetmisel muudab rasva seebiks. Kaaliumi seebid on palju pehmemad kui naatriumi omad, salvimoodi. Tarvitatakse tihti arstimise otsarbeks. Üldiselt on tuntud roheline seep. Teda valmistatakse taimerasvadest.

Hapetega annab KOH soolad:

Tähtsamad kaaliumi soolad on:

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



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

2. Lämmastikhapukaaliumi (KNO_3) ehk kaalisalpeetrit leidub looduses laialiselt, kuid vähestena hulkadena. Ta võib tekkida teatavatel tingimustel kohta-

des, kus lämmastikku sisaldavad organilised ained lagunevad kaaliumi ühendite juuresolekul. Ida-Indias kaalisalpeetrit leidub lademetena, kust tuuakse teda ka Euroopasse. Keemiliselt võib saada teda kaaliumvesihapendist ja lämmastikhapest:



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



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

Seda soola tarvitatakse kunstväetiseks, lihasoolamiseks, ühes keedusoolaga ja püssirohu valmistamiseks. Viimane on kaalisalpeetri, väävli ja söe mehhaaniline segu, mille vahekord igas riigis isesugune. Suuremalt osalt võetakse nimetatud ained järgmises vahekorras: 75% KNO_3 , 10% S ja 15 % C. Püssirohu tegevus avaldub selles, et põlemise tagajärjel tekkind gaasid (N ja CO_2) tarvitavad palju ruumi ja tõukavad seepärast tugeva jõuga kuuli välja.

3. Süsihapukaaliumi (K_2CO_3) ehk potas leidub puutuhas, millest teda võib saada, kui leotada puutuhka potides, kurnata ja aurutada kurnatud lahus ära; järele jääb potas.

„Potasche“ tähendab potituhk, millest eestikeelne nimi potas tekkindki.

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

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

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

Kaltsium.

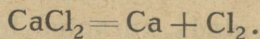
Calcium — Ca.

Aatomkaal — 40,1; valents — 2.

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

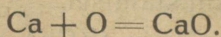
Looduses vaba kaltsiumi ei leidu, kuid tema ühendeid on palju. Pae- ehk lubjakivi, kriit ja marmor on süsihapukaltsium (CaCO_3). Vosvorhapukaltsium on tuttav vosvoriidi nime all [$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$]. Inimese ja loomade luude mineraalosa on süsihapi- ja vosvorhapukaltsiumist. Väävelhapukaltsiumi tuntakse kipsina (CaSO_4). Ka leidub teda mitmetes silikaatides.

Kaltsiumi saadakse elektrolüüsiga kloorkaltsiumist:

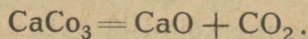


Keemiliselt on kaltsium vähem tegev kui naatrium. Niiskes õhus hapendub, kuivas ei muutu. Hoida võib vabalt, panemata petrooleumi.

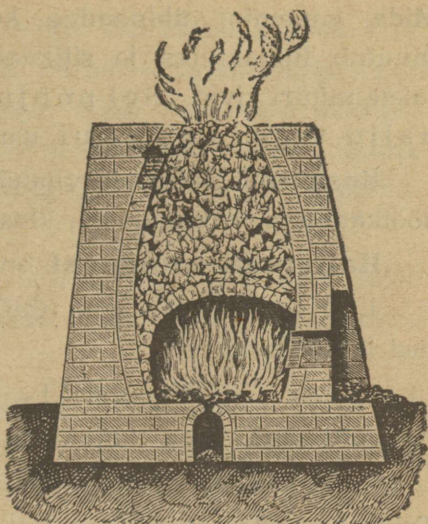
Ruumutamisel põleb punakas-kollase leegiga *kaltsiumi-hapendiks*:



See hapend tekib ka lubjakivi (paekivi) kuumutamisel, kusjuures süsihapi- gaas vabaneb:

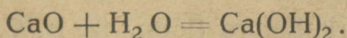


Nii saadud kaltsiumihapendit kutsutakse *kustutamata lubjaks*. Teda valmistatakse suures hulgas lubja ahjudes, põletades lubjakivi (paekivi) (joon. 49). Harilikust paekivist ta on pisut kergem ja valgem, muidu aga kivi kuju ei muutu põletamise mõjul. Kallatakse kustutamata lubjale vett, siis ta läheb kuumaks, hakkab aurama ja laguneb valgeks pulbriks.

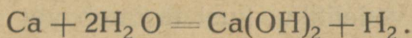


Joon. 49.

Selles protsessis kaltsiumihapend ühineb veega *kaltsiumvesihapendiks*, mida kutsutakse harilikult *kustutatud lubjaks* ehk lihtsalt lubjaks. Reaktsioon toimub järgmiselt:

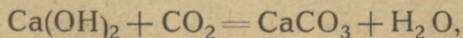


Kaltsiumialus tekib ka kaltsiumi mõjul veele (kui visata kaltsiumitükk vette), kusjuures vesinik vabaneb:



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 ei praguneks kuivamisel ja et õhk pääseks kergemini sisse. Ajajooksul lubi ühineb osalt õhu süsihapugaasiga süsihapukaltsiumiks (lubjakiviks):



osalt liivaga kaltsiumisilikaadiks:

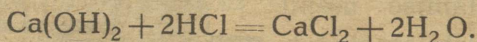


Mida kauemini ühinemine kestab, seda rohkem lupja muutub lubjakiviks ja silikaadiks ja seda kõvemini seotakse müüri kivid. Sel põhjusel on vanad müürid palju tugevamad kui uued.

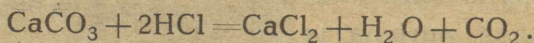
Kustutatud lupja tarvitatakse ka veel söötnaatriumi, söötkaaliumi, ammoniaagi, klaasi jne. valmistamisel.

Kaltsiumi sooladest on tähtsamad:

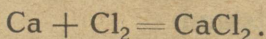
1. Kloorkaltsium (CaCl_2), mida võib saada lubjast ja soolhapest:



Ka võib saada teda lubjakivist soolhappe mõjul:



Tekib ka kaltsiumi ja kloori otsekoheisel ühinemisel:



Kloorkaltsium imeb enesesse väga ahnelt niiskust. Seepärast tarvitatakse teda gaaside kuivatamiseks, juhtides niisket gaasi läbi toru, millesse on asetatud kloorkaltsium (joon. 42, B, C, D). Vedelikudest, milles ta ei lahustu, võib eraldada tema abil vee, näit. eestrist ja väävelsüsinikust. Selleks visatakse kloorkaltsiumitükid vedelikku, kust ta imeb vee enesesse.

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

Väävelhappega sulapagu annab soojendamisel fluorvesiniku:



Selle abil tehakse klaasile kirju ja joonistusi. Selleks kaetakse klaas õhukese vaha- või parafiinikihiga, tehakse sellesse mingi teravikuga soovitatav kiri või joonistus, nii et klaas paljastub kirja all. Siis asetatakse seatinast kausikesse pulbrikshõõrutud sulapagu ja segatakse kange väävelhappega. Kui katta nüüd nõu klaasi kirja poolega

ja soojendada kergesti, siis tekkiv fluorvesinik sööb kirja klaasi umbes 10 min. jooksul. Pärast vaha kõrvaldamist ja pesemist alkoholiga või eetriga tuleb nähtavale mattkirj. Tahetakse läbipaistvat kirja, siis tuleb pesta soojendamise asemel klaasi vaha poolt (kirjaga) fluorvesiniku vesilahusega ehk fluorvesihappega.

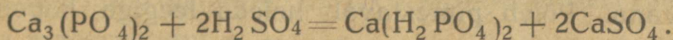
Fluorvesinik on väga mürgine. Seepärast tuleb hoiduda tema sissehingamisest, samuti puutumisest kokku ihuga.

3. Väävelhapukaltsium (CaSO_4) ehk kips esineb looduses kristallidena ja amorfisena aienena. Temaga on seotud alati ka vett. Tema täieline vormel on seepärast: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Kuumutamisel 110° — 120° ta kaotab osa oma veest. Niisugusena nimetatakse teda põletatud kipsisiks. Kui jahvatada see peeneks ja segada jahu veega, siis segu muutub lühikese ajaga kõvaks, sest et kips üsineb uuesti veega. Selle omaduse tõttu on võimalik valada kipsist kujusid ja vorme, tarvitada teda krohvöödeks jne. Kõvaks muutudes ta paisub ja täidab vormi õõnsused.

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

Kipsi tarvitatakse ka põlluväetiseks.

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



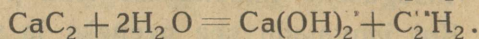
Viimase kahe soola segu ongi superfosfaat.

5. Süsihapukaltsiumi (CaCO_3) tuleb looduses ette lubjapaona, lubjakivina, kriidina ja marmorina. Lubjapagu esineb rombilistena kristallidena. Mõnikord neid kristalle leidub meiegi paekivis.

6. Ränihapukaltsiumi (CaSiO_3) ehk kaltsiumi silikaati tuntakse looduses vollastoniidina. Kaltsiumi silikaati tuleb ette ka harilikus klaasis.

7. Kloorlubi (CaOCl_2) ehk pleeklubi on kloori lõhnaga vees lahustuv valge pulber. Lahusel on lehelise omadused. Laguneb hapete mõjul, eraldades kloori, mis pärast tarvitatakse teda kloori asemel pleegitamiseainena ja desinfitseerimiseks.

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



Magneesium.

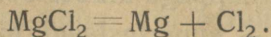
Magneesium — Mg.

Aatomkaal = 24,36; valents = 2.

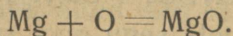
Magneesium on läikiv, hõbevalge, kerge metall, veest raskem. Müügil lintidena ja pulbrina.

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

Magneesiumi saadakse elektrolüüsiga kloormagneesiumist (ka karnaliidist):

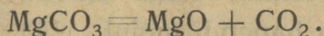


Keemiliselt ühineb kergesti hapnikuga. Õhus ta pind tuhmub tekkiva aluse mõjul. Kuivas õhus seisab kaua läikivana. Põleb pimestavalt heleda leegiga hapendiks:



Magneesiumi leegi valgust kasutatakse fotograafias päikese valguse asemel ja ilutulena.

Suuremas hulgas saadakse magneesiumihapendit magnesiidi kuumutamisel:



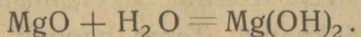
Magnesiit laguneb kuumutamisel veel kergemini kui lubjakivi, isegi katseklaasis.

Sel teel saadud magneesiumihapendit tarvitatakse arstirohuks põletatud magneesia nime all.

Magneesium põleb ka süsihapugaasis ja veeaurus, vabastades nad hapnikust:



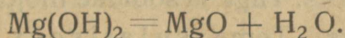
Punane lakmuspaber muutub "märja magneesiumihapendiga kokkupuutumisel nõrgasti siniseks. Järelikult see hapend annab veega aluse:



Et magneesiumihapend lahustub vees vähe, seepärast saadakse magneesiumi alust suuremas määras tema sooladest leheliste mõjul, kust ta vabaneb valgena sademena. Näit.



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

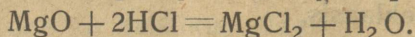


Magneesiumi sooladest on tähtsamad:

1. Kloormagneesium (MgCl_2) ja 2. väävelhappumagneesium (MgSO_4). Mõlemaid on, pääle muude leiukohtade, lahustunult merevees, millele 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. Süsihapumagneesiumi (MgCO_3) leidub looduses magnesiidi nime all. Ühenduses süsihapukaltsiumiga ta moodustab dolomiidi ($\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$).

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



Alumiinium.

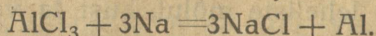
Aluminium — Al.

Aatomkaal = 27,1; valents = 3.

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

Looduses selle metalli ühendeid on palju. Igasugused põllupaod ja neist tekkinud savi, niisama vilgukivi on alumiiniumi silikaadid. Tema hapend (Al_2O_3) on looduses tuntud *korundi* nimelisena.

Saada võib teda naatriumi mõjul klooralumiiniumist:

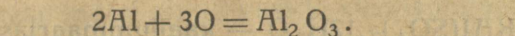


Viimasel ajal saadakse seda metalli tema hapendist elektrolüüsiga.

Alumiiniumi tarvitatakse mitmesuguste nõude valmistamiseks. Higi ja soolade mõjul need muutuvad aga ruttu mustaks. Tema sulatisest on tuttavamad: 1. kullakarva *alumiiniumpronks* — alumiiniumi sulatis vasega, millest valmistatakse füüsikaaparaate; 2. kerge, kõva ja läikiv *magnaalium* — alumiiniumi sulatis magneesiumiga, parim materjal õhulaevade metallosadeks.

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

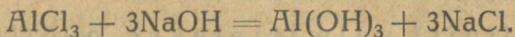
Kõrges temperatuuris alumiinium põleb, ühinedes hapnikuga hapendiks:



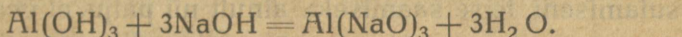
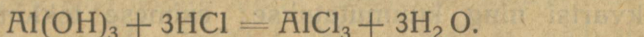
Ta vabastab ka teised ained hapnikust. Näit. kui segada savipotis rauahapendit alumiiniumi pulbriga ja süüdata segu temasse pandud magneesiumi lindiga, siis raud vabaneb. Seejuures temperatuur tõuseb 3000⁰-ni. Nii saadud kuumuse abil joodetakse raskesti sulavaid metalle kokku. Kui näit. panna kaks raudlatti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

Looduses leiduv alumiiniumihapend — korund on väga kõva aine, mispärast tarvitatakse teda kõvade asjade lihvimiseks. Kroomi lisandite mõjul punaseksvärvitud korundi kutsutakse *rubiiniks* ja koobalti mõjul siniseks muutund — *safiiriks*. Mõlemad on kalliskivid.

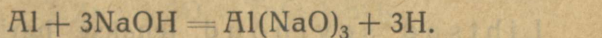
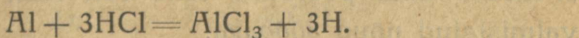
Alumiiniumi alus $[\text{Al}(\text{OH})_3]$ tekib tema sooladest lehelise mõjul, näit.:



See annab soolad hapetega ja alustega:



Seega on tal korruga aluse ja happe omadused. Alumiinium ise annab ka soolad hapetega ja alustega, kusjuures vabaneb vesinik:



See kõik näitab, et alumiiniumil on osalt metalli, osalt metalloidi omadused: ta on vahepeälne aine.

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

$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ — kaaliummaarjas.

$NH_4Al(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ — 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:

$K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ — ortoklaas,

$Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$ — albiit,

$CaO \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$ — anortiit.

Neist tekib murenemisel savi, mis on ka alumii-
niumi silikaat: $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$. Nagu näha vormelist,
savi tekkimisel teiste metallide hapendid on kadund ja
ülejääk liitund veega.

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

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

Lihtsad savinõud tehakse harilikust savist ja
võõbatakse.

Telliskivide ja savitorude valmistamiseks
segatakse savile liiva hulka.

Savi ja lubjakivi segu kuumutamisel tekib *tsement*. Kuumutamisel kunni sulamiseni saadakse *portlandi tsement*. Kui aga kuumuse mõjul ainult vesi ja süsihapugaas vabanevad, ilma et segu sulaks, siis tekib *romaani tsement*.

Veega ja liivaga segatud tsemendijahu muutub mõne päeva jooksul kõvaks, sest et tekib vees lahustumatu 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, söoda, väävli- ja puusöe segu, saadakse ilus sinine värv — *sine* ehk *ultramariin*. Looduses leidub teda taevakivi nimelisena.

Rasked metallid.

Tsink.

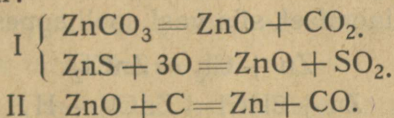
Zincum — Zn.

Aatomkaal = 65,37; valents = 2.

Tsink on sinakasvalge läikiv metall, erikaaluga 7,15. Harilikus temperatuuris ta on rabe, üle 100° — taotav ja venitav, üle 200° — jälle rabe.

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

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



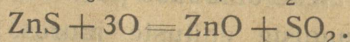
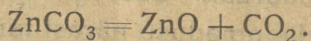
Tsingist valmistatakse nõusid (vannid, ämbrid jm.) ja kaetakse temaga rauda, et kaitsta seda roostetumisest.

Keemiliselt ta kattub õhus alusliku süsihaputsingikihiga, mis kaitseb teda roostetumisest.

Kuumutamisel põleb heleda leegiga, ühinedes õhu hapnikuga hapendiks:

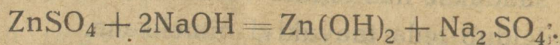


Viimane tekib ka nagu nägime tsingi ühendite kuumutamisel:

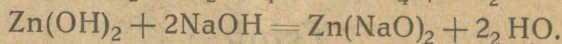
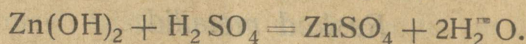


Seda hapendit tarvitatakse maalrivärvina *tsinkvalge* nime all.

