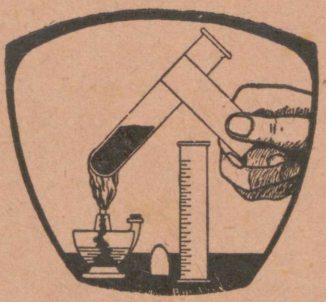
OTTO J. KIESEL.

KATSELINE KEEMIA

KOOLIDELE.



3. TRÜKK.

1924.
TALL. EESTI KIRJASTUS-ÜHISUS.

OTTO J. KIESEL

KATSELINE KEEMIA KOOLIDELE

3. PARANDATUD JA TÄIENDATUD TRÜKK

141 KUJUNDIT JA ÜKS VÄRVITABEL TEKSTIS

1924
TALLINNA EESTI KIRJASTUS-ÜHISUS

Tallinna Eesti Kirjastus-Ühisuse trükikoda, Pikk tän. 2.

Tartu Ülikooli
Raamatukogu

Eessõna

3. trükile.

„Katseline keemia koolidele“ on määratud käsiraamatuks õpilastele: lühidalt ja kokkuvõetult on korratud see materjal, mis tundides näitlik-katseliselt läbi töötatud.

Milgi viisil ei ole raamatu ülesanne keemiat raamatulikult õpetada.

Katse ja vaatlus ühes ilmuvuste loogilise seletusega, — need on keemia-õppeaine alused, mis talle kasvatusliku ja üldhariduslikku tähtsuse annavad.

Sellest metoodist peab õpetaja kinni pidama järjekindlalt: alguses klassis katseliselt läbitöötatud tund ja siis süstematiseeritud kokkuvõte; viimases sihis aitab kaasa õpperaamat.

Materjal on käesolevas raamatus nii korraldatud, et õpetaja järjestada võib seda ise õpilaste võimise kohaselt.

Valemid ja võrrandid, mis raamatus esitatud, on ainult nähtuste selgitamiseks, — nad on sündinud reaktsioonide kujundid; arusaadav, et nende päheõppimine üleliigne: õpilastelt võib nõuda ainult nende seletamist.

Siin kohal peab tähendama, et trükitehnilistel põhjustel on väikesed arvud valemites märgitud nii: näit. $H2O$, — H_2O asemel, nagu see harilikult tarvitusele on võetud.

Oskussõnad on võetud „Keemia sõnastikust“, „Füüsika sõnastikust“ ja „Arstirohtude ladinaeestikeelsest sõnastikust“.

Raamatus on tarvitatud „asevahetuse“ asemel „aseldus“, mis lühem ja ka *Wiedemann'i* järele täiesti mõistekohane sõna on. Järjekindlalt on tarvitatud: „lahus“, „lahustama“, „lahustuma“, mille poolest 3. trükk eelmistest lahku läheb.

Mõiste märkimiseks, kui kõva aine soojuse mõjul veeldatud, on tarvitatud „sulanema“, „suland“, „sulandama“, „sulatama“ jne.

Raamatus on mõne aine kohta mitu nimetust tarvitatud, et õpilased nendega harjuksid ja tarvitada oskaksid: vaskvitriol, väävelhapuvask, vasksulfaat jne.

Arusaadav, et käesoleval raamatul teatud puudused on. Nii on siin katseid võrdlemisi vähe esitatud, mis praktilistel töödel tuleksid täita. Kuid võimatu on ühte raamatusse koguda palju materjali. Raamatu kok-

kuseadjal on praegu teoksil „Keemiliste katsete kogu“, kus õpetajad ja õpilased leiavad materjali praktilisteks töödeks.

Väga tänuväärt ja soovitav oleks, et raamatu tarvitajad — õpetajad teataksid oma soovidest ja puudustest, mis nad raamatus leiavad. Seda on ka mitmed teinud, kellele siin tänu avaldan.

Suuremaks komistuseks on olnud raamatu tarvitamisel v a l e m i d. Toonitan seda veel kord, et v a l e m i d on reaktsioonide k u j u n d i d, nagu keemia neid märgib. Nende abil on kerge esitada sündinud keemilist iimuvust. Et aga üldse keemilisi nähtusi lugemata arv on, siis ei ole ka mingit mõtet nende kõikide kujundisi meeles pidada. Inimese mälul on ka piirid, ja üleliigseid asju, millel kasvatuslik ja hariduslik tähtsus puudub, ei ole tarvis pähe õppida!

Niisama on lugu ka mitmesuguste a r v u d e g a: nad ei ole esitatud mitte päheõppimiseks (välja arvatud mõned arvud, mis k a s u l i k on meeles pidada).

Raamatu keel on meelega kokkuvõtlik ja kuiv: ta on klassitöö skeem, lõpuresultaat. Elavust keelele peavad andma õpetaja ja õpilased ise: mitte raamatukirjutaja s õ n u ei ole vaja pähe õppida ja korrata, vaid tarvis on oma m õ t t e i d kõnes esitada.