Tsingi alus tekib tema sooladest leheliste mõjul, näit.:

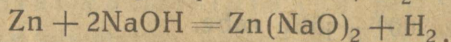
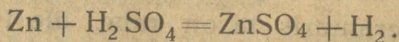


See annab soolad hapetega ja alustega:



Sellega on tal happe ja aluse omadused ühtlasi.

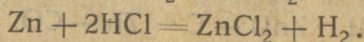
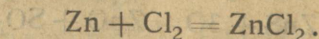
Samuti tsink ise annab soolad kui hapetega nii alustega, kusjuures vesinik vabaneb:



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

Tsingi sooladest on tähtsamad:

1. Kloortsink (ZnCl_2), mis tekib tsingi ja kloori otsekoheisel ühinemisel, siis veel soolhapest metalli mõjul:

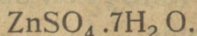


Kloortsingi lahuses leotatud puu on kaitstud mädanemise ja majakäsna vastu.

2. Väävelhaputsink ($ZnSO_4$) ehk tsinkvitriool tekib, mõjutades tsinki väävelhappega:



Kristalliseerub lahusest kristallveega:



Tarvitatakse arstirohuna.

Tina (ehk inglüstina).

Stannum — Sn.

Atomkaal = 118,8; valents = 2 ja 4.

Tina on hõbevalge, läikiv, raske metall, erikaaluga 7,2^o. Kristallise ehituse tõttu ta ragiseb painutamisel kristallide vastastikku hõõrumisest. Ta on õige venitatav ja taotav ning laseb pressida ennast väga õhukesteks lehtedeks — tinapaberiks ehk stanniooliks.

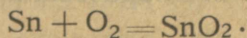
Looduses teda leidub väga harva vabalt. Tema ühend on tinakivi (SnO_2), mida ka ei leidu väga laialt.

Vaba tina saadakse tinakivi ja söe segu kuumutamisel:

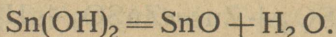


Teda tarvitatakse vaskööginõude tinutamiseks, s. o. kaetakse nad seespoolt õhukese tinakorruga, mis kaitseb vaske hapete ja soolade mõju eest ja keelab tekkimast mürgiseid vaseühendeid, kuna tinale nõrgad happed ei mõju. Ka kaetakse temaga raudplekki, sest tina ei muutu õhus ja kaitseb seepärast rauda roostetumisest. Kuid kristallise ehituse tõttu tekib temasse hangumisel praokesi, mis pärast kaitse ei ole küllalt kindel. Tinapaberiga mähitakse tee, shokolaad, mõned arstirohud jne. Ka metallide kokkujootmiseks tarvitatakse tina.

Keemiliselt ta ühineb hapnikuga kõrges kuumuses, tekitades kaheshapendi:

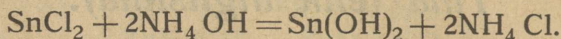


On olemas ka tinahapend, mida võib saada, kuumutades tema alust:

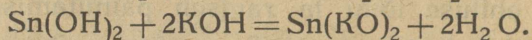
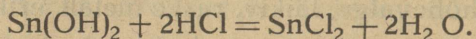


Esimeses ühendis (SnO_2) on tina neljavalentne, teises — (SnO) — kahevalentne.

Tina alus tekib kloortinast ja ammoniumvesihapendist, vabanedes valgena sademena:

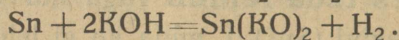
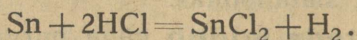


Nagu tsingi aluski ta annab soolad hapetega ja alustega:



On järelikult, happeliste ja aluslikkude omadustega.

Ka tina ise annab soolad hapetega ja alustega:



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

Tina sooladel ei ole suurt tegelikku tähtsust.

Seatina.

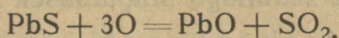
Plumbum — Pb.

Atomkaal = 207,1; valents 2 ja 4.

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

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

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



Samast ühendist võib saada teda ka rauaga koos sulatamisel:



Seatina tarvitatakse kuulide valamiseks, torude valmistamiseks jne. Seatinast joogiveetorud ei ole soovitatavad, sest ta tekitab veega ja selles leiduva õhuga vesihapendi — $\text{Pb}(\text{OH})_2$, mis lahustub vees ja on mürgine. Õhuta vees seda ühendit ei teki, samuti ka vees, milles leidub väävli- ja süsihapusooli, sest need katavad seatina, kaitstes teda vee mõjust.

Keemiliselt ta muutub õhus tuhniks, kattudes alusliku seatina soolaga.

Hapnikuga ühineb soojendamisel kollaseks hapendiks (PbO), mida kutsutakse *massikooks*. Kui kuumutada viimast kunni sulamiseni, ta muutub kollakas-pruuniks *gletiks*. Mõlemaid tarvitatakse maalrivärviks.

Kui kuumutada massikood pikemat aega õhus 300^0 — 400^0 temperatuuris, siis tekib punane värv *mennig* (Pb_3O_4), millega värvitakse iseäranis raudasju.

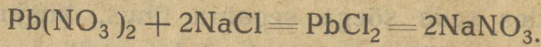
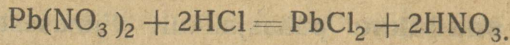
Mennigist saadakse salpeeterhappe mõjul mustjas-pruun seatinaülihapend (PbO_2), mida tarvitatakse hapendajana, sest temast hapnik vabaneb kergesti.

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



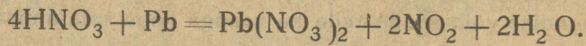
Tema sooladest on tegeliku tähtsusega:

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



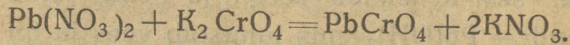
Teda tarvitatakse seatinaga sulatamisel.

2. Salpeeterhapuseatina — $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ — tekib salpeeterhapest ja seatinast:



Tarvitatakse ilutulede valmistamisel.

3. Kroomkollane (kollane värv) tekib eelmises reaktsioonis saadud soola ja kroomhapukaaliumi reageerimisel:



4. Kroompunane — PbCrO_4 . $\text{Pb}(\text{OH})_2$ — tekib, kui lisada kroomkollasele keemistemperatuuril juure naatriumi alust. Punane värv.

5. Seatina valge — PbCO_3 . $\text{Pb}(\text{OH})_2$ — on ilus valge värv, kuid sattudes seintelt ja maalidelt tolmuna õhku, mõjub sissehingamisel mürgiselt. Väävelvesiniku mõjul läheb mustaks.

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

Vask.

Cuprum — Cu.

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

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

Looduses teda leidub kaunis palju vabalt, sageli suurtena tükkidena; iseäranis palju vaba vaske on Põhja-Ameerika Ülemjärve läheduses. Palju leidub looduses ka

vase ühendeid. Neist on tähtsamad: punane vasekivi (Cu_2O), vaseläige (Cu_2S), vasepüriit (CuFeS_2) ja malahiit: $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$.

Saada võib vaske punasest vasekivist, kuumutades seda söega segatult:

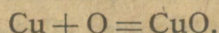


Teised ühendid muudetakse enne põletamisega hapendiks ja alles viimasest vabastatakse vask söe abil.

Vasest valmistatakse traati, keedunõusid jne. Rohkem tarvitatakse vase sulatise, millest tuttavamad: *pronks* (vask+tina), *valgevask* (vask+tsink), *uushõbe* (vask+tsink+nikkel).

Keemiliselt vask ei muutu kuivas õhus. Niiskes aga kattub alusliku süsihappuveega, mida kutsutakse vasehallituseks tema rohelise värvi pärast.

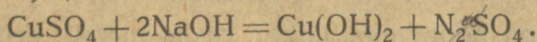
Hapnikuga ta ühineb kuumutamisel hapendiks:



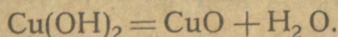
Viimane on must pulber, millega vask kattub, kui kuumutada teda tules.

On olemas ka vase alahapend (Cu_2C), mis leidub looduses punasena vasekivina. Kunstlikult teda võib saada punasena pulbrina vase sooladest.

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



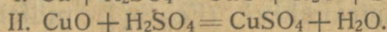
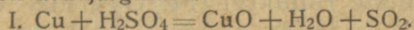
See on nõrk ühend ja laguneb juba vees keetmisel vasehapendiks ja veeks:



Tähtsamad vase soolad on järgmised:

1. **Vaskvitriool** (CuSO_4) ehk sinine silmakivi, mis tekib vase soojendamisel koondatud väävelhappes.

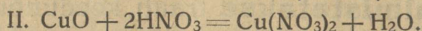
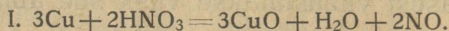
Reaktsioon on kahejärguline:



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

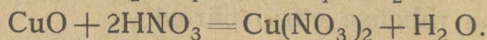
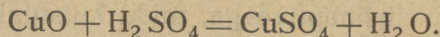
2. Lämmastikhapuvask, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, tekib vase ja salpeeterhappe reageerumisel harilikus temperatuuris.

Reaktsioon on kahejärguline:



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

Mõlemad nimetatud soolad tekivad ka vasehappendi reageerumisel vastava happega:



3. Aluslik süsihapuvask, CuCO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$ leidub looduses *malahiidi* nime all. See roheline vasekivi laseb lihvida ennast ilusasti ja seepärast valmistatakse temast mitmesuguseid iluasju.

Raud.

Ferrum — Fe.

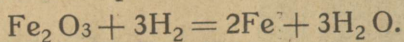
Aatomkaal = 55,84; valents = 2 ja 3.

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 maailmaruumist maakerale sattund meteoorides ja mõnedes laavaseltsides. Tema ühendeid on palju. Tähtsamad neist on järgmised: punane rauakivi (Fe_2O_3), mis esineb mitmes teisendis; magnetrauakivi (Fe_3O_4), millel on omadus

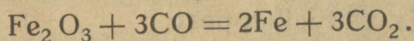
tõmmata rauda külge; pruunrauakivi [$\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{Fe}(\text{OH})_3$] ja sama koosseisuga soopinnal roostena ilmuv sooraud; rauapüriit (FeS_2) — väävlikarva rauda ja väävli ühend. Väheses mõõdus rauda ühendeid on igas maapinnas. Ka organismides leidub rauda: taimede leheroheline tekib rauda mõjul, loomade verepunas on rauda.

Saadakse keemiliselt puhaſt rauda rauda sooladest elektrolüüsiga ja rauahapendist vesiniku mõjul:



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

Harilik tarvituselolev raud sisaldab süsinikku ja teisi lisandeid suuremas või vähe-
mas määras. Teda saadakse rauaühendite ja söe
segu kuumutamisel, kusjuures esiti tekib süsinikhapend
(CO), mis vabastab rauda hapnikust:

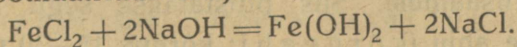


Tarvitamiseks raud on kasulikum ja odavaim metall. Temast valmistatakse väga mitmesuguseid tarbeasju, millest paljud tuttavad igaühele.

Keemiliselt raud ei muutu kuivas õhus, kuid niiskuses tekib tema pinnale punakaspruun kiht, mis koostub peamiselt rauda vesihapendist [$\text{Fe}(\text{OH})_3$] ja mida kutsutakse roosteks. Viimane ei kata rauda pinda ühtlaselt. Seepärast tungib õhu ja vee mõju sügavamale, kunni raud muutub täiesti roosteks. Roostetumisest kaitseb rauda värvimine, õlitamine, tsingiga või tinaga katmine.

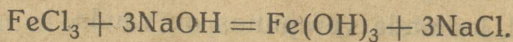
Hapnikus kuumutamisel raud annab pruunpunase hapendi (Fe_2O_3), mida tarvitatakse värviks; õhus kuumutamisel ta annab musta tagi (Fe_3O_4), mida peetakse alahapendi (FeO) ja hapendi (Fe_2O_3) ühendiks.

Rauda alahapendile vastav alus tekib rauaskloriidist söötnaatriumi mõjul:



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

Otsekohe viimane tekib kloorrauast sama lehelise mõjul:

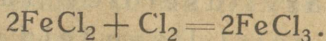


Tähtsamad raua soolad on järgmised:

1. Roheline rauakloriid (FeCl_2), mis tekib rauast ja soolhappest:



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



Tarvitatakse värviks ja arstirohuna, muuseas ka verevoolu kinnipanekuks.

3. Rohekashall raudvitriool (FeSO_4), mida võib saada rauast ja väävelhappest:

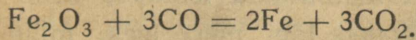


Lahusest kristalliseerunult tema koosseis on järgmine: $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Kuumutamisel kristallvesi vabaneb, mille tagajärjel sool muutub valgeks. Tarvitatakse värviks, värvide ja tindi valmistamiseks, fotograafias ilmutajaks jne.

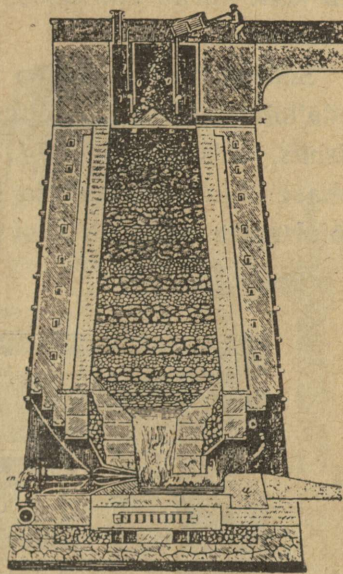
Rauatööstus.

Enne raua vabastamist ühenditest põletatakse viimaseid, et muuta nad kobedamaks ja eemaldada mõni lisaaine. Pärast seda segatakse neile hulka niisuguseid aineid, mis võivad ühineda mõne alalejäänd lisandiga nagu räni, väävel, vosvor, mangaan jne. Segatavateks aineteks tarvitatakse sulapagu, lubjakivi, liiva jne., vastavalt ühendis leiduvale lisaainele. Siis puistatakse segu suure tornisarnasesse ahju (kõrgeahi; kõrgus 15—30 m.), vahel-

damisi söe (koksi) kihtidega, kunni ahi täis (joon.50). Siis südatakse söed alt ja puhutakse sellekohaste masinate abil vahetpidamata presitud õhku väljast juure. Põlemisel tekkind süsinikhapend vabastab raua:



Vabanend rauas sulab osa sütt ja tekib *malm*, mille sulamistemperatuur madalam raua omast ja mis vajub vedelana ahju põhja. Juuresegatud ained aga tekitavad rauaühenditesse jäänd lisanditega sula *räbu* ehk *shlaki*, mis on vedelast malmist kergem ja tõuseb selle pääle, kaitstes vabanendraudapuutumast õhuga kokku ja hapendumast uuesti. Nii sula malm kui vedel räbu lastakse aegajalt välja selle jaoks ahju külje sisse tehtud aukude kaudu, kuna ülalt puistatakse uuesti toorest materjaali ahju. Nii ahi töötab vahetpidamata aastate viisi.

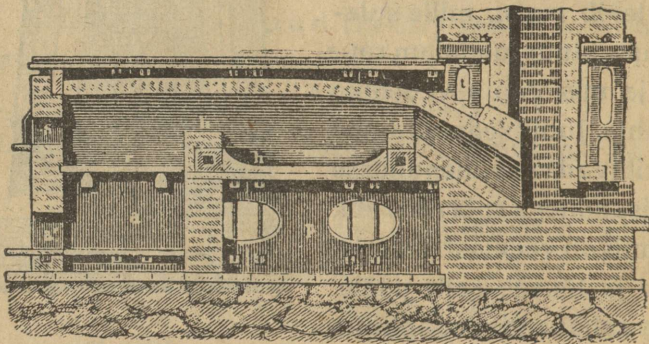


Joon. 50.

Malm sisaldab süsiniku 2,3 — 5,1% ja veel mõnd muud lisaainet nagu räni, väävlit, vosvorit, mangaani jne. Teda on kaht seltsi. 1. *Valge malm*, mis tekib sulamalmi kiirel hangumisel, on kõva ja rabe. Süsinik on temas suuremalt osalt rauaga keemilises ühenduses. Sisaldab muu seas mangaani. Malmasjade valamiseks ta ei kõlba, kuid temast saadakse terast ja rauda. 2. *Hall malm* tekib sulamalmi aeglasel hangumisel, ei ole nii kõva ega rabe. Temas sisaldub süsinik suuremalt osalt grafiidina, millest tema hall

värv oleneb. Sisaldab muu seas ka räni. Hall malm on väga sünnis valamiseks, sest hangudes ta paisub ja täidab kõik vormi õõnsused. Temast valmistatakse ka terast ja rauda.

Selleks tuleb põletada malmist suurem osa sütt välja. Seda toimetatakse mitmel viisil, millest tähtsamad. 1. *Segamisviis*, mis seisab selles, et malmitükid laotakse sellekohase ahju põrandale ja juhitakse läbi neist leek, mille mõjul malm sulab ja süsi põleb (joon. 51). Põlemise ajal



Joon. 51.

segatakse sula malmi raudroobiga läbi ahju küljes olevate avauste. Mida rohkem sütt põleb ära, seda sitkemaks segu muutub (sest vähem süsinikku sisaldava raua sulamispunkt on kõrgem). Kui segu on omandand teatava sitkuse, tõmmatakse ta asjust välja.

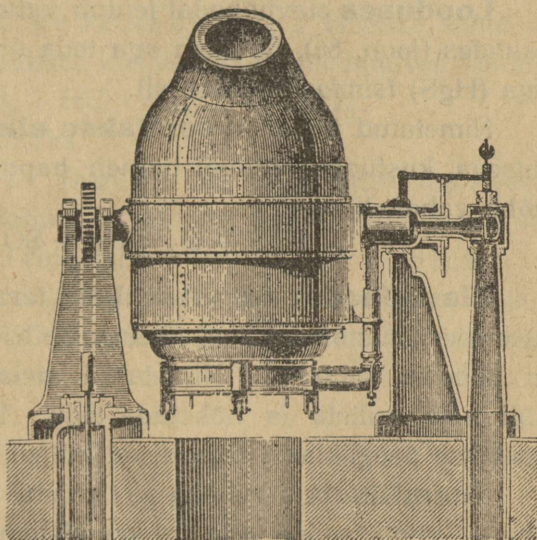
2. *Bessemeri viis* seisab selles, et sulamalm lastakse ahjust suure pirnisarnasesse raudanumasse — *konvertoris*, mis võib tiirelda völlil (joon. 52). Konvertori põhjas olevate torude kaudu juhitakse peenikestena jugadena läbi sulamalmi õhku, mistõttu süsinik põleb. On viimane põlend teatava määrani, pööratakse konvertor kummuli ja valatakse raud (või teras) vormidesse. Nii võib töötada 10—12 min. jooksul kunni 10 tonni malmi teraseks ümber.

Konvertori siseseinad kaetakse magneesiumi- ja kaltsiumihapendite seguga, mida saadakse dolomiidi ($MgCO_3$, $CaCO_3$) põletamisest. Need kui aluslikud ained liidavad enesega hap- pelised vosvori-, väävli- jne. ühen- did, mis teeksid raua ja terase hapraks.

Seejuures tek- kind räbu jahva- tatakse peeneks ja tarvitatakse põllu- väetiseks — *toomasjahu* nimeli- sena.

Rauason süsi- nikku 0,05—0,5%, terases aga 0,5—2,3%.

Niihästi rauda kui terast on nende süsiniku ja teiste lisaainete sisaldavuse järele mit- tut sorti, millest igaüht tarvitatakse isesuguseks ois- tarbeks.



Joon. 52.

Elavhõbe.

Hydrargyrum — Hg.

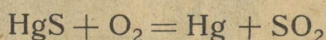
Aatomkaal = 200,6; valents = 1 ja 2.

Elavhõbe on ainult vedel metall, hõbevalge ja läikiv. Erikaal = 13,6. Hangub kõvaks — $390^{\circ}C$. juures. Keemispunkt $+ 360^{\circ}C$. Aurab ka harilikus temperatuuris. Ta aur on mürgine. (Nime ta on saand sellest, et tema tilgad veerevad kergesti väikeste ümmarguste kuuli- kestena.)

Muud metallid pääle raua lahustuvad elavhõbedas. Neid lahuseid kutsutakse *amalgamideks*. Viimased võivad olla vedelad või kõvad, sedamööda kui palju metalli on lahustund elavhõbedas.

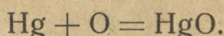
Looduses elavhõbedat leidub vabalt, tilkadena mineraalides (joon. 86). Rohkem aga teda on ühenduses väävliga (HgS) *tsinnoobri* nime all.

Nimetatud ühendist **saadakse elavhõbedat** põletamisega, kusjuures väävel ühineb hapnikuga, kuna elavhõbe vabaneb:

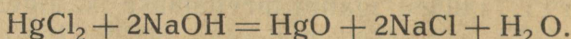


Elavhõbedat tarvitatakse termomeetrites, baromeetrites, manomeetrites. Tema abil vabastatakse kulda ja hõbedat segudest. Nimetatud metallide amalgamide abil võib kullata ja hõbetada asju. Tinaamalgami abil kaetakse peegliklaasi tagumised küljed tinaga.

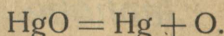
Keemiliselt elavhõbe ei mütu kuivas ega niiskes õhus. Kuumutamisel aga ligi keemistemperatuurini ta ühineb hapnikuga punaseks elavhõbedahapendiks:



See hapend tekib ka elavhõbeda sooladest kollakana pulbrina leheliste mõjul. Näit.:



Kuumutamisel laguneb elavhõbedahapend:



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

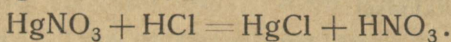
Elavhõbeda alust ei ole võimalik saada: ta pole püsiv harilikus temperatuuris, vaid laguneb juba tekkimisel.

Tähtsamad elavhõbeda soolad on järgmised:

1. Salpeeterhapu-elavhõbe ehk elavhõbe-

dasniitrat (HgNO₃), mida võib saada, lahustades elavhõbedat lahjendatud salpeeterhappes harilikus temperatuuris.

2. Kloorelavhõbe, elavhõbedaskloriid (HgCl) ehk kalomel tekib valgena sademena eelmise soola ja soolhappe reageerumisel, kui valada nende lahused kokku



Tarvitatakse arstirohuks.

3. Sublimaat (HgCl₂) on valge kristalline vees lahustuv aine (kalomel ei lahustu vees). Sublimaat on kange mürk. Tema lahust tarvitatakse sublimaadiveena haavade, löikeriistade jne. pesemiseks desinfitseerimise otstarbel. Sublimaadiveega leotatud puu on kaitstud mädanemisest.

Hõbe.

Argentum — Ag.

Aatomkaal = 107,88, valents = 1.

Hõbe on valge, läikiv, raske metall, kaunis pehme. Erikaal = 10,5. Parim elektri- ja soojusejuht.

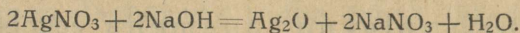
Looduses hõbedat leidub vabalt, mõnikord kaunis suurtena tükkidena. Rohkem aga teda on ühendites, millest tähtsam hõbeläige (Ag₂S). Viimane on sageli ühenduses seatinaläikega (PbS).

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

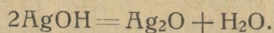
Keemiliselt hõbe ei muutu puhtas õhus, ei harilikus temperatuuris ega kuumutamisel. Selle omaduse tõttu kutsutakse teda *väärismetalliks*. Muutub aga mustaks,

kui leidub õhus väävelvesinikku (H_2S), mille mõjul ta kattub väävelhõbedakihiga (Ag_2^vS).

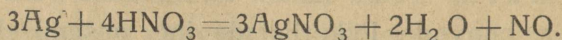
Hõbeda hapend (Ag_2O) tekib pruunina sademena salpeeterhapuhõbedast leheliste mõjul. Näit.:



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



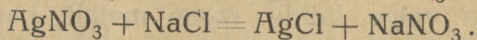
Hõbeda sooladest on tähtsamad: 1. Salpeeterhapuhõbe ($AgNO_3$) ehk pörgukivi, mis tekib, kui lahustada hõbedat (võib olla ka hõberaha) salpeeterhappes:



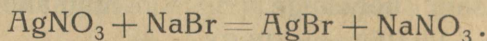
Tarvitatakse arstirohuna käsnade põletamiseks ja teiste hõbedate ühendite valmistamiseks

Märkus. Kui lahustada salpeeterhappes hõberaha, saame sinise lahuse, sest rahas leiduvask annab happega sinise vase soola— $Cu(NO_3)_2$.

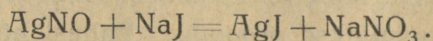
2. Kloorhõbe ($AgCl$) tekib valgena sademena, kui lisada pörgukivi lahusesse (saadud eelmisel reaktsioonil) soolhapet või keedusoola lahust:



Broomhõbe ($AgBr$) tekib valkjaskollakana sademena pörgukivi ja broomnaatriumi (või broomkaaliumi) lahuste segamisel:



4. Joodhõbe (AgJ) saadakse pörgukivi ja joodnaatriumi (või joodkaaliumi) lahuste ühendamisel — helekollakana sademena:



Kolm viimast soola laguneb valguse mõjul, eraldades hõbedat peenikese musta pulbrina. Selle omaduse tõttu tarvitatakse neid valgustundlike püroplaadide valmistamiseks (vt. „Püroplaatidust“).

Kuld.

Aurum — Au.

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

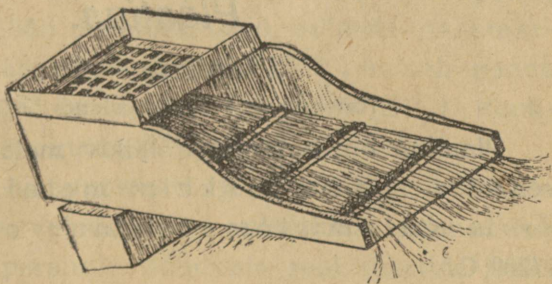
Kuld on kollane läikiv metall, pehme nagu seatina. Laseb taguda ennast väga õhukesteks lehtedeks, mis paistuvad rohekalt läbi. Ta on väga raske metall, erikaal = 19,3. Hääd elektri- ja soojusejuht.

Looduses kulda leidub peaaegu ainult vabalt. Kulla ühendid on väga haruldased. Vaba kuld asub peenikesena terakestena kõvades kaljudes, enamasti neis leiduvates ränisoontes (joon. 52). Teda leidub ka liivas, mis on tekkinud kaljudest murenemisel ja kantud laiali vee jõul.



Joon. 53.

Liivast saadakse teda n.-nim. kullapesemisel. Selleks säetakse pikad, põikpöönadega varustatud rennid poolpüsti. Renni kõrgemale otsale asetatakse traatpõhjaga sõel, millesse visatakse kulda sisaldavat liiva (joon. 54). Sõela juhitud veejuga viib liiva renni mööda alla, kusjuures rasked kullaterad ühes suuremate kivikestega jäävad



Joon. 54.

peatuma põönade taha. Suuremad kullatükid nopitakse välja,

kuna segu asetatakse ühes väikesemate terakestega elavhõbedasse, milles kuld lahustub. Kivid kui elavhõbedast kerge-
mad kehad kergivad pääle, kust kõrvaldatakse nad. Pärast aurutatakse elavhõbe ära ja nii saadakse vaba kuld kätte.

Kulda sisaldavad kõvad kaljud purustatakse enne sellekohaste masinatega peeneks ja siis eraldatakse kuld samuti pesemisega.

Elavhõbeda asemel tarvitatakse ka kloorvett või nõrka tsüankaaliumi lahust.

Tarvitamiseks sulatatakse kuld hõbedaga või vasega, et anda talle tarviline kõvadus, ja valmistatakse temast iluasju ning raha. Sulatistes olevat kulla hulka protsentides kutsutakse *prooviks*. Puhast kulda tarvitatakse asjade kuldamiseks.

Keemiliselt ta ei muutu õhus mingisuguste tegurite mõjul, mis pärast kutsutakse teda *väärismetalliks*. Happed ei mõju temasse, pääle sool- ja lämmastikhappe segu, mida hüütakse seepärast *kuningveeks*. Ta lahustub ka kloorvees ja üldse kloori eraldavates vedelikes, ühinedes *kloorkullaks* — AuCl_3 . Viimane laguneb soojenemisel *klooris-kullaks*: $\text{AuCl}_3 = \text{AuCl} + \text{Cl}_2$.

Plaatina.

Plaatina — Pt.

Aatomkaal = 195,2; valents = 2 ja 4.

Plaatina on hõbevalge läikiv metall, hästi taotav ja venitav. Ta on raskeim metall; erikaal = 21,45. Ka ta sulamistemperatuur on kõrgeim = 1720° C.

Looduses plaatinat leidub harva, enamasti väikesena, mõnikord ka suurematena terakestena; vahest ka

sulatises mõne teise metalliga näit. rauaga. Rohkeim teda on leida Uuralis, kust saadi enne 90% maailma platinast. Nüüd see toodang on vähenend palju.

Platinat saadakse nagu kuldagi pesemisega. Kuid tema eraldamine ühesleiduvatest metallidest on väga raske.

Keemiliselt platinat on vähe tegev metall. Õhust ta ei muutu mingisuguste tegurite mõjul, mispärast kuulub *väärismetallide* hulka. Platinat on kullast kallim.

Happed ei mõju temasse pääle kuningvee ja koori sisaldavate vedelikkude, milles ta klooriga ühinedes annab *kloorplatinat* — PtCl_4 .

Kuningvees lahustudes ta annab *platinakloorvesinikhape* (H_2PtCl_6), mis vabaneb lahusest pruunpunastena kristallidena.

Selle happe lahusest platinat vabaneb ise tsiingi mõjul mustana pulbrina. Viimast kutsutakse *mustplatinaks*.

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

Niihästi must- kui käsnplatinat neelavad gaase, mistõttu nad on hääd katalüsaatorid mitmete gaasreaktsioonidel. Näit. väävelkaheshapend (SO_2) ühineb nende mõjul õhu hapnikuga väävelkolmeshapendiks (SO_3). Paukgaas plahvatub, kui puutub käsnplatinaga kokku.

Kõrge sulamistemperatuuri ja keemiliste mõjudele vastupidavuse tõttu valmistatakse platinast keemia-nõusid kui kõrget temperatuuri nõudvate reaktsioonide jaoks nii kangete hapete destilleerimiseks. Veel vastupidavamad on nõud platinat ja iriidiumi sulatisest.

Alused, tsüaan- ja väävliühendid lehelismetallidega (K, Na), mõjuvad sulas olekus sellele metallile keemiliselt, seepärast ei või soojendada neid paatina-anumates. Rasked metallid, näit. seatina annavad plaatinaga kergestisulavad sulatised, ja seepärast ei või sulatada ka neid plaatina-nõudes.

Lihtainete tabel.

(Võetud J. Annusson'i „Anonoomil. 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	„
Naatrium (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 (kristalliline või amorfine)
Vosvõr (Phosphor)	P	31,04	{ kollane 1,83 punane 2,20	3(5)	metalloid (kollane)
Väävel (Sulfur)	S	32,07	2,07	2(4)	metalloid (kollane)
Kloor (Chlorum)	Cl	35,46	(3,16)	1	gaas
Argoon (Argon)	A	39,88	(1,78)	0	„
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 (valents)	Omadused
Broom (Bromium)	Br	79,92	3,14	1	metalloid
Krüpton (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	"
Palladium (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	144,6	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	"
Bismut (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 sadeneb klaasi põhja salpeetrikristalle. Kui aga lasta jahtuda lahus aeglaselt ja rahuliselt, siis tekkivad kristallid saavad ilusamad ja korralikumad.

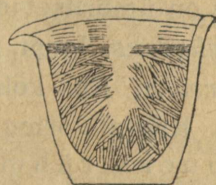
Samaks katseks võib tarvitada ka maarjajääd.

Sulatame väävli ettevaatlikult, et ta ei süteks põlema. Jahtumisel tõmbub talle koorik pääle. Kui lööme koorikule augu sisse ja valame sulaväävli välja, siis näeme tiigli seintel nõelataolisi väävlikristalle, mis on tekkind tema hangumisel (joon. 55).

Kui soojendada katseklaasis jooti, ta muutub lillavärviliseks auruks. Kuid see aur, puutudes kokku klaasi külmemate osadega, heitub seintele väikestena kristallidena.

Nii võivad kristalliseeruda paljud anorgaanilised ained kas vabanedes lahusest või hangudes vedelast olekust kindlaks või jälle muutudes aurust kindlakujuliseks. Mida aeglasemalt kristalliseerumine sünnib, seda korralikumad ja suuremad tulevad kristallid.

Seda tõestab juba eelkirjeldatud katse kaalisalpeetriga. Aegamööda heitub kristalli pinnale järjest rohkem ainet, ja kristall kasvab suuremaks.



Joon. 55.

Ka looduses leidub suurem osa anorgaanilisi aineid kristalliseerunult, kuigi see ei paistu alati silma. Viimase asjaolu põhjuseks on, et looduses kristallid ei ole arenend korralikult välja, sest mitmed segavad mõjud takistasid seda. Kuid seesmiselt mainitud ained on enamasti ikka kristallilise ehitusega. Seda võib tõestada kergesti näit. järgmise katsega: kui lüüa vasaraga suuremat tükki loomulikku kivisoola (keedusoola), siis see laguneb suuremateks ja vähemateks kuupideks, mis on tema kristallid. Kui jätkata viimaste purustamist, need lagunevad veel väikesemateks kuupideks jne. Sama nähtus kordub ka, purustades vasaraga seatinaläiget. Mõne aine kristallid on nii väikesed, et peab vaatlema neid luubiga või isegi mikroskoobiga.