Lõpuks avaldan siinkohal kõige suuremat lugupidamist ja tänu keeleteadlasele hra A. S a a r e s t e'le, kes lahkesti raamatu keelelise külje parandas ja tegi ortograafilised muudatused laensõnades.

O. J. K.

Tallinnas,
15. augustil, 1924. a.

Sisunäitaja:

Lhk.

Eessõna III
Sisunäitaja V

A. Sissejuhatus.

I. Keha. — Aine 1
II. Keemilised nähtused 5
III. Aine ehitus 12
IV. Keemias ettetulevad toimetused 17

B. Mittemetallid.

V. Hapnik 23
VI. Vesinik 30
VII. Aine ehitus 35
VIII. Hapniku ja vesiniku ühendused 44
IX. Happed. — Alused. — Soolad 53
X. Kloor 59
XI. Kloorvesinik. — Soolhape 63
XII. Jood 64
XIII. Broom 67
XIV. Fluor 68
XV. Gay-Lussac'i seadus ja Avogadro hüpotees 70
XVI. Elementide väärisus. — Valents 74
XVII. Lämmastik 77
XVIII. Atmosfäri õhk 79
XIX. Lämmastiku ühendused 82
XX. Vosvor 89
XXI. Arseen 92
XXII. Antimon 93
XXIII. Vismut 93
XXIV. Väävel 95
XXV. Väävli ühendused 98
XXVI. Süsinik 102
XXVII. Süsiniku ühendused 109
XXVIII. Põlemine. — Leek 119
XXIX. Süsiniku ringkäik looduses 125
XXX. Räni 126
XXXI. Boor 128
XXXII. Lahused. — Elektrolüüs 129

D. Metallid.

		Lhk.
XXXIII.	Metallide üldised omadused	139
XXXIV.	Kaalium	142
XXXV.	Naatrium	145
XXXVI.	Naatriumi ühendused	146
XXXVII.	Amoniumi ühendused	149
XXXVIII.	Kaltsium	152
XXXIX.	Magnesium	158
XL.	Raadium	159
XLI.	Aluminium	161
XLII.	Aluminiumi ühendused	163
XLIII.	Elementide perioodne süsteem	170
XLIV.	Tsink	173
XLV.	Elavhõbe	176
XLVI.	Raud	178
XLVII.	Raua metallurgia	181
XLVIII.	Nikkel. — Koobalt	188
XLIX.	Mangaan	189
L.	Kroom	190
LI.	Tina	192
LII.	Inglistina	196
LIII.	Vask	201
LIV.	Hõbe	204
LV.	Kuld	207
LVI.	Plaatina	209

E. Organilised ühendused.

LVII.	Süsivesinikud	212
LVIII.	Nafta	215
LIX.	Süsivesikud	218
LX.	Alkoholid	223
LXI.	Rasvad ja rasvahapped	228
LXII.	Organilised happed	232
LXIII.	Valgustusgaas	234
LXIV.	Lõhnavad süsivesinikud	239
LXV.	Munavalged	241
LXVI.	Ainevahetus taimede ja loomade organismides	243

F. Lisa.

Keemias tarvitatavad riistad. — Mõned stöhiomeetrilised ülesanded. — Värvitabel.

A. Sissejuhatus.

I. Keha. — Aine.

1. Keha. Füüsikalistel kehadel on igal ühel oma välimine kuju, suurus, raskus, värv jne. Nende mitmesuguste omaduste järele tunneme kehasid. Füüsikalise keha vajaduslikuks tunnuseks on vorm, s. o. tema välimine kuju. Kehade vorm on mitmesugune, niisama ka suurus, raskus, värv jne.

Kuid meid ei huvita mitte ainult kehade omadused, vaid ka küsimus, millest on valmistatud see ehk teine keha.

2. Aine. See, millest kehad on valmistatud, nimetatakse aineks (mateeria, substants, ollus). Kui küsime, millest on valmistatud see või teine keha, asi jne., siis vastame ikka aine nimetusega. Millest on tehtud nuga? — Terasest! Teras on aine nimetus. Aine on see, millest on ehitatud füüsikalised kehad ja millel kaal on. Igal kehal on vorm ja ta seisab koos ainest. Ainel võib olla mitmesugune vorm, kuid igal ainel on kindlad omadused, mis teda iseloomustavad.

Aine on füüsikaliste kehade omaduste kandja, — sellega on kehade omadused õieti aine omadused.

Aine tunnused on mitmesugused: suhkur on magus, äädik on hapu, rauda tõmbab ligi magneet jne. On olemas väga palju tuntud aineid, mõned neist esinevad tihemini, teised harvemini.

Keha all tuleb mõista hulk teatud ainet. Tükk rauda, rohkem või vähem vett, puunott jne. on kehad.