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

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

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

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

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

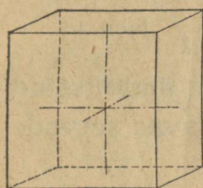
I. Korrapärane ehk regulaarne süsteem.

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

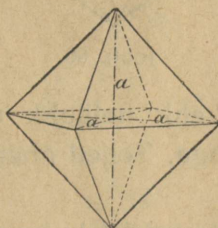
Sellesse süsteemi kuuluvad lihtsaimad vormid on järgmised:

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

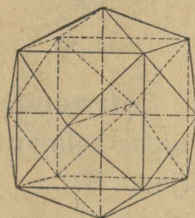
Kristallograafilised teljed ühendavad vastamisi seisvate tahkude keskohti (joon. 56).



Joon. 56.



Joon. 57.



Joon. 58.

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

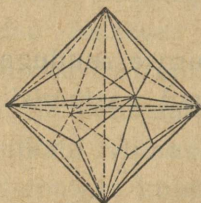
3. **Püramidaalne kuup**. Ta on kuubikujuline, kuid selle tahkude asemel ta kannab võrdhaarsetest kolmnurkadest neljatakseid nüripüramiide. Seega on tal üldse 24 tahku (joon. 58).

4. **Püramidaalne oktaeeder**. Sel oktaeedrikujulisel vormil asetsevad tahkude asemel võrdhaarsetest kolmnurkadest kolmetahksed nüripüramiidid. Järelikult on tal kokku 24 tahku (joon. 59).

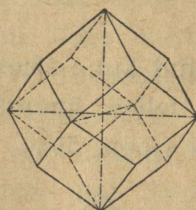
5. **Rombiline dodekaeeder** piirdub 12 rombiline tahuga. Kahesugustest nurkadest ühendavad teljed neljatakseid, s. o. niisuguseid, milles neli tahku ühineb (joon. 60).

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

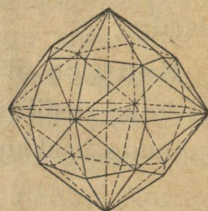
7. **Trapetsoeeder** on ümbritsetud 24 nelinurgaga, mida hüütakse nende kuju pärast *trapetsoidideks* (joon. 62).



Joon. 59.



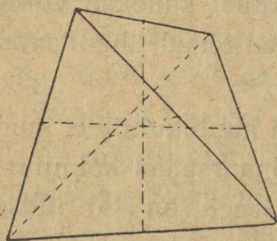
Joon. 60.



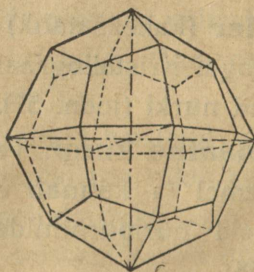
Joon. 61.

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

Teda peetakse oktaeedrist kujunenuks² sel teel, et viimasel neli tahku on kadund kordamisi (kas 1, 3, 5, 7 või



Joon. 62.



Joon. 63.

2, 4, 6, 8), kuna teised on kasvavad vastamisi kokkupuutumiseni. Seega tema tahkude arv on pool vähem oktaeedri omast,³ mispä-

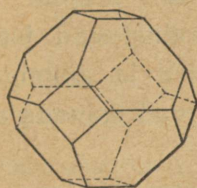
rast kutsutakse teda pooltahkseks. Nii võivad tekkida pooltahksed ka teisist täistahkseist.

Kombinatsioonid. Kirjeldatud kristallvormid on piiratud ühesuguste tahkudega. Niisuguseid kutsutakse *lihtvormideks*. Ühel ja samal kristallil võivad aga esineda ka mitme lihtvormi tahud. Sarnasel korral mitu lihtvormi on liitunud ja moodustavad liitvormi ehk *kombinatsiooni*.

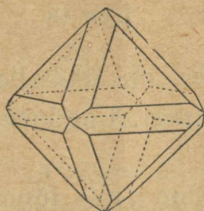
Harilikult kombinatsioonis ühe lihtvormi tahud on suuremad teise omadest. Esimest vormi kutsutakse kombinatsiooni k a n d j a k s. Õeldakse, et kristalli nurgad ja servad on nüristund, kui nende asemel asub tahk, ja et nad on teravnend, kui nende aset täidab kaks või rohkem tahku.

Kombinatsiooni näited:

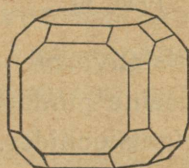
1) oktaeeder kuubiga (joon. 64); 2) oktaeeder rombiline dodekaeedriga (joon. 65). Kombineeruda võib ka kolm ja rohkem lihtvormi. Näit.: kuup, oktaeeder ja rombiline dodekaeeder (joon. 66).



Joon. 64.



Joon. 65.



Joon. 66.

II. Ruut- ehk tetragonaalne süsteem.

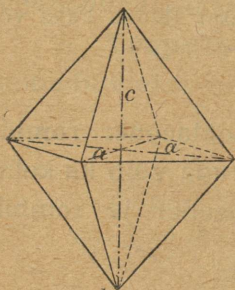
Sellesse süsteemi kuuluvatel vormidel on samuti kolm üksteisega ristloodis seisvat kristallograafilist telge, kuid kaks neist on ühepikkused, kolmas aga lühem või pikem (püsttelg). Seda kutsutakse pääteljeks, teisi abitelgedeks.

Lihtsamad siia kuuluvad vormid on järgmised:

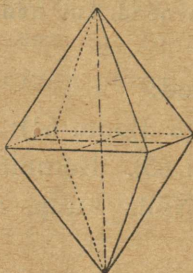
1. Ruut- ehk tetragonaalne kaksikpüramiid on piiratud kaheksa võrdhaarse kolmnurgaga. Tema keskmised servad moodustavad ruudu.

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

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



Joon. 67.



Joon. 68

Ta jaguneb esimese ja teise liigi prismaks; esimeses ühendavad abiteljed prisma servade, teises — tahkude keskohti. Muidu nad on üksteisega sarnased (joon. 69 ja 70).

3. Põhipinakooid ehk otpinnad, mis kavatavad prisma otsi, moodustavad iseseis-

va kristallvormi. See on püüteljele risti ja abitelgedele paralleelne pindade paar. Looduses võivad esineda ainult kombinatsioonides.

Seega on ka prismad, mis lõpevad otpindadega, kombinatsioonid.

III. Kuuekülgne ehk heksagonaalne süsteem.

Kristallograafilisi telgi on selle süsteemi vormidel neli: kolm ühepikkust asub ühes



Joon. 69.



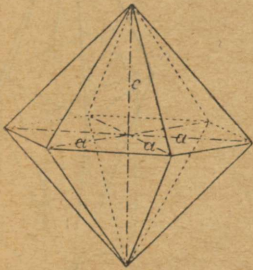
Joon. 70.

tasapinnas ja lõikub üksteisega 60° nurga all: neljas püsttelg, on neist pikem või lühem ja seisab esimestega risti. Teda hüütakse püüteljeks, teisi abitelgedeks.

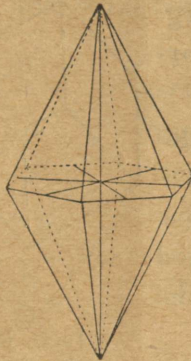
Selle süsteemi lihtsamast vormidest oleks nimetada:

1. Heksagonaalne kaksikpüramiid — piirdub kaheteistkümnega võrdhaarse kolmnurgaga.

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



Joon. 71.



Joon. 72.

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

2. Heksagonaalne prisma on piiratud kuue pääteljele paralleelse tahuga.

Esineb esimese ja teise liigi prismana; esimeses ühendavad abiteljed vastasservade, teises — vastastahkude keskkochti. Muidu nad on väliselt üksteise sarnased (joon. 73 ja 74).

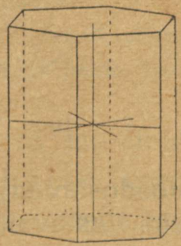
3. Põhipinakooid ehk otpinnad on pääteljele risti ja abitelgedele paralleelne pindade paar.

Heksagonaalse süsteemi pooltahketest vormidest esinevad sagedasti:

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



Joon. 73.



Joon. 74.

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

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

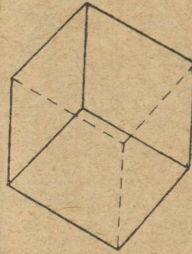
IV. Kaldruudu- ehk rombisüsteem.

Süsteemi kolm isepikkust kristallograafilist telge

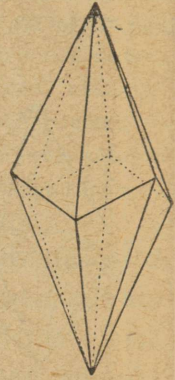
seisab üksteisega ristloodis. Ühtki neist ei saa pidada pääteljeks. Püsttelje võib valida vabalt.

Siia kuuluvad järgmised lihtsamad vormid:

1. Rombiline kak-sikpüramiid on piiratud kaheksa isekülgse kolmnurgaga. Teljed ühendavad vastamisi seisvaid nurki.



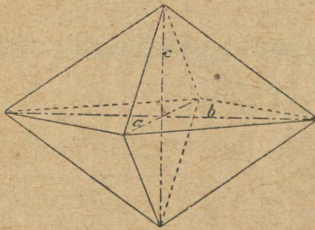
Joon. 75.



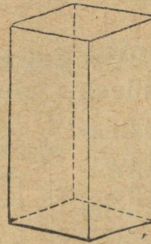
Joon. 76.

Vastavalt kolmele teljele on olemas ka kolm püramiidi, mis erineb üksteisest ainult telgede asetusest (joon. 77).

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



Joon. 77.



Joon. 78.

Vastavalt kolmele teljele on olemas kolm prisma, mis erineb üksteisest ainult telgede asetusest. Välistelt need on täiesti üksteise sarnased, kuid kombinatsioonides on igalühel oma seis (joon. 78).

3. Pinakoiidid (otspinnad)

moodustavad paralleelsete pindade paarid, mis risti ühele teljele. Vastavalt kolmele teljele on olemas ka kolm pinakoiidi.

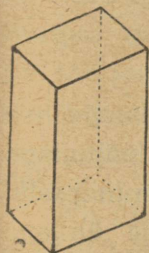
V. Monokliiniline süsteem.

Kolmest isepikkusest teljest seisab kaks üksteisega risti, kuna kolmas asetseb nende vastu kaldu*).

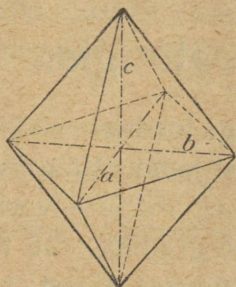
Kristalli vaatlemisel säetakse üks ristiolevaist telgedest püsti, teine vaatleja pahemalt poolt paremale, kaldtelg aga allakalduva otsaga vaatleja poole.

*) Monokliin tähendab „ükskord kallutatud“.

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



Joon. 79



Joon. 80

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

Vastavalt kolme teljele on olemas kolm prisma (joon. 79).

2. Pinakoiidid — pindade paarid, mis lõikavad

üht telge, kahele aga paralleelsed.

On olemas kolm pinakoiidi — vastavalt kolmele teljele.

Monokliiniline kaksikpüramiid on juba kombinatsioon, sest ta piirdub kahe sugu ste kolmnurkade ga, mille üldsumma võrdub kaheksale (joon. 80).

VI. Trikliiniline süsteem.

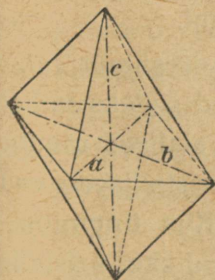
Kõik kolm telge asetseb üksteise vastu kaldu *).

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

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

Viimaste pinnad võivad lõigata neis
1) ainult üht telge, olles teistele paralleelsed:

2) kaht telge, olles kolmandale paralleelsed, 3) kõiki kolme telge.



Joon. 81

Mineraloogia.

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

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

Kristallograafilised omadused, sest mineraalid esinevad — iga liik isekujulistes kristallides, mis kuuluvad ühte või teise kristallsüsteemi.

Kuid looduses leidub kristalle harva korralikult väljarenenult. 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 pikkus ulatub kunni ühe meetrini ja ümbermõõt mitme kümne sentimeetrini. Mõnikord hulk kristalle on kasvand ühele alusele. Niisugusel korral on meil tegemist kristallrühmaga (joon. 84).

Arusaadavalt kannatavad ja rikkuvad halbade tingimuste mõjul ka kristallide tahud, kuid muutmatus jäevad nurgad, mille moodustab iga kaks tahku oma läbilõikes, n.-nim. *kahetahksed nurgad*. Järelikult need on kristalli pätunnuseks, sest igal kristallvormil need nurgad on isesugused, näit. kuubil 90° , oktaeedril $109^{\circ} 28' 16''$ jne.

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

Nii üks ja sama mineraalne võib esineda looduses mitmel kujul.

Lõhkevus. Kui lüüa haamriga kristallist keha, siis ta laguneb tükkideks, kusjuures ilmuvad tükkidel tasapinnad. Niisugust omadust hüütakse *lõhkevuseks* ja tekkind tasapindu — *lõhkepindadeks*. See nähtus on tunnistuseks aine kristallilisest ehitusest, sest teissuguse ehitusega ainetel lagunemisel löögi mõjul tasapindu ei teki. 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 märgatav vaevalt.

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

Kõvadus. Mingi terava asjaga, näit. noa otsaga, mineraalide kriimustamisel võib tekkida ühe pinnale kriips, teise omale mitte. See näitab, et teine on kõvem esimesest. Kõvaduse järele 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 kõvadus, siis katsutakse kriimustada temaga astmiku mineraale, alates kõvemast. Missuguseid ta kriimustab, neist ta on kõvem, mis kriimustavad teda, neist ta on pehmem. Millisega nad avaldavad vastamisi ühesugust mõju, selle kõvadus on tal. Kirjelduses märgitakse kõvadust astmiku numbriga. On kõvadus astmiku kahe mineraali vahepeälne, siis märgitakse tema murruga, näit. 4,5.

Läige on mineraalidel samuti mitmesugune. Seda tuleb vaadelda kahest seisukohast: 1) tugevusest on ühtedel tugev, teisel nõrk läige, kuna kolmandad võivad olla hoopis läiketa, tuhmid; 2) omadusest ta võib olla: metalli-, klaasi-, teemandi-, perlmutri-, siidi- või rasvaläige.

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 segatud lisanditest, näit. ametüst.

Sageli erineb mineraali pulbri värv kõva tüki omast. Nii on raualäige must või terashall, vahest ka punane, kuna ta pulber on alati punane. Et näha pulbri värvi, tõmmatakse mineraaliga mööda mingit karedat kõva pinda, mille tagajärjel tekib värviline joon, mis näitabki otsitavat värvi. Karedaks pinnaks võib olla võõpamata portselaan, harilik kvarts jm.

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

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

Keemilised omadused. Mineraloogia ja keemia on käind ikka käsikäes, üks ei saa läbi teiseta: keemilised ained saadakse suurelt osalt mineraalide vallast, kuna keemiline analüüs määrab viimaste koosseisu. 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 (vt. eespool).

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

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

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

Tuttavamad mineraalid.

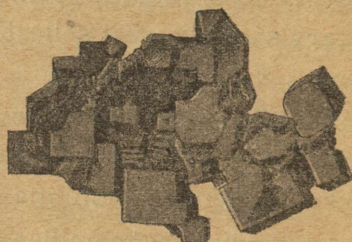
Metallid.

Plaatina — Pt. Terashalli karva. Sisaldab lisa-aineid, peamiselt rauda (kuni 10%). Erik. = 14—10; kõvadus = 4—5.

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



Joon. 82.
Kulla kristall.



Joon. 83.
Hõbeda kristallid.

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



Joon. 84.
Hõbe.



Joon. 85.
Vask.

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

Elavhõbe — **Hg.** Ainus vedel metall, hõbevalget värvi. Hangub — 390C. temperatuuris. Selles olekus on tal kõik kindlate metallide omadused.

Kõik nimetatud metallid on tugeva metalliläikega, taotavad ja venitavad (elavhõbe hangunult), eriti kuld.

Kõik kristalliseeruvad regulaarses süsteemis — kuupides, oktaedrites jne. Kuid kristallid



Joon. 86.

tulevad ette harva, on väikesed ja enamasti korratud. Rohkem aga leiduvad tükkidena ja teradena, lehekestena, traatpalmikutena jne. (joon. 82—85), elavhõbe tilkadena (joon. 86). Kõikide joonevärv on sarnane metalli oma värvile.