3. Küsimused. Missugused asjad on rauast valmistatud? Vasest? — Millest võib valmistada rahasid? Sööginõusid? — Missugused omadused on klaasil? Savil? — Mis on sulepea: aine, keha või asi? Kriit, millega tahvlil kirjutatakse? Tint? Savi?

Laual on kolm keha: kriit, marmor ja suhkur, — missuguste omaduste järele tunneme neid?

4. Vaatlus ja katse. Kehade omadustega tutvunemiseks on olemas kaks teed: vaatlus ja katse. Kui me mingisuguseid muudatusi kehade olekus ette ei võta, vaid ainult nende omadustega tutvuneme, mis otsekohe näha või tunda, siis vaatleme keha või nähtust.

Kui inimene ise mingisuguseid muudatusi kehadega ette võtab või nähtuse ise välja kutsub, siis on see katse.

Silmaga vaadeldes näeme aine mitmesuguseid omadusi: värvi, läbipaistvust, läiki jne. Värv võib olla: punane, kollane, roheline, sinine, lilla (violett), punakollane (oranž); peale seda nimetame harilikult ka valget ja musta värvideks, mis, muidugi, füüsikaliselt õige ei ole. Niisama on olemas ka hall, pruun ja muud värvide segud ja varjundid.

Läbipaistvuse poolest on kolm astet: läbipaistvad, poolläbipaistvad ja läbipaistmatud kehad.

Asjade läiki nimetatakse harilikult selle keha nimega, mille juures läik iseloomustav on: metalliläik, klaasiläik, pärliläik, siidiläik jne.

Aine omadusi tunneme ka teiste organite abil: haistmise, maitsemise, katsumise jm. teel.

5. Aine füüsikalised omadused. Ainel ehk materiaal, millest ilm koos, on mitmesugused omadused, millega tegutseb füüsika. Need omadused on järgmised: aine olek, — kõva, vedel ja gaasiline olek; mitmed ained on ka vahepealsetes olekutes: poolvedel, veniv. Erikaal, — aine ühe kuubiksentimeetri raskus grammides. Keemise ja sulanemise temperatuur, kriitiline temperatuur. Soojuse ja elektri juhitavus. Aine haprus, vetrus, urbsus jne.

Kehal võivad olla ka ajutised omadused, mis teda mitte ei iseloomusta. Kehal võib olla mitmesugune temperatuur, elektrilaeng, suurus jne.

Mida rohkem meie aine omadusi tunneme, seda kindlamini võime teda teistest lahutada. Aine iseloomustamiseks on vaja nii palju omadusi üles lugeda, et teda teistega enam ei saa vahetada. Kui näit.

ütelda, et klaas on läbipaistev ja ei lahustu vees, siis on sellest liig vähe: on olemas teisi aineid, mis ka läbipaistvad ja vees ei lahustu (vilgukivi, kvarts, obsidian); ühes sellega on klaasi läbipaistvus tema ajutine omadus: on olemas mitmevärvilisi klaase, mis läbipaistvad mitte ei ole. Nii siis ei ole need kaks omadust klaasi iseloomustanud.

6. Küsimused. Missugused on raua püsivad ja ajutised omadused? Savi? Liiva? Raudnael kaalub 3 *g*. Kas on see ajutine või püsiv omadus? — Elavhõbe on vedel, kuld on kollane, klaas on habras, — missugused on need omadused?

7. Ühtlased ja mitteühtlased kehad. Kui me klaasi vaatleme, siis näeme sel kehal igas sihis ühesuguseid omadusi: värv, läbipaistvus jne. Sarnane keha on ühtlane, homogeen.

Aine, millest keha koos seisab, võib olla ka mitteühtlane, heterogeen. Sarnane keha näituseks võib olla graniit, mis seisab koos kvartsi, vilgukivi ja põllupao tükkidest.

Kui keemias aine omadustest räägitakse, siis on jutt ikka homogeenkehadest. Tahame heterogeenkehaga tutvuneda, siis peame iga üksikut ainet vaatlema, millest heterogeenkeha koos seisab.

8. Küsimused. Vaatleme graniiti, liivkivi, põlevkivi. — Missugune keha on keedusool? Paber? Muna? Piim? Savi?

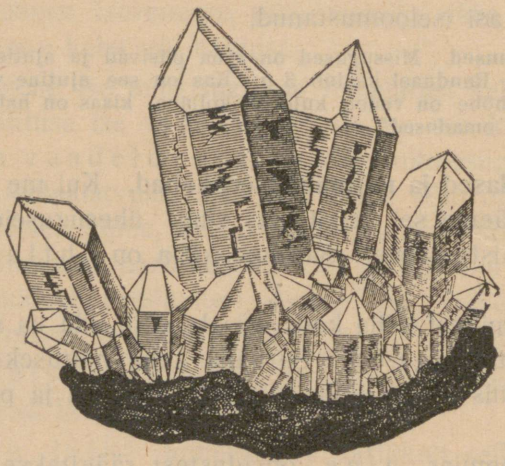
9. Kristall- ja amorfaine. Looduses tuleb ette kahte seltsi ainet. Üks aine sünnitab kehasid, millel on kindel välimine kuju, vorm. Need kehad on ümbritsetud tasapindadega, mis sünnitavad kindlaid kahetahulisi nurki. Keha ise võib olla suurem või vähem, aga nurkade suurus on teatud ainel kindel.