Metalloidid.

Teemant — **C.** Värvitu läbipaistev mineraal, kuid omandab lisandite mõjul sageli kollaka, sinise, rohelse jne. värvi. Iseloomuliku teemandiläikega. Joonevärv valge. Kristalliseerub kuupides, oktaedrites, romblistes dodekaedrites jne. Kristallide pinnad on enamasti pisut kumerad (joon. 31). Neil on tugev valguse murdumus ja seepärast säravad toredasti. Lõhkevus täieline — oktaedrites. Suured eksemplaarid on nii haruldased, et neid nimetatakse erinimedega: lõunatäht, ekstselsioor, suur mogool jne. Erikaal = 3,5; kõvadus = 10.

Crafiit — **C.** Musta ja terashalli karva pehme mineraal. Joonevärv samasugune. Pind vahest tuhm, vahest metalliläikega. Käes tundub rasvasena; määrib kergesti.

Harva keemiliselt puhas. Kristalliseerub heksagonaalses süsteemis, kuid ei anna häid kristalle kunagi. Vahest tuleb ette kuuekandilistes tahvlikestes. Harilikult leidub tihedates massides ning soomuse ja lehekujuliste kogudena. Lõhkevus põhipinakoiidi mööda. Erik. = 2,1—2,3; kõvadus = 1—2.

Väävel — S. Iseloomulist väävelkollast värvi rabe aine; lisandite mõjul hall ja pruun. Joonevärv kollane. Rasvaläige. Kristalliseerub rombilises süsteemis, sageli korralikes kristalles (joon. 87). Õsineb ka tihedates



Joon. 87.

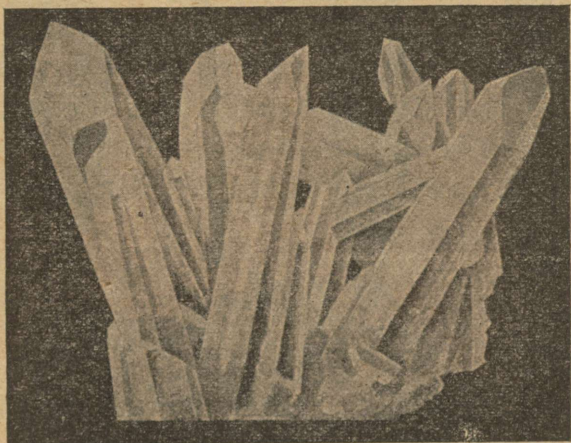
kogudes. Leidub vulkaanilistes maades. Parem leiukoht Sitsiila. Erikaal = 1,9—21; kõvadus = 1,5—2,5.

Oksüüdid.

Vesi — H₂O. Vt. keemia lehek.

Kvarts — SiO₂. Kõva klaasitaoline mineraal. Puhtana värvitu, kuid võib omandada lisandite mõjul mitmesuguse värvi. Joon valge. Kristalliseerub heksagonaalses süsteemis,

enamasti pikkade kuuetahtkikkude prismadena, mille otsad varustatud püramiididega (joon. 46). Prisma tahud kaetud põiktriipudega, kuna püramiidi omad on siledad.*) Kristallidel on tugev klaasiläige, kuid murdpindade oma on nõrk ja rasvane. Sageli nad esinevad gruppipidena (joon. 88).



Joon. 88.

Alpide koopad, n.-nim. kristallikeldrid on täidetud nendega vahest. Pääleselle kvarts moodustab tihedad või teralised massid. Meil teda leidub 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 kriidis Saksa-, Inglis-, Prantsusmaal jm. Riviajal valmis-

*) Püramiidide tahud erinevad üksteisest suuruselt, läikelt ja harva värviltki. Erinemine on märgatav vaevalt.

tati temast sõja- ja tarberiistu (joon. 89). Meie esivanemad tarvitavad teda tulelöömiseks tuleraua abil, kui puudusid



Nuga.

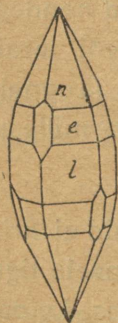
Mõök.

Kirved.

Joon. 89.

veel tikud. Seda aega vanemad inimesed mäletavad veel. Ka tuleraudu on hoidund mõnel alles.

Korund — Al_2O_3 on halli, sinakashalli jm. värvi tugeva klaasiläikega mineraal. Kristalliseerub heksagonaalses süsteemis. Kristallid on enamasti kaunis korralikud ja suured (joon. 90). Esineb veel peeneteralisena *smirglina*, mida tarvitatakse kivide ja metallide lihvimiseks. Smirgel ei ole puhas korund, vaid temas leidub alati segusid: kvartsi, magnetiiti ja raualäiget. 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. 90.

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

Raualäige — Fe_2O_3 . Seda mineraali leidub mitut värvi: raudmusta, terashalli, kirsspunast. Joonevärv alati kirsspunane. Tugeva metalliläikega. Kristalliseerub heksagonaalses süsteemis—enamasti romboedrites, sageli korralikkudena kristallidena. Rohkem aga tuleb ette tihedates massides. Niisugusena kutsutakse teda punaseks rauakiviks. Erik. = 4,9—5,3; kõvad. = 5,5—6,5.

Magnetrauakivi ehk magnetiit — Fe_3O_4 . Musta värvi, nõrga metallilise läikega mineraal. Joonevärv must. Nime saab magnetilistest omadustest: võib tõmnata rauda külge, mõjub magnetnõela pääle, ise tõmbub magneti külge.

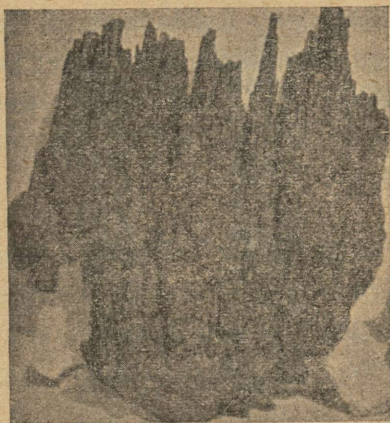


Joon. 91.

Kristallsüsteem korrapärase: oktaeeder, rombil. dodekaeeder jne. (joon. 91). Suuremalt jaolt aga leidub tihedates ja teralistes massides. Lõhkevus oktaeederi 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-kunni kollakaspruunivärviline mineraal, ei kristalliseeru, vaid

esineb tihedate, sageli teraliste massidena, tuletades vahest



Joon. 92.

meele neere ja jääpurikate kogusid (joon. 92). Sageli sisaldab lisanditena savi, kvartslüüva jm. Läige nõrk, pool metalliline, muldsed massid läiketa, tuhmid. Joonevärv kollakaspruun. Erikaal = 3,6—4,2; kõvad. = 5—5,5.

Kõik teised rauaühendid võivad muutuda vee mõjul pruun-
rauakiviks.

Väävliühendid (sulfiidid).

Raudpüriit — FeS_2 . Peaaegu väävlikollast värvi mineraal, tugeva metalliläikega. Joonevärv rohekasmust. Sageli lisanditega, mille hulgas võib leiduda harva kuldagi. Leida ka Põhja-Eesti randades — kobara-, neeru- ja muukujulistest mustjashallides tükkides, vahest ka kristallides, mis hariliku püriidi värvi. Pea alati ta kristallid on arenend kenasti ja kaunis suured. Kuuluvad korrapärasesse süsteemi: kuup, oktaeeder jt. (joon. 93); ka kombinatsioonid. Sagedamini aga tuleb ette tihedates kogudes kui ka ülalnimetatud



Joon. 93.

neeru- ja kobarakujulisena. Tarvit. väävli ja väävelhappe, raudvitriooli ja maarjajää valmistamiseks. Erik. = 4,9—5,2; kõvad. = 6—6,5.

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

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

Nii siis, ühend FeS_2 on dimorfne.

Vaskpüriit — CuFeS_2 . Kollase vase (messingi) värvi (kaunis sarnane raudpüriidile, kuid eraldatav siiski kergesti). Joonevärv rohekasmust. Metalliläikega. Lisanditest leidub hõbedat ja kulda. Kristallid kuuluvad raudsüsteemi, kuid on väikesed ja enamasti korratud. Sagedamini tuleb ette tihedates massides. Erik. = 4,1—4,2; kõvad. = 3,5—4.

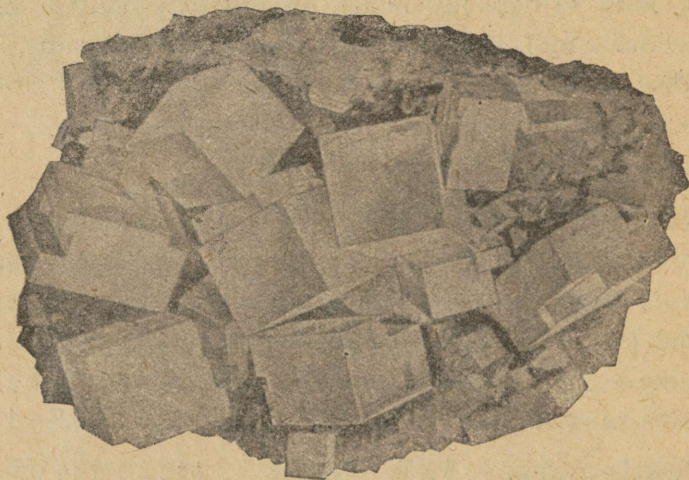
Seatinaläige — PbS . Tinahalli värvi, nõrga punaka varjundiga. Tugeva metalliläikega. Joonevärv mustjashall. Lisandina sisaldab väävelhõbedat (Ag_2S). Kristallid kuuluvad regulaarsüsteemi. Need on: kuup, kuubi ja oktaeedri ning kuubi, oktaeedri ja rombilise dodekaeedri kombinatsioonid. Lõhkevus kuupides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

Tsinnoober — HgS . Hüütakse ka kinnaveri kiviks. Värv punane, kuid võib muutuda segude mõjul tumedamaks — kunni tinahalliks. Joonevärv helepunane. Tema heksagonaalsüsteemi kuuluvad teemandiläikega kristallid on väga

väikesed ja tulevad ette harva. Enamasti aga leidub tihedates või teralistes massides. Erikaal = 8—8,2; kõvadus = 2—2,5.

Halogeensoolad.

Kivisool — **NaCl** on puhtalt värvitu, soolase maiguga, klaasiläikega läbipaistev aine. Kuid lisandid annavad sageli talle värvi — halli, kollase, punase, sinise, roheline. Rohkem tuleb ette tihedates ja teralistes massides. Kristalliseerub kuupides (joon. 94). Lõhkevus samasvormis. Harva



Joon. 94.

keemiliselt puhas, sisaldab harilikult vähesel määral teiste kloorühendite, kloorkaaliumi, kloorkaltsiumi jne. segusid. Savi ja kips mustavad teda sagedasti. Erikaal = 2—2,1; kõvad. = 2.

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

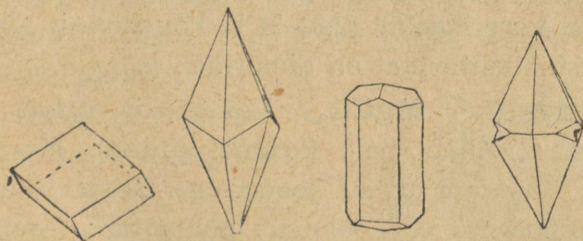
Sülviin — **KCl** on väga sarnane kivisoolale ja leidub temaga ühes. Kibeda maiguga. Erikaal = 1,9—2; kõvadus = 2—2,5.

Sulapagu — CaF_2 . Tugeva klaasiläikega, sagedasti läbipaistev, värvitu mineraal, kuid omandab tihti lisandite mõjul ilusa värvi: kollase, roheline, sinise, punase, lilla jne. Kuumutamisel värv kaob. Joon valge. Kristalliseerub regulaarsüsteemis, moodustades kuupe ja tema kombinatsioone oktaeedriga, rombilise dodekaeedriga jne. Lõhkevus täieline — oktaeedrites. Moodustab ka teralisi ja tihedaid kogusid. Erikaal = 3,1—3,2; kõvadus = 4.

Temast saadakse fluorvesinikku, mille abil tehakse klaasile kirju. Pääleselle tarvitatakse teda vööba ja emaili valmistamiseks.

Karbonaadid.

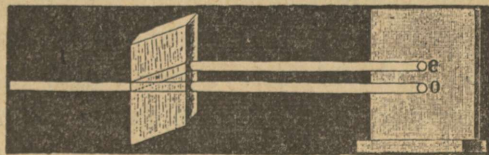
Lubjapagu ehk kaltsiit — CaCO_3 . Kaunis pehme värvitu mineraal, kuid võib värvuda segude mõjul. Joon valge. Tema heksagonaalsüsteemilised kristallid — rombo-



Joon. 95.

eedrid, skalenoeedrid ja nende kombinatsioonid — on tihti kaunis suured ja korralikud, sageli läbipaistvad, klaasiläikega (joon. 95).

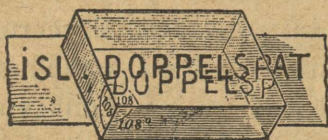
Nende iseärasuseks on valguse kaksimurdumine, s.o. lubjapao kristalli tungind valguskiir lahutub sääli kaheks ja tuleb välja kahena kiirena (joon. 96).



Joon. 96.

Sel põhjal paistuvad ka asjad, näit. kirjad, tema läbi

kahekordselt (joon. 97*). Seguna võib leiduda neis liiva, mis muudab värvi halliks, valgeks, kollaseks jne., kuid



Joon. 97.

selle juures kristall võib olla siiski kaunis korralik. Lõhkevus romboeedri järele täieline. Lubjapagu tuleb laialt ette ka ühtlasena massidena, mille ehitus võib olla teraline, tihe jääpurikate

sarnane (stalaktiidid ja stalagmiidid jne. Peeneteralisi teiseid kutsutakse *marmoriks*, mida on mitmevärvilist; valget kergesti murdvad hüütakse kriidiks. Ühtlaselt tihedat tarvitatakse *trükikivina*. Erikaal = 2,6—2,8; kõvadus = 3.

Aragoniit — CaCO_3 . Koosseis samasugune kui lubjapaol, kuid kristallid kuuluvad rombilisse süsteemi; enamasti kombinatsioonid. Puhtalt värvitu, kuid lisanditest hall, kollane, lilla, punakasvalge. Joon valge. Klaasiläige. Erineb lubjapaost ka erikaalult (2,8—3) ja kõvaduselt (3,5). Järelikult kaltsiumkarbonaat on dimorfne.

Magnesiit — MgCO_3 . Värvitu ja valge, aga ka lisandites värviline (hall, kollane, pruun), klaasiläikega mineraal. Tihti läbipaistav. Joon valge. Kristalliseerub enamasti romboeedrites. Lõhkevus põhivormis (romboeeder) täieline. Sageli leidub ka ühtlastes massides. Isomorfne lubapaoga. Erikaal = 2,9—3,1; kõvadus = 3,5—4,2.

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 pärlmutriläige. Kristalliseerub nagu lubjapagu ja magnesiit, järelikult on nendega isomorfne. Lõhkevus nagu neilgi. Erikaal = 2,8—3; kõvadus = 3,5—4.

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

Malahiit $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$. Ilus roheline mineraal. Joon rohekashall. Kristalliseerub monokliinilises süsteemis, kuid kristalle leidub väga harva; koostub enamasti nõelakestest ja kiukestest, mis koondatud kimpuksesse. Pääsajalikult esineb tihedates kobara- ja neerutaolistes kogudes. Viimaste sise-

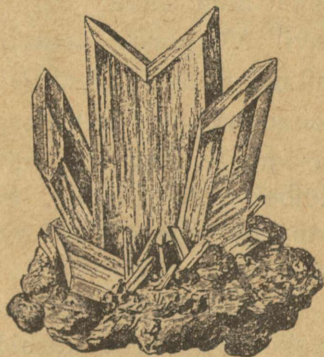


Joon. 98.

mine ehitus moodustub kontsentriilistest kihtidest (joon. 98). Klaasi- ja teemandiläige, 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 pärlmutrine. Kristallid kuuluvad monokliinilisse süsteemi, on arenend sageli hästi ning kaunis suured. Tulevad ette üksikult ja rühmades, tihti liitudes kahekaupa n.-nim. kaksikutest (joon. 99). Lõhkevus pinakoiidi mööda. Pääle kristallide esineb veel kas tihedatena või teralistena massidena; mõnikord on kiudliku ehitusega ja ilmub siidiläiget. Eestis kipsi leidub Petserimaal. Erikaal = 2,2—2,4; kõvadus = 1,5—2.



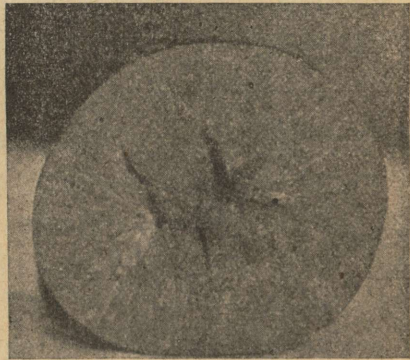
Joon. 99.

Anhüdriit — CaSO_4 . On samuti väävelhapukaltsium, kuid kristallveeta. Värv valge, hall, punane, sinikas; läige

klaasine, joon valge. Kristalliseerub rombilises süsteemis väga halvasti. Laialt leidub tihedatena ja teralistena massidena. Vee mõjul muutub aegamööda kipsiks, kusjuures ruumala paisub tublisti. Erikaal = 2,8—3; kõvadus = 3—3,5.

Fosfaadid.

Apatiit on neist tähtsaim. Ta on puhtalt värvitu mineraal, kuid segude mõjul värvub mitmesuguseks: halliks, rohelisteks, kollaseks, punaseks, pruuniks jne. Läge klaasine, kuid murdekohtadel rasvane. Joon valge. Tihti läbipaistev. Heksagonaalsüsteemilised kristallid on tihti kaunis suured. Keemiliselt ta on vosvorhapukaltsium, ühenduses vähesese hulga kloor- ja fluorkaltsiumiga. (Vormel lehek. 52.). Ühtlasi kogusid kutsutakse *vosvoriidiks*. See sisaldab segudena alati liiva, lupja, savi. Vosvoriiti leidub mitmekujuliste üksikute kehadena savis ja liivas.



Joon. 100.

Sisemiselt nad on mitmesuguse ehitusega (joon. 100). Kõlbab väetisaineks, eriti kui töötatakse tema väävelhappega ümber superfosfaadiks. Erikaal = 3,16—3,20; kõvadus = 5.

Vosvorhapukaltsiumist koostub ka käsijalgsete loomakeste oboluste karbid. Neid leidub palju Eesti põhjarrannas n.-nim. obolus-liivakivis ja selle all peitavas konglomeraatkivis, mis mõlemad ise asuvad sügavas teiste kivikihtide all ja paljanduvad mõnes kohas mererannas. Neid tuntakse Eesti vosvoriidina. 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 nende hulk on väga suur. Siin on võimalik kirjeldada neist ainult väike osa.

Põllupaod.

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

Ortoklaas — $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$. Teda on mitut värvi, rohkeim valget ja punakat, ka kollast ja halli. Joon valge. Klaasiläikega. Leidub läbipaistvat. Kristalliseerub monokliinilises süsteemis, tihti väga korralikkudena kristallidena, mis ei jää suuruselt maha kvartsi omadest. Enamasti nad on 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. Vahel läbipaistev. Joon valge. Läige nagu ortoklaasil. Kristalliseerub trikliinilises süsteemis. Kristallid väga sarnased ortoklaasi omadele, ainult palju vähemad; leidub ka kaksikuid. Lõhkevus samasugune kui ortoklaasil, kuid lõhkepinnad lõikuvad 93°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, kris-

*) Graniidist võib lõhkuda välja vahest üsna ilusaid.

tallsüsteem, lõhkevus, kaksikud. Erineb ainult koosseisult ja leidub harvemini. Erikaal = 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.

Kaoliin — $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. See on põllupagude, osalt ka mõne teise silikaadi murenemissaadus (vt. keemia lhk. 86). Ta on valge, kuid võib omandada segude mõjul kollaka, roheka või punaka varjundi. Pehme ja pude aine, katsudes tundub rasvasena. Erik. = 2,4—2,6; kõvadus = 1.

2. Vilgukivid.

Väga keerulise koosseisuga mineraalid. Nad on alumiiniumi ja kas kaaliumi, magneesiumi või liitiumi silikaadid, milles võib leiduda kaltsiumi, naatriumi, rauda, ka fluori ja lõppeks vett. Kristalliseeruvad kõik monokliinilises süsteemis. Lõhkevus põhipinakoiidi mööda nii täieline, et lehekesi võib eraldada kergesti koost näppudega. Lehekesed on painduvad ja vetruvad, pärlmutriläikega. Muidu on vilgukivil klaasiläige. 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 või pruunika varjundiga. Joon valge. Läbipaistev. Leidub mitmete kiviliikide, näit. graniidi ja gneisi sisuosadena. Raske sulavuse ja hää läbipaistvuse tõttu tarvitatakse sulamisahjudes aknaklaasiks, lambisilindriks jne.*). Murenedes muutub kuld kollaseks — kassikullaks,

*) Selleks kõlbavad P.-Ameerikas ja Siberis leiduvad muskoviiditahvlid.

Biotiit ehk magneesiumi vilgukivi. Sisaldab ka kaaliumi ja rauda. Viimasest oleneb tema 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 silikaat. Rohekat ja kollakasvalget värvi. Rasvaläikega. Näppude vahel tundub rasvasena. Kristallsüsteem teadmata. Kergesti lõhkeb lehekesteks, mis pindadel pärlmutriläikega. Lehekesed on painduvad, kuid mitte vetruvad. Tekib mineraalidest, milles magneesiumi ja ränihapendit. Väga raskesti sulav. Selle omaduse tõttu valmistatakse temast tulekindlaid telliskive. Pääleselle tarvitatakse joonistamiseks kalevile („rätsepakriit“) 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. Klaasiläige. Tihti läbipaistev. Kristallid enamasti kahe prisma ja teiste vormide kombinatsioonid. Pinnad sagedasti jutilised. Leidub ühes kaoliiniga ja kvartsiga graniidis jt. (Shoti- ja Iirimaa, Uuralis). Leida ka vabalt. Hästi läbipaistvaid tarvitatakse kalliskivideks. Erikaal = 3,5; kõvadus = 8.

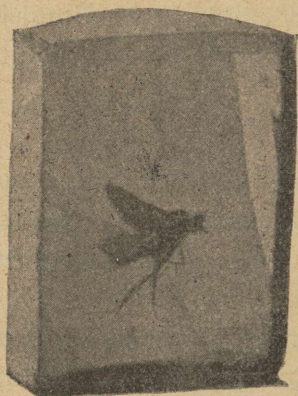
Kaubanduses kutsutakse tihti topaasiks mäekristalle, näit. suitsukivi.

Silikaate loetakse üldse 20 rühma, millest mõned jaotatud alarühmadesse.

Orgaanilised mineraalid.

■ Vaigud.

Merevaik (Bernstein) on kollakas, läbipaistev aine. Värv mitme varjundiga, samuti läbipaistvus mitmesugune.



Joon. 101.

Tekkind vanaaegsete okaspuude vaigust hangumisel ja kaua aja jooksul peidetud mereliiva alla, kust saadakse teda nüüd. Tükkide suurus on mitmesugune: herne- terast rusika suuruseni. Sisaldab mõnikord omaaegseid putukaid või taimeosi, mis sattunud temasse ja hoidund üsna rikkumata alles (joon. 101). Leidub Preisimaal Baltimere rannas, ka Sitsiilias. Temast valmistatakse mitmesuguseid tarbe- ja iluasju nagu kamme, sigari- ja piibuvarsi jne. Eri- kaal = 2—2,5.

Asfalt. Vt. Keemia lhk. 46.

Süivesinikud.

Nafta. Vt. Keemia lhk. 46.

Mineraalsöed.

Kui maades, kus leidub mineraalsütt, oli soe ja niiske kliima, kasvas sääl suuri sõnajala-, osja-, karukolla- ja teiste sarnaste taimede metsi. Sattudes vette ja kattudes liivaga ning teiste mineraalainetega, nad ei võind mädaneda hapnikupuudusel, vaid lagunesid aegamööda mitmesuguseiks lihtsamaiks orgaaniliseks aineiks, mis sisaldavad taimest vähem süsinikku, nii et viimast vabanes palju. Sel teel tekkisid mineraalsöed, mis tuntakse üldiselt kivisöena. Neis leidub veelgi orgaanilisi aineid suuremas või vähemas määras. Mida kauem on

kestnud lagunemisprotsess, seda rohkem nad sisaldavad süsinikku. Selle järele nad jagunevad ka rühmadesse.

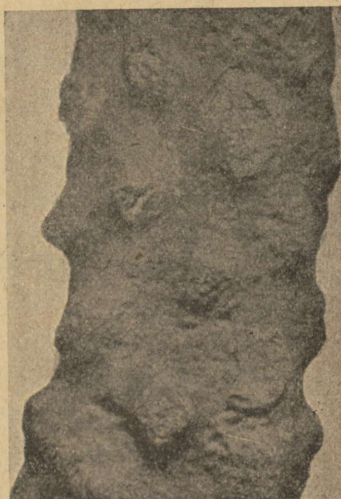
Antratsiit on must mineraalsüsi, tugeva klaasi- või metalliläikega. Joon hallikasmust. Süsinikku sisaldab 90%—98%. Erik. = 1,6; kõvad. = 2—2,5.

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

Pruunsüsi ehk ligniit. Värv pruunmust, vahest ka must. Joonevärv pruun. Rasvaläikega, kuid võib olla



Joon. 102. |



Joon. 103.

ka tuhm. Süsiniku sisaldus 55%—75%. Tema ilmutab tihti selgeid taime jälgi (joon. 102). Vahest on leida isegi süsistund taime tüvesid (joon. 103). Erik. = 0,5—7; kõvadus = 1—2,5.

Turvas loetakse ka mineraalsüte hulka. Ta on kõdu-
nend vee põhjas taimejäänuste kogu, mille keskmine süsi-
niku sisaldus on 50% ümber. Vanematel sortidel see protsent
on suurem, noorematel vähem. Värv pruun kunni must.

Petrograafia.

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

Meie põldudel, heina- ja karjamaadel leidub väikesemaid ja suuremaid raudkive. Soomes, Rootsis jm. see täidab niisama pinnaalust nagu meil paekivi. Samuti ta esineb paljudes teistes maades. Mõnes kohas ta moodustab suured mäed.

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

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

Rivimid on tekkind mitmesugusel viisil. Selle järele nad jagunevad ka rühmadesse, mis esinevad oma struktuurilt ja teistelt omadustelt.

1. Pursk-kivimid.

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

Graniit on tuttavamaid pursk-kivimeid. Ta alalised koosseisuosad on kvarts, põllupagu (pääsjalikult ortoklaas) ja vilgukivi. Pääleselle ta võib sisaldada veel teisi mineraale, näit. apatiiti, püriiti jm. Värvü annab talle põllupagu. Sellejärele ta võib olla valge, punane, hall, kollakas, harva rohekas. Tema struktuur on teraline, mis näitab, et ta on tekkind sügavuses kiviliik, sest viimaste tunnuseks on teraline ehitus. Kvartsi ja põllupao terad asetsevad temas korratult; nende vahel siinsääl leidub vilgukivi lehekesi. Terade suurus võib olla mitmesugune. Keskmise- ja jämedateralises graniidis üksikud koosseisuosad on tuntavad kergesti, kuna peeneteralises see on võimatu palja silmaga. Niisuguse vaatlemiseks tuleb tarvitada luupi või koguni mikroskoopi.*)

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

*) Jämedateralisest graniidist võib lõhkuda välja vahest põllupao-kristalle, samuti eraldada kvartsitükke; vilgukivi eraldub enamasti kergesti.

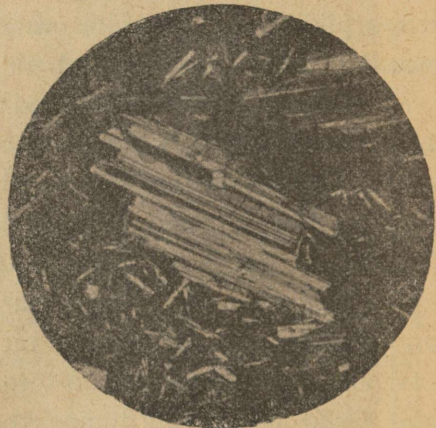
**) Põhja-Eestis on leitud ta puurimistega üle 100 m. sügavuses. Ta alumist piiri ei ole saadud kuski kätte.

Kodumaa raudkivid on kannud siia jää Skandinaavia ja Soome kaljustest.

Graniiti tarvitatakse tänavate ja kiviteede prügitamiseks, majade ehitamiseks ja vundamendiks, trepikivideks, mälestussammasteks jne. Laseb lihvida ennast hästi, eriti peeneteraline.



Joon. 104.



Joon. 105.

Kvartsporfüür koostub samadest päämineraalidest millest graniit, kuid tema struktuur on teissugune: põhimass on nii tihe, et üksikuid teri ei saa näha luubigagi; isegi mikroskoobiga see on mõnikord raske. Selles põhimassis leidub aga kaunis suuri üksikuid põllupaaja kvartskristalle, vahest ka vilgukivitükke (joon. 104). Põhimassi värv on punane, vahest ka rohekas või hall.

Porfüüritaoline ehitus on pinnal hangund purskkividel. Järelikult porfüür ise kuulub ka nende hulka.

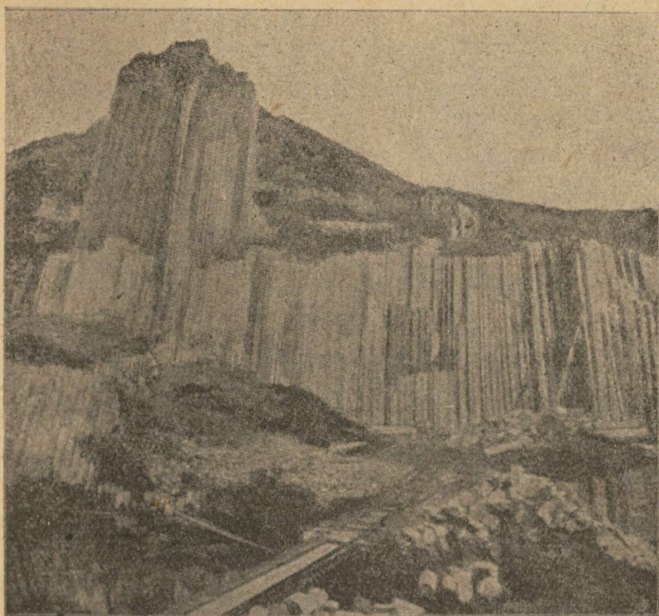
Tarvitatakse enamasti samadeks otstarveteks milleks graniiti.

Basalt on musta värvi tihe kiviliik. Tihedas massis on näha siin-sääli suuri kristalle. Seega on tal porfüürile sarnane ehitus. Ta pääkoosseisuosad on silikaadid: põllupaod, augiit ja oliviin. Mikroskoop näitab, et tihe mass koostub mõnikord mainitud mineraalide teradest ja pulgakestest (joon. 105). Vahest leidub nende hulgas veel loomulikku klaasi ehk obsidiaani.

Looduses esineb mõnikord kandilistena sammastena (joon. 106).

2. Settekivimid.

Tuletades uuesti meele päekivi, saame ettekujutuse settekivimitest. Nad asetsevad maas lademetena, mis koostuvad kihtidest (joon. 107). Mõnes kohas tungivad maapinnale, moodustades vahest isegi mägesid.



Joon. 106.

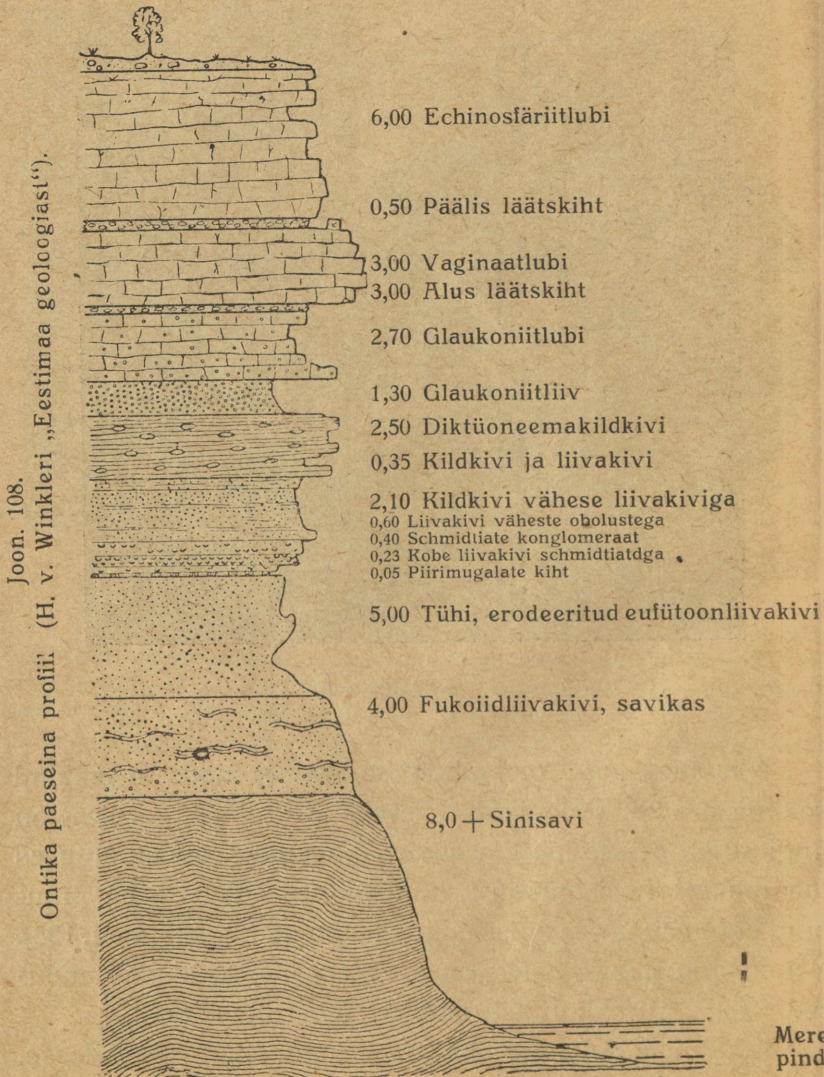
Nimetuse nad on saand sellest, et nad on tekkinud settimisel ehk sadenemisel veest või õhust. Sellest on tingitud ka nende kihiline ehitus. Lademetete seis on alguses loomulikult horisontaalne, kuid mõnes kohas ta on muutunud pärast maa seismiste jõudude mõjul mitmeti (joon. 108). Nende ehitusmaterjaliks on purskkivimite lagunemissaadused. Ilma purskkivideta nad ei oleks mõeldavad.