Sarnast ainet nimetatakse kristallaineks, ja kehasid, mis nad sünnitavad, ***kristallideks.*** Iga kristallaine sünnitab isesuguseid kristalle, mille järele ainet võib tunda. Nii on keedusoola kristallid kuubid, kvartsi — kuuekandilised prismad jne. (Kujundid 1, 2 ja 3.)

Loodusteaduse osa, mis kristallide omadusi vaatleb, kristalle kirjeldab ja liigitab, nimetatakse kristallograafiaks.

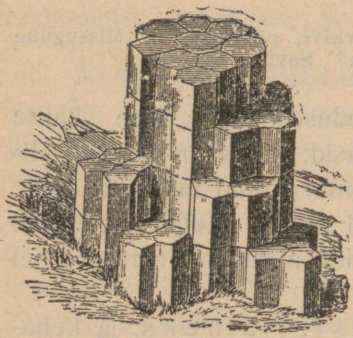
Suur hulk kehasid on aga ilma ühegi kindla välise vormita, näit. savi, liivkivi, klaas jt. Nende kehade ainet nimetatakse ***amorfaineks.***

1. kujund.



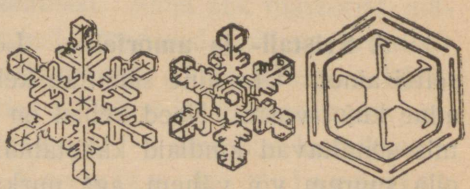
Mäekristallide pesa.

2. kujund.



Basalt. Tulbaskristallid.

3. kujund



Lume kristallid.

Aine kristalline vorm on püsiv ja lõpulikult iseloomustav omadus. Ei ole kaht ainet, millel on ühesugune kristalline vorm. Tuleb aga ette, et üks ja sama aine rohkem kui üht kristallist kuju omab, näit. väävel. On ka aineid, mis kristall- kui ka amorfkehadena esinevad, näit. räni, väävel jt.

II. Keemilised nähtused.

10. Aine moondumine. Võtame tuttava aine, näit. tükk puhast läikivat rauda. Raua füüsikalistest omadustest nimetame järgmised: 1) raual on metalli läik, 2) rauda tõmbab magneet külge, 3) raua erikaal on 7,5, 4) raud on vetruv, 5) raua värv on helehall.

Kui raud mõni aeg niiskes õhus seisab, siis ta omadused muutuvad: kõige pealt ilmub pinnale punakas kord, ***rooste,*** mis raua sisse tungib, kuni raud läbi on roostetanud. Arusaadav, et rooste rauast on tekkinud, kuid roostel on hoopis ise omadused. Ta on punakaspruun, erikaal on 4,5, magneet ei tõmba teda, on rabe puru. Raud on roosteks moondunud. Raud ja rooste on kaks ise ainet, sest et nende füüsikalised omadused on täiesti isesugused. Selles nähtuses paneme tähele, et iga raua osa äkitselt, hüppena, ilma vahepealse olekuta roosteks moondub.

4. kujund.



Piirituse lamp.

Võib valmistada tindiklaasist ja torukesest, mille läbi tõmmatakse puuvilla taht.

Võtame tükikese magnesiumi linti. Magnesium on hõbeläikega metall, vetruv. Kui teda tule peal kuumutada, siis sütib ta põlema, põlemine sünnib kiiresti ja suure leegiga. Pärast põlemist jääb järele valge aine, mis näppude vahel pulbriks hõõrdub. Metalline magnesium on moondunud teiseks aineks, mis ***magnesiumõapendiks*** nimetatakse.

Hoiame tükikese vasktraati (missugused on vase omadused?) kauemat aega tules, siis moondub ta mustaks aineks, alguses ainult pinnalt, pärast ka läbi, mis ***vaskõapendiks*** nimetatakse.

Soendame katseklaasis (5. kujund) tükikese suhkrut. Suhkur hakkab enesest suitsu ja vedelikku välja ajama ja moondub lõpuks söeks. Suhkrul ja söel on hoopis ise omadused (missugused?), need on kaks ise ainet.

Nagu neist katsetest ja vaatlustest näha, võib aine ***moonduda*** teiseks. Et aine on moondunud teiseks, seda järeldame tema omaduste muutusest.

11. Küsimused ja ülesanded. Soendage katseklaasis puupuru. Milleks moondub puu? — Vaadelge peeru põlemist. Missugused moondumised sünnivad siin? — Mis sünnib rõõskpiimaga kui ta seisab soojas kohas?

12. Mis on keemia. Nähtusi, mille juures aine moondumine sünnib, nimetatakse ***keemilisteks nähtusteks.*** Loodusteaduse osa, mis uurib ainet ja aine moondumisi, nimetatakse ***keemiaks.***

5. kujund.



Suhkru söetamine.
Gaasid, mis suhkrust eralduvad, põlevad.

Keemia on suguluses füüsikaga. Keemilisi nähtusi saadavad ikka füüsikalised nähtused; keemilise moondumise tagajärjel muutusid aine füüsikalised omadused ja ümberpöördult: füüsikaliste omaduste muutustest järeldame keemilise moondumise sündimist.

Niihästi füüsika kui keemia tegutsevad ainega, mateeriaga, millest ilm ehitatud. Kuid füüsika uurib neid nähtusi, mille juures aine ei moondu.

Keemiliste nähtuste juures muutuvad võetud aine füüsikalised omadused, ühes sellega sünnib aine moondumine hüppega.

Füüsikalised nähtused on ajutised, möödaminevad, nad kaovad ühes põhjustega, mis neid välja kutsunud.

Keemilised moondumised on püsivad, kestvad.

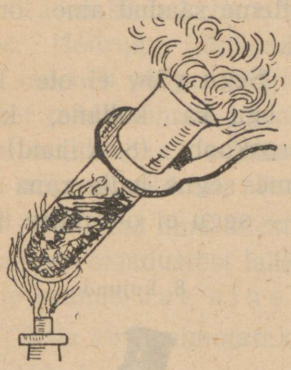
Mitmete nähtuste juures on raske otsustada, kas nad on keemilised või füüsikalised. Nii sünnib soendamisel kõvade kehade üleminek vedelasse olekusse, vedelikkude üleminek gaasiks; jahutamisega saame võetud kehad harilikult tagasi. Vahest sünnib sarnaste nähtuste juures ka aine moondumine.

Niisuguseid nähtusi, milles esile tulevad keemilised ja füüsikalised ilmuvused, nimetatakse vaheliste ks, ***füüsiko-keemilisteks.***

13. Küsimused ja ülesanded. Kuumutame tules rauda. Mis sünnib rauaga? Kui raud jahtunud, kas on tema omadused muutunud? — Kas muutuvad kumerklaasi omadused, või selle keha omadused, mis kumerklaasi läbi vaadatud on suuremad, vähemad või ümberpöördud?

14. Keemia jaotus. Keemia jaguneb mitmesse ossa: k a t s e l i n e ehk k i r j e l d a v k e e m i a, kus keemilisi aineid, ühendusi ja nende omadusi uuritakse ja kirjeldatakse; t e o r e e t i l i n e k e e m i a, mis uurib neid seadusi, põhjusi, mis keemilisi nähtusi välja kutsuvad; a n a l ü ü t i l i n e k e e m i a, mis uurib ainete arvulist ja sisulist koosseisu jne.

6. kujund.



Väävli soendamine.

Et väävel mitte põlema ei hakkaks, tuleb katseklaasi avaus vatiga korgitada.

15. Mehaniline segu. Võtame ühepalju mahu järele r a u a p u r u j a v ä ä v l i õ i t. Tutvuneme alguses võetud ainete omadustega.

Väävel on kollane.[1])

Väävliõis, kui teda vee pinnale puistata, ujub vee peal. Ta ei lahustu vees. Küll aga lahustub ***väävelsüsinikus,*** nimelt 41 : 100, 10° C juures, s. t. 41 kaalüksust väävlit lahustub 100 k.-ü. väävelsüsinikuks; vedeliku temperatuur on sellepärast juurde lisatud, et, nagu eelpool selgub, aine lahustuvus oleneb temperatuurist.[2])

Soendamisel vatiga korgitud katseklaasis (6. kujund) sulaneb väävel + 114° C. juures. Magneet ei tõmba teda enese külge. Kui tilgutame väävli peale s o o l a h a p e t, — ei märka meie selle juures mingisugust nähtust.

Need on väävli alalised omadused.

Vaatleme nüüd rauapuru omadusi.

Raud on hall. Erikaal on 7,5. Raud ei lahustu vees ega väävelsüsinikus. Soendame teda katseklaasis, — ta ei lähe

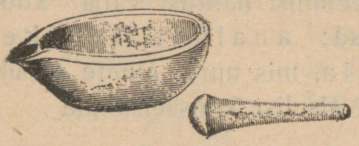
---

1) Müügil on olemas kahesugune väävel: k a n g v ä ä v e l ja v ä ä v l i õ i s. Meie katsete jaoks on võetud väävliõis.