Tekkimise iseloomu järele nad jagunevad rühmadesse.

a) Mehhaanilised settekivimid

Need koostuvad purskkivimite murenemisest tekkinud tükkidest ja tükikestest.

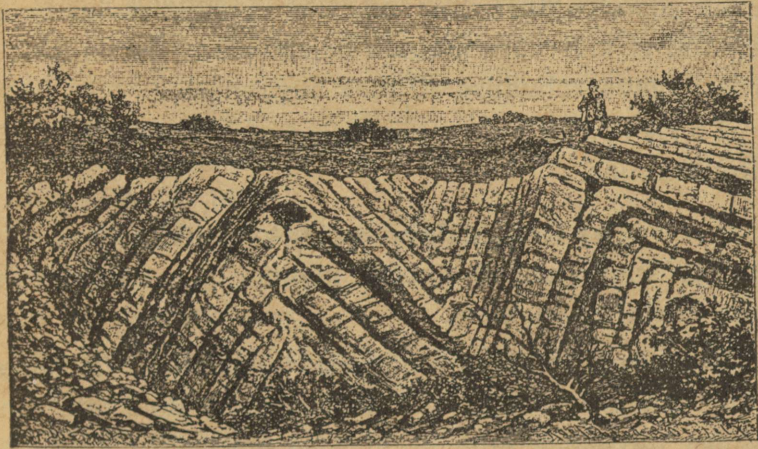
Liiv on neist kõigile tuntud. Ta koostub kvartsiterakestest, millesse segatud tihti teiste mineraalide tükikesi:



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

Leidub suurtena lademetena maa sees, mis kaetud päält õhukese mullakorruga, vahest ka õige sügavas. Palju on ka vaba liiva, eriti kõrbedes ja mere ääres. }

Viimastes kohtades tuul kuhjab teda kokku suurteks luideteks (düünideks), mis liiguvad aeglaselt edasi.



Joon. 108.

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

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

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

Savi on põllupao murenemissaadus (vt. keemia lhk. 86). Täidab laialisemad maa-alad. Puhas savi on valge (kaoliin), kuid segaainete tõttu tema värv võib olla hall, kollane, punane, pruun, sinine või roheline.

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

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

Tarvitatakse katusekiviks, kirjutustahvliteks, krihvliteks jne.

b) Keemilised settektivimid.

Siia kuuluvad niisugused kivimid, mis on vabanend veest kristalliseerumisel.

Kivisool ja kips on neist tuttavamad. Mõlemaid leidub laialiste ja sügavate lademetenä. Mõlemate oma-
dustega tutvusime juba keemias ja mineraloogias, seepärast jääb rääkida siin veel nende tekkimisest.

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

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

on kiire ning juurevoolavad magedaveejõed puuduvad. Nii-suguseis tingimuis on praegusel ajal Kaspimere idalaht Kaara-Bugaas, millest kiire auramise ja merest uue soolase vee juurevoolu tõttu soolade hulk suureneb vahetpidamata ja sadeneb järkjärgult põhja. Lõppeks võib tekkida sääla lahe asemel soolalade. Samuti sool sadeneb ka soolajärvedes.

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

Kui sügavele soolalademed ulatuvad, näitab puurimine Speerenbergis Berliini lähedal, kus ei jõutud puurida*) läbi 1180 m. paksust soolaladet veel. Velitschkas on soolalademe paksus 1200 m, Stassfurdis 300 m. Iletskaia Sashtshiitas 145 m.

Stassturdis 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 seletatav järgmiselt: mitmel juhtumil võis sadeneda ainult kips, kuna mingisuguse geoloogilise muutuse tagajärjel auramine lõppis ja sool kui kergemini lahustuv aine jäi sadenemata. Või jälle sadenend sool võis lahustuda juba pärastise vee mõjul ja kaduda ära, kuna kips jäi alles.

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

*) Maapinnast ulatus puur 1270 m. sügavuseni.

c) Orgaanilised settekivimid.

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

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

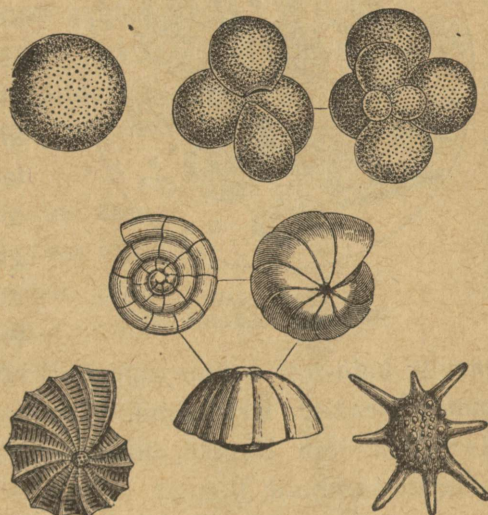
Organismide surma korral nende lubjarikkad kehaosad langevad merepõhja, kuhu neid kogub kaua aja jooksul terved kihid ja lademed. Vee rõhumisest nad liituvad pikkamisi kõvadeks kivideks. Maa sisemiste jõudude mõjul merepõhi võib kerkida, ja nii tekivad lubjakivimaad ja -mäed. Mõnedes paekivides on tunda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

Kirjeldatava kivimi tekkimisel etendavad suuremat osa loomad kui taimed. Loomadest jälle on suurem tähtsus väikesil juurjalgseil (joon. 100).

*) Mõnes paekivi seltsis leidub teistegi loomade kivistusi, kes elasid tolleaegsetes meredes, nagu trilobiidid, ehinosfäriidid, endotseerased, ortotseerased jne.

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

Ranna läheduses, kus vabaneb tugeva lainetamise tõttu palju süsihappugaasi veest, lubjakivi tekib ka otse sadenemisel. Kui niisuguse koha läheduses voolab merre süsihappulubjarikas jõgi, võivad tekkida



Joon. 109.

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

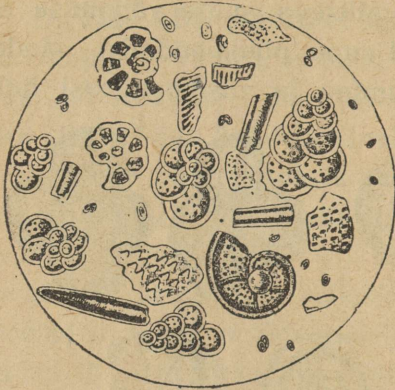
Võrdlemisi madalas meres tekkimise tõttu ongi lubjakivis segudena savi ja liiva, kuna sügavamas meres tekkivad lubjakivi on mainitud segudest vaba*).

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

Kriit, mis sama keemilise koosseisuga, on tekkivad

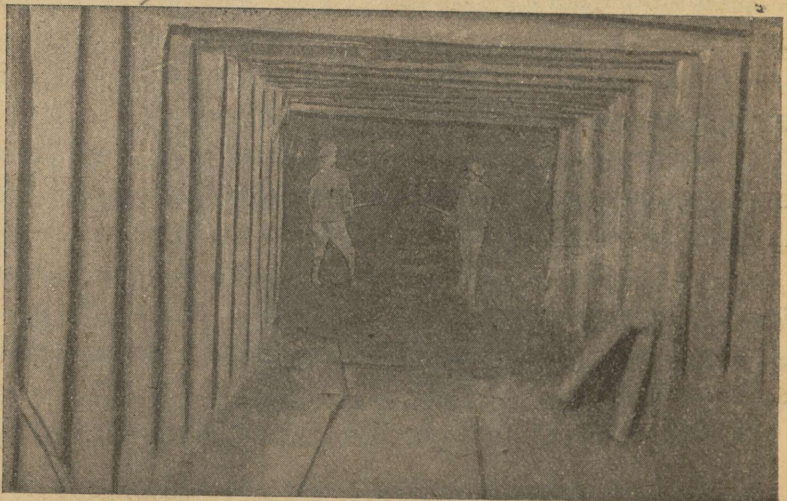
*) Eestimaa peenemat lubjakivi, mida leidub Harjumaal Vasallemmas ja Saaremaal Kaarmas, hüütakse ka „marmoriks“, mida ta ei ole aga tõeliselt.

samal teel väga väikeste loomakeste — foraminifeeride — kestadest (joon. 110). Lubjakivist ta on valgem ja pehmem. Tema tarvitamine on üldiselt tuttav.



Joon. 110.
Kriit mikroskoobi all.

värvilt teda on mitmesugust. Parimat valget marmorit leidub Itaalias Karraaras, Tiroomis, Paarosis ja Laasis. Marmorit võib lihvida ilusasti. Temast tehakse kujusid, mälestussambaid, iluasju.



Kukuruse maa-alune kaevandus.

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

Teda leidub paljudes maa-des, Eestis asuvad tema kihid Tallinna ja Narva vahelises maa-alal — võrdlemisi kitsana vööna, vaheldudes lubjakivikihtidega (joon. 111). Tallinnast läänepoole on leitud teda üksikutes kohtades kaunis õhukestena kihtidena.

Eesti põlevkivi on tekkinud pisikesist merivetikaist, keda ei leidu praegustes meredes enam. Ka on leida temas loomade kivistusi, kes elasid ühel ajal mainitud vetikatega. Eriti rohkesti leidub mõnes kihis n.-nim. sammalloomi, kes silmapaistvad valgete haruliste ri-badena.

Põlevkivi tähtsus on õige suur. Temaga köetakse vabrikuid, maju ja vedureid; temast aetakse mitmesuguseid tarbeaineid ja õlisid

*) Eesti põlevkivi teaduslik nimi on kukersiit.

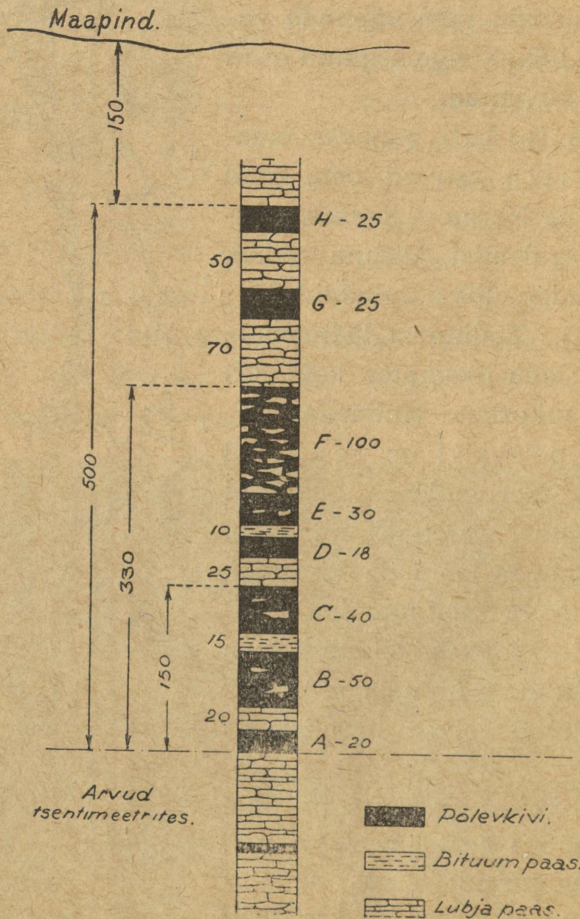


Joon. 111. Eesti põlevkivi maa-ala (viirutatud osa on kaardil)*. (Ajakirjast „Loodus“).

nagu naftaliini, karbooli, bensooli, bensiini, petrooleumi, määrideõlisid jm. Viimasel ajal valmistatakse temast ka asfalti.

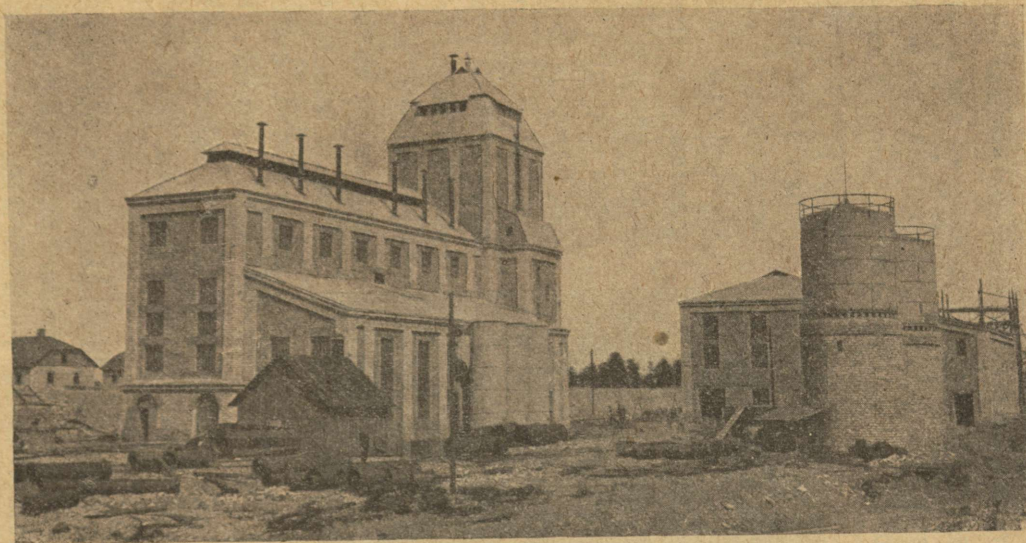
Praegused põlevkivikaevandused Eestis asuvad Kohtlas, Kukruses ja Vanamõisas. Kukruse kaevanduses on maa-alune — piki ja põiki käikudest, mille kogupikkus umbes 5 klm.

Suurem ümbertöötamine sünnib Kohtla vabrikus (joon. 112), järgmine Vanamõisas*).



Kohtla kaevikud.

*) Orgaanilisi aineid sisaldab ja võib põleda seetõttu ka n.-nim. diktioneema kildkivi. Ta asub aga väga sügavas teiste settekivimite all ja sisaldab õlisid ainult 1—6%. Paljandub mere rannal.



Joon. 112. Kohtla õlivabrik.

3. Kristall-kihtkivid.

Sellesse rühma kuuluvad kivimid on ühtlasi kristallilise ja kihilise ehitusega. Nende tekkimisest ei ole jõutud veel selgusele. Kristallilise ehituse tõttu tuleks arvata neid pursk-kivimite sarnaseks, kuna aga kihiline ehitus lähendab neid settekivimitele. Arvatakse, et nad ei ole hoidnud alal oma esialgset ehitust, vaid on tekkinud teistest, võib-olla kui pursk- nii settekivimitest viimaste moondumisel.



Joon. 113.

Selle põhjuseks võisid olla kange rõhumine ja kõrge temperatuur. Kristallkihtkividest on meil tuttav **gneiss**, 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 sellega, et nimetatud mineraalid on korraldatud temas kihtidena (joon. 113), kuna nad asuvad raudkivis korratult. Kui mõle-

maid üksteisest on eraldada väliselt raske, siis tuleb lüüa kivi katki, et ehitus tuleks nähtavale. Gneissi peetakse graniidist vanemaks.

Teda leidub väga laialt samades kohtades kus graniiti.

Tarvitada võib mitmeks otstarbeks graniidi asemel.

Vilgukihtkivi koostub vilgukivist ja kvartsist, kusjuures esimest on rohkem teisest; juhtub ka ümberpöörduvalt. Värv oleneb vilgukivist: must biotiit annab talle musta, hele muskoviit aga helehalli värvi. Sisaldab palju lisaaineid.