2) Väävelsüsinikuga tuleb ettevaatlikult talitada. Ta on mürgine ja tema aur plahvatab kergesti põlema.

vedelaks, sest et raud sulaneb ainult kõrges (+ 1505° C.) temperatuuris. Magneet tõmbab enese külge rauda. Tilgutame soolhapet raua peale: soolhape hakkab keema, — eraldub vesinik.

7. kujund.



Uhmer ja uhmrinui.

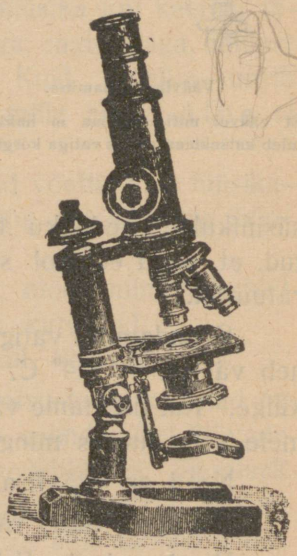
Enne kui mingisugust keha uhmris peeneks õõruda, tuleb teda puhastada.

Segame uhmris (7. kujund) väävlit ja rauda ja vaatleme saadud aine omadusi.

Segu värv ei ole küll hall ega ka kollane, kuid mikroskoobi (8. kujund) all näeme segus halle raua kui ka kollaseid väävli terakesi kõrvuti, — segu ei ole mitte ühtlane, homogeen.

Peale värvi on säilinud ka teised raua ja väävli omadused: magneet tõmbab segust ainult raua terakesed välja; kui segu vette puistata, siis vajuvad raua tükikesed põhja, kuna väävliõis vee pinnale jääb. Väävelsüsinikus lahustub ainult väävel, raud sadeneb põhja.

8. kujund.



Mikroskoop.

Vaadetav asi seatakse lauakesele, kuhu juhitakse alt peegliga valguse kiired.

Nii näeme, et saadud ***segul*** ei ole ühtlasi omadusi: igas suhtes on alal hoidunud kahesugused omadused, s. o. nende ainete omadused, millest ta on saadud.

Mitteühtlane keha, mis ainetest segamisel saadud, nimetatakse ***mehaaniliseks seguks.***

Arusaadav on, et segatavaid aineid võib võtta mitmesuguses kaalsuhtes.

16. Küsimused ja ülesanded. Missugused omadused on soolal? Liival? Soola ja liiva segul? Puupurul ja savi segul? — Missuguses kaalsuhtes võib aineid segada? — Valmistage mitmesuguses kaalsuhtes soola ja liiva segu. Kuidas muutuvad segu omadused?

17. Keemiline ühendus. Valmistame uuesti raua ja väävli segu nii, et rauda on 7 kaalüksust (grammi) ja väävlit 4 k.-ü. (grammi). Valmis segu puistame katseklaasi, mida tules altotsast soendame. Kui segu alt punaseks lööb, võtame katseklaasi tulelt ära. Nüüd näeme, et segu läheb iseenesest läbi kuumaks, punaseks.[1]) On keha jahtunud, vaatleme saadud ainet.

Ta on kõva keha. Musta värvi. Magneet ei tõmba teda külge. Hõõrume tükikese uhmris peeneks ja puistame vette: kõik sadeneb põhja. Tilgutame aine peale soolhapet: tunneme vänget mädamunade haisu; hais tekib gaasist, mis soolhappe mõjul eraldub, — s.o. ***väävelvesinik***. Vadeldes saadud aine puru mikroskoobi all, näeme täiesti homogeenainet.

Et saadud aine täiesti ühtlane on ja tema omadused võetud ainete omadustest lahku lähevad, siis peame järeldama, et oleme saanud uue aine rauast ja väävlist.

Seda ainet nimetatakse ***väävlisrauaks.***

Uus homogeenaine, mis kahest või rohkematest ainetest on saadud, nimetatakse ***keemiliseks ühenduseks.*** Ses ühenduses sünnib aine moondumine, mis mehanilises segus mitte ette ei tule.

Keemilisel ühinemisel kaotavad ained endi omadused ja saadakse täiesti uus aine uute omadustega. See on keemilise ühenduse oluline tunnus.

18. Küsimused. Kas säilivad ainete omadused mehanilises segus? Keemilises ühenduses? — Missugused raua omadused muutusid keemilises ühenduses? Väävli?

19. Keemiline sugulus. Mehanilist segu võib saada igasugustest ainetest, kuid keemiliselt ei ühine mitte kõik kehad üksteisega. Nii ei saa näit. keemiliselt ühendada rauda ja kulda, vaske ja vesinikku jne.

Et ainult teatud ained üksteisega ühinedes uue keha loovad, siis peab oletama, et nende ainete vahel on tegev mingisugune jõud, mis sunnib aineid keemiliselt ühinema. Seda

1) Selles katses võib katseklaas praguneda.

jõudu nimetatakse ***keemiliseks suguluseks*** ehk ***affiniteediks.***

Keemilise suguluse tagajärjel püsivad koos kõik keemilised ühendused.

Ühede ainete vahel on affiniteet kindlam, suurem, — teiste vahel nõrgem, vähem; sellepärast ühinevad mõned kehad kergemini, teised mitte nii kergelt.

Kui ette kujutada, et keemiline sugulus kaoks ainete vahel, siis lagunekski kõik kehad, mis on tekkinud keemilisel ühinemisel, ja püsiksid ainult need, mis on koos ainult ühest ainest.

20. Keemilised reaktsioonid. Ilmuvused keemias, milles üks aine teiseks moondub, nimetatakse ***reaktsioonideks.*** Keemias esinevate ilmuvuste mitmekesiduse peale vaatamata võib neid eraldada siiski ainult kolmeks isesuguseks reaktsiooniks. Need on: ühendus, lagumine ja aseldus (ehk substitutsioon.)

Kui kaks või rohkem aineid moonduvad kolmandaks, siis sünnib ***ühenduse reaktsioon.***

Ühenduse reaktsiooni esitab katse, kus raud ja väävel väävlisrauaks moondusid.

Võtame natukene elavhõbehapendit, mis punase pulbri taoline, ja mahutame kuiva katseklaasi. Katseklaasi soendades sünnivad järgmised ilmuvused: katseklaasist lahkub gaas, milles hõõguv peeruke põlema hakkab. Hõõguv peerg tuleb suruda katseklaasi elavhõbedahapendi lähedale. See gaas on hapnik. Peale seda näeme katseklaasi seintel elavhõbeda korda, mida peeruga maha võib kraapida. Kui katseklaasi kauemat aega soendada, siis kaob punane pulber täiesti ära: ta on hapnikuks ja elavhõbedaks lagunenud. Seda nähtust, milles ühest ainest kaks või rohkem aineid saadakse, nimetatakse ***lagumise reaktsiooniks.***

Ülevalpool toodud katse, millel ajalooline tähtsus, pani 1774. a. keemik *Priestley* toime. Tema oli esimene, kes hapnikku sai.

Lahustame katseklaasis vees vasevitrioli kristallikese. Saadud lahus on helesinine. Kui nüüd riputada lahusse natukene puhast rauapuru ja katseklaasi hästi loksutada, siis sadeneb klaasi põhja v a s e p u r u ja lahus muutub rohekaks. Kui lahusse lisada taniini, siis ta läheb mustaks. Vasevitrioli lahus muutuks taniinist sinakaks.

Sarnase roheka lahuse saame, kui vees lahustame r a u a v i t r i o l i (katsuge taniiniga!).

Ilmuvust tuleb nii seletada. Vasevitriol on vase ja teiste ainete keemiline ühendus. Kui puistasime rauapuru tema lahusse, siis t õ r j u s raud lahust vase põhja, kuna raud ise astus keemilisse ühendusse ja sünnitas rauavitrioli.

S a r n a s t nähtust, m i l l e s üks a i n e a s t u b t e i s e a s e m e l e, n i m e t a t a k s e ***aselduse reaktsiooniks*** ehk ***subsfiitutsiooniks.***

21. Aine säilimisseadus. Keemilises ühenduses sünnib uus aine uute omadustega. Tõuseb küsimus, kas muutub ka ainete ***mass?*** Mõnedes keemilistes nähtustes paistab nagu kaoks aine. Nii teab igaüks, et põlemisel, mis on õieti keemiline ühendus, peale tuha, mis puust palju kergem, muud midagi ei säili. Kuid ***suits*** ja veeaur, mis põlemisel lenduvad, on õhu hapniku ja puus oleva süsiniku ja vesiniku ühendused. Kui tuha ja lenduvate ainete hulka kaaluda, siis on nende uute ainete kogukaal isegi ***suurem*** võetud puu kaalust (miks?).

Hoolika kaalumisega on täiesti kindlasti näidatud, et keemias ettetulevates reaktsioonides võetud ainete mass, s. o. nende kaal mitte ei muutu. Kui võetud ja saadud kehade kaalu võrrelda, siis näeme, et need on võrdsed.

Aine on igavene. Seda algmõistet nimetatakse aine ***säilimisseaduseks.***

Selle tähtsa seaduse tõestas Prantsuse keemik *Lavoisier* (1743—1794) kaalude abil.[1])

22. Soojus ja keemilised reaktsioonid. Väävli ja raua keemilise ühenduse väljakutsumiseks oli vaja nende segu s o e n d a d a. Kui reaktsioon oli alganud, siis läks ta iseenesest edasi,

1) Kaalud etendavad väga tähtsat osa keemias. Kuid nende tundelikkus peab suur olema. Keemias tarvitavate kaaludega võib kuni 0,00001 *g* kaalud

mille juures eraldus suur hulk soojust, — väävlisraud läks hõõgkuumaks.

Katses elavhõbehapendiga tuli kogu aeg kuumutada, kuni oli lõpule viidud keha keemiline lagumine.

Ses mõttes, kas keemilises reaktsioonis soojust eraldub või soojust tarvitatakse, jaotatakse keemilisi reaktsioone ***soojaandjateks (eksotermilised)*** ja ***soojavõtjateks (endotermilised)***. Ühedes nähtustes sünnib reaktsioon vabatahtlikult, kuna teistes seda peab soojusega sundima.

Nii on siis keemilistes reaktsioonides sooja sünnitamine või sooja tarvitamine tähtis ilmuvus. Kui soojuse eraldus õige suur on, sünnib ka valgus. Omakorda ka valguse kiired kutsuvad välja keemilisi reaktsioone: valge paber läheb valguse kiirte mõjul kollaseks, värvilised — kaotavad värvi jne.

Keemilisi nähtusi saadavad peale soojuse ja valguse veel muud füüsikalised nähtused (elektri ilmuvused jt.). Füüsikast teame, et valgus, soojus, elekter, mehaaniline jõud üksteist saadavad või sünnitavad. Nad on ***energia*** teisendid. ***Energia all tuleb mõista kõike, mis tööst sünnib või tööks muutub.***

Et energial mitmesugused kujud seisavad ühenduses keemiliste reaktsioonidega, siis järeldame sellest, et ka keemilistes nähtustes on tegev isesugune energia kuju, mida nimetame ***keemiliseks energiaks.*** Keemiline energia võib moonduda muuks energiaks, niisama ka igasugune teine energia — keemiliseks.

Energia ei kao, vaid moondub ainult teisekujuliseks. See tõde kannab ***energia säilimisseaduse*** nime. Selle seaduse tõestasid *J. R. Mayer'i* (1842), *Colding'i* (1843) *Helmholtz'i* (1847) katsed ja väited.

III. Aine ehitus.

23. Lihtained ja liitained. Keemilise ühenduse tagajärjel sünnib uus aine, uute omadustega. Nii saime kahest ainest, väävlist ja rauast, uue ühtlase aine — väävlisraua. Kui üht või teist ainet vaadelda, võib tõusta küsimus, kas ei ole

see aine keemilisel ühendusel sündinud nagu väävlisraud, ja nimelt missugustest tuntud ainetest ta on tekkinud?

Iseäranis rõhutas seda mõtet *Lavoisier* omas töös *„Traité de Chimie“* (1789). *Lavoisier* näitas ka katsete varal, et suurem hulk kehasid seisab koos teistest tuntud ainetest. Ühe *Lavoisier* katsega tutvunesime juba, kus elavhõbehapend lagunes hapnikuks ja elavhõbedaks. Kuid katsete varal on jõutud otsusele, et on aineid, mis koos seisavad ainult ühest ainest. Vähemalt tänini ei ole korda läinud lahutada näit. kulda, rauda, väävlit jt. Neid aineid, mis koos seisavad ainult ühest ainest, nimetatakse **lihtaineteks.** *Lavoisier* nimetas neid **elementideks.** (Pärastpoole näeme, et tuleb vahet teha elemendi ja lihtaine vahel). Ained, mis on sündinud teistest ainetest keemilisel ühendusel, nimetatakse **liitaineteks.**

Liitained on: vesi, suhkur, klaas, seep jt.; lihtained: raud, kuld, vask, väävel, hapnik jt.

Mitmed ained, mis enne lihtaineteks loeti, on nüüd lahutatavad. Niisama on võimalik, et ka mitmed ained, mis meie ajal lihtaineteks loetakse, tulevikus annavad ennast lahutada.

Mõte, et suurem hulk kehi on liitainest, väljendati juba Greeka filosoofide poolt. *Lavoisier* ja pärastised teadlased tegid selle mõtte katsetega näitlikuks.

24. Elemendid ja ühendused. *Lavoisier* nimetas lihtained **elementideks.** Elementa on võrdlemisi vähe, praegusel ajal tuntakse neid kaheksakümne viie ümber.

Elementidest seisavad koos **ühendused.** Igal elemendil on oma keemiline energia, mis ta enesega ühendusse kaasa toob.

Suurem osa elementa leidub maa peal õige vähesel arvul. *F. W. Clarke* arvamise järele sünnitavad järgmised elemendid peaaegu 99% maakera koorest:

Hapnik	49,98	Naatrium	2,28
Räni	25,30	Kaalium	2,23
Aluminium	7,26	Vesinik	0,94
Raud	5,08	Titaan	0,30
Kaltsium	3,51	Süsinik	0,21
Magnesium	2,50		99,59%

25. Elementide tabel

ühes rahvusvaheliste aatomkaaludega 1919. a.

Keemiline märk	Ladinakeelne nimetus	Eestikeelne nimetus	Aatomkaal O = 16
Ag	Argentum	Hõbe	107,88
Al	Aluminium	**Aluminium**	27,1
Ar	Argon	*Argoon