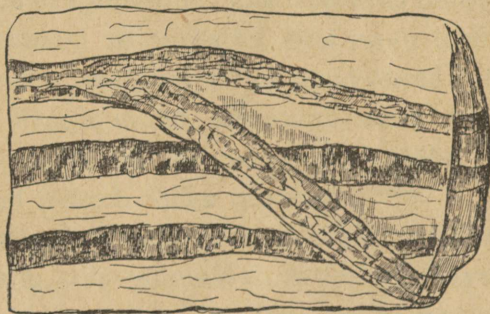
Tuleb ette õige laialt, eriti vanemates mägedes.

Metallkivid ehk -mullad.

Väga tähtsat osa elus mängivad metallid. Alles siis, kui inimene õppis tundma ja tarvitama metalle, tema kultuuriline elu hakkas edenema kiiremini. Praegusel ajal me ei oskaks saada nendeta kuidagi läbi või peaksime pöörduma tagasi kiviriistade juure.

Tähtsaim metall on raud. Kui tuletada meele, milleks läheb teda tarvis (ka terase ja malmi näol), siis mõistame, et rauata poleks mõeldav praegune kultuuriline elu. Temale järgneb tähtsuselt vask. Teised metallid on vähem tähtsad, kuid ka nendeta oleks saada raske läbi, vahest arvatud välja kuld, sest selle puudumine ei takistaks vist küll elu kuidagi.

Metalle saadakse loodusest, kus neid leidub vabalt ja seotult. Esiimesel kujul leidub neid harva, mispärast suurem osa tuleb vabastada ühendist. Kivimeid, milles leidub metalle, hüütakse *metallikivideks* ehk *metallmuldadeks**). Kutsutakse ka *maakideks*.



Joon. 114.

Looduses nad asetsevad mitut viisi: vahest lademetenena ja kihtidena, vahest pesadena, rohkeim aga soontena (joon. 114). Sooned on tekkinud vist sellest, et

*) Tähtsamad neist on nimetatud keemias vastavates paragrahvides ja kirjeldatud lähemalt mineraloogias.

kaljude lõhed täitusid ajajooksul maagiga. Täitematerjaal võis vabaneda mõnel juhtumil settimisel veest; see võis uhta tema välja samast kivimist, milles soon asetseb; teisel korral kuumaveeallikad võisid tuua materjaali sügavusest; kolmandal juhtumil ta võis vabaneda purskkivimist, milles asetsevad. Kullaliiv ja sellesarnased metallmullad on tekkinud esialgsetest kõvadest metallkividest murenemisel, kuna vesi kandis laiali viimase saadused.

Töötamiseks kasutatavad maagi metalli sisaldus peab olema seda suurem, mida odavam on vabastatav aine, sest muidu ta ei tasu kulusid. Nii näit. ei kõlba kasutamiseks 12% rauakivi, kuna kulla sisaldus võimaldab tema töötamist juba 0,0005% juures.

Tehniline metallide vabastamine nõuab enamasti keerulisi sissesäädeid ja oskust. Lähemalt seletatakse seda näit. raua- ja kullatööstuse alal selle raamatu keemiat käsitavas osas.

Murenemine.

Geoloogid peavad üldiselt tõeks, et alguses maakera pidi olema tulivedelas olekus. Aegamööda jahtudes tema pind hangus, talle tõmbus ümber kõva koor, mis muutus edasijahtumisel järjest paksemaks, kuna sisemus jäi endiseks.*) Ajuti tulivedel sisemus murdis, n.-nim. magma siin-sääl koore ja tungis välja nina valgus laiali nagu see sünnib praegu tulepurskavais mägedes ehk vulkaanides, kuid ka väljatungind massid hangusid kõvaks. Kust aga on tulnud see pehme ja kohev pind, mis katab pea igalpool kõva aluspõhja, ja kust tuleb see materjaal, millest settekivimid tekivad?

Teatavasti paisuvad kehad soojenemisel ja tõmbuvad kokku jahtumisel. Öhu temperatuuri alalise muutuse**) tagajärjel teevad seda ka kivimid. Kuid lühikese aja jooksul soojus ei jõua tungida neisse kuigi sügavale, ja seetõttu see muutus sünnib ainult nende pinnaosas. Selle tagajärg on kivimi pinna pragunemine, mis iseäranis tundub siis, kui ta koostub mitmest mineraalist, sest nagu teada, paisuvad ühe ja sama temperatuuri mõjul ühed ained rohkem, teised vähem. Pragunemist kiirendab oma poolt vesi: tungides praekestesse ja külmates sääl jääks, ta laiendab neid, sest vesi paisub jääks muutudes.***)

Lõppeks murduvad kaljult lahti tükid ja tükikesed ning kukuvad maha, kui kalju seis võimaldab seda, või jäävad püsima endisele kohale, kust tuul ja vesi võivad eemaldada nad. Pärast sügavamad osad langevad selle sama saatuseliseks jne. Mõned raudkivid näit. on muutund niiviisi üsna rabedaks, nii et neid võib purustada kergesti. Erilist tähelepanu äratas selles suhtes üks liik Soome graniiti n.-nim. rabakivi. Selle mõned osad lagunevad mõnekümne aasta

*) Jahtumine kestab praegugi, mille tagajärjel maakera koor paisuneb ühtlugu.

**) Päeval soojem, öösel jahedam; suvel soe, talvel külm.

***) Kümne mahuosa vett annab külmates üksteist mahuosa jääd.

jooksul, kuna teised panevad vastu aastatuhandeid. Ka lahtimurdnud osade kallal mainitud tegurid teevad oma tööd edasi. Satuvad nad veel voolavasse vette, mis paneb liikuma neid, siis nad purunevad, hõõrudes üksteist vastu.

Ka keemiliselt mineraalid ei jää muutumata. Selles sihis mõjub nendele juba see, et nad — ühed vähem, teised rohkem — lahustuvad vees, eriti kui vesi on süsihapugaasirikas. Sellega uhetakse kivimist aegamööda välja rohkem lahustavad osad, nii et ta muutub poorseks ja auklikuks ning võib laguneda isegi. Igaüks on näind raudkive, millel sees sügavad augud (lohud).*)

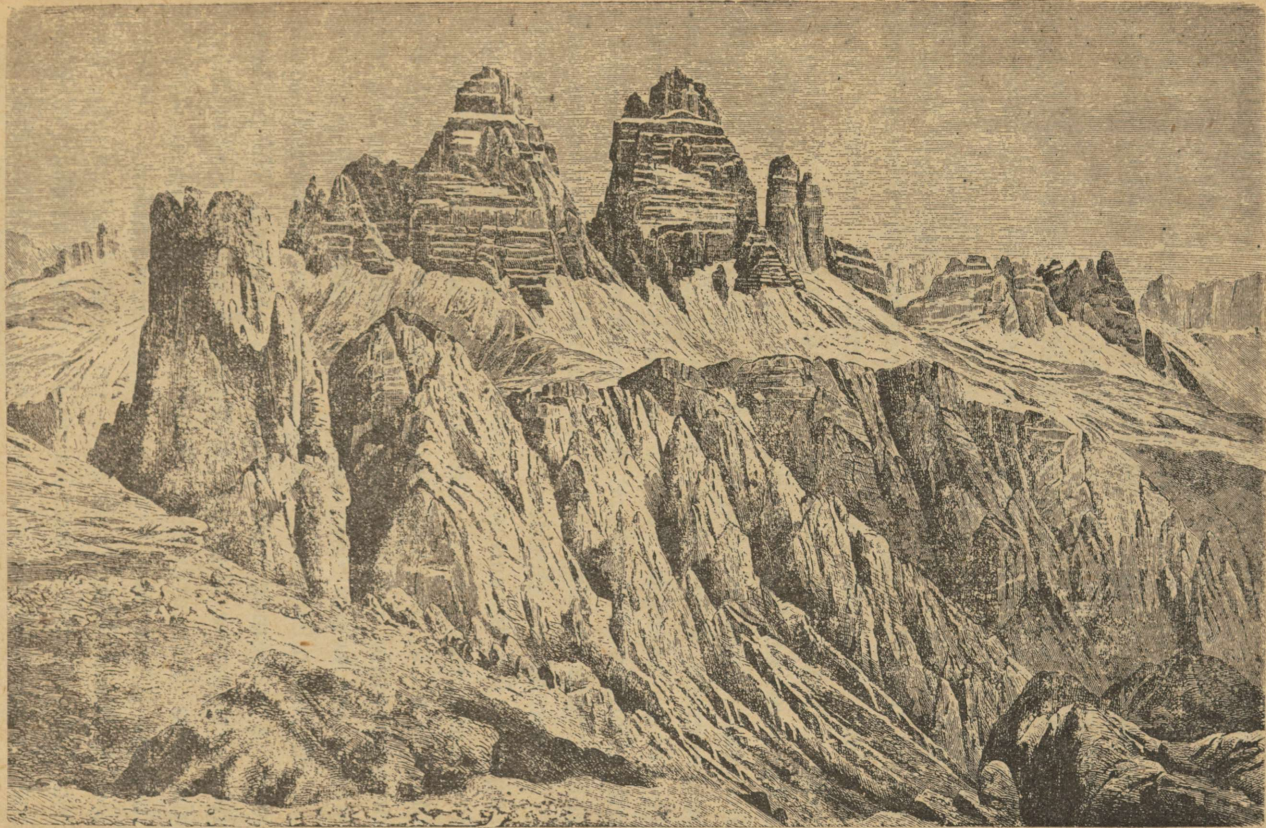
Do'omiidist lahustub pääasjalikult süsihapukaltsium, mille tagajärjel kivim muutub prooseks.

Pääle vee mõjuvad mineraalidele keemiliselt ka hapnik ja süsihapugaas. Põllupaost, mille lagunemisest räägitud juba lühidalt 86. leheküljel, lahkuvad metallide K, Na ja Ca hapendid, liitudes süsihapugaasiga sooladeks (Na_2CO_3 , K_2CO_3 , CaCO_3), mis lahustuvad vees, kuna teine osa, liites enesega vett, muutub saviks. Kõigi nimetatud tegurite mõjul tekivad niiviisi graniidist, mille osa on põllupagu, süsihapusoolad, savi ja liiv.

Niisugust kaljude lagunemist mehhaaniliselt ja keemiliselt hüütaksegi *murenemiseks*, millest juttu olnud meil mitu korda. Sedaviisi ongi tekkind see pehme pind, mis katab maad. Murenemissaadused on ka materjaaliks sette kivimite tekkimisel. Voolava vee jõul kantud laiali, nad langevad põhja sääl, kus vool jääb aeglasemaks või lõpeb koguni. Teises kohas jälle on laialikandjaks tuul. Kus ta vaikib, langeb kantud materjaal maapinnale. Sette kivimid, sattudes endiste tegurite mõju piirkonda, murenevad jällegi, andes materjaali samadeks otstarveteks.

Veel mõned näited mineraalide keemilisest muutmisest. Süsihapurauast ehk rauapagust (FeCO_3) vabaneb

*) Niisuguseid otsitakse häameelega ristialusteks surnuaedades.



vee mõjul süsinikkaeshapend (CO_2), kuna järelejäänud rauahapend annab hapnikuga rauakaheshapendi, mis veega liitudes muutub pruunrauakiviks. Raudpüriidi muutumine samaks aineks on kirjeldatud 129. leheküljel ja lubjakivi muutumine kipsisiks 134. leheküljel.

Viimastest näidetest selgub, et muutumine kiviriigis ei lõpe igakord 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 väljaimbuvad happed mõjuvad keemiliselt kivimile. Sedasama teevad happed, mis tekivad taimede mädanemisel. Samblikud ja samblad, asudes kalju pinnal, hoiavad kinni süsihapugaasi ja niiskust, mis kiirendab murenemist. Mädanedes nad jätavad järele mulla aineid, nii et nende asemele võivad asuda juba kõrgemad taimed, mis edendavad omakord ühelt poolt murenemist, teiselt — rohkendavad mulda. Nii tekib lõppeks ka viljakandev pind.

Loomadest etendavad murenemisel tähtsat osa niisugused, kes teevad oma kaevamise ja uuristamisega maa kobedaks, nagu mutt, vihmuss, mitmed putukad ja nende tõugud, nii et õhk võib tungida kergesti maasse avaldama oma keemilist mõju. Pääleselle mõned loomade eristused sisaldavad keemiliselt mineraalidele mõjuvaid happeid.

Murenemisel isegi kõrged mäed on muutunud madalaks ja vanemad neist hävinevad peaaegu. Nii peetakse Resk-Prantsuse kiltmaad ja Vogeese, samuti Saksa mägesid nagu Schwarzwaldi, Böömi metsa jt. endiste kõrgete mägede jäänusteks. Praegused suuremad mäed — Kordiljeerid, Alpid, Himalaaja jt. — on tekkind hilisematel geoloogilistel ajastutel. Kuid ka neid on närind tublisti ajahammas. Alpid näit. on muutund nagu varemeteks (joon. 115).

Sisukord.

	Lhk.
Esimese trüki eessõnast	3
Eessõna teisele trükile	4
Eessõna kolmandale trükile	5

Keemia.

Aine ja kehə. Nähtused	7
Aine olekud	7
Õhk	8
Keemilised reaktsioonid ja nende põhjused	12
Keemiline ühend ja mehhaaniline segu	14
Liht- ja liitained	14
Aine ehitus	15
Keemia keel	16
Hapnik	18
Hapendid, happed, alused	20
Hapniku tähtsus	21
Vesi	23
Vesinik	26
Lämmastik	30
Ammoniaak	33
Lämmastiku tähtsus	35
Süsinik	35
Valgustusgaas	43
Põlemine ja tuli	44
Nafta	46
Asfalt	46
Väävel	46
Katalüsaatorid	51
Vosvor	52
Kloor	54
Päevpildistus	59
Räni	61
Klaas	63
Keemiliste reaktsioonide tüübid	65
Aine jäävus	64

	Lhk.
Koosseisu püsivus	65
Aatomkaal	66
Valents ehk keemiline väärtus	67
Soolad	69
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	90
Vask	92
Raud	94
Rauatööstus	96
Elavhõbe	99
Hõbe	101
Kuld	103
Plaatina	104
Lihtainete tabel	107

Kristallograafia.

Kristallidest üldse	109
Kristallsüsteemid.	
I. Korrapärane ehk regulaarne süsteem	111
Pooltahksed vormid.	
Kombinatsioonid.	
II. Ruut- ehk tetragonaalne süsteem	113
III. Kuuekülgne ehk heksagonaalne süsteem	114
IV. Kuldruudu- ehk rombisüsteem	115
V. Monokliiniline süsteem	116
VI. Trikliiniline süsteem	117

Mineraloogia.

Mineraali mõiste ja omadused	118
Tuttavamad mineraalid.	
Metallid	121
Kuld. Hõbe. Vask. Elavhõbe.	
Metalloidid	123
Teemant. Grafiit. Väävel.	
Oksüüdid	124
Vesi. Kvarts. Tulekivi. Korund. Rauläige. Magnetrakivi.	
Väävliühendid (sulfiidid)	128
Raudpüriit. Markasiit. Vaskpüriit. Seatinäälige. Tsinnoober.	

	Lhk.
Halogeensoolad	130
Kivisool. Sülviin. Sulapagu.	
Karbonaadid	131
Lubjapagu. Aragoniit. Magnesiit. Dolomiit. Malahiit.	
Sulfaadid	133
Kips. Anhüdriit.	
Fosfaadid	134
Apatiit.	
Silikaadid	135
1. Pöllupaod	135
Ortoklaas. Albiit. Anortiit. Kaoliin.	
2. Vilgukivid	136
Muskoviit. Biotiit. Lepidoliit.	
3. Talk	137
4. Topaas	137
Orgaanilised mineraalid	138
Vaigud	138
Merevaik. Asfalt.	
Süsiyesinikud	138
Nafta.	
Mineraalsõed	138
Antratsiit. Kivisüsi. Pruunsüsi. Turvas.	

Petrograafia.

Kivimi mõiste	140
1. Pursk-kivimid	141
Graniiit. Kvartsporfüür. Basalt.	
2. Settekivimid	143
a) Mehhaanilised	144
Liiv. Liivakivi. Savi. Savi kildkivi.	
b) Keemilised	146
Kivisool ja kips.	
c) Orgaanilised	148
Lubjakivi. Kriit. Marmor. Põlevkivi.	
3. Kristallkihtkivid	154
Gneiss. Vilgukihtkivi.	
Metallkivid ehk -mullad	155
Murenemine	157



Allikatena tarvitatud raamatud.

- J. Annusson.** Anorgaaniline keemia.
- R. Waeber.** 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 неорганическ. 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. Winkler.** Eestima geoloogia.
- Аjakiri „Loodus“ jm.
-

TÜ RAAMATUKOGU



10300015893516

A

A

6431

o
l

127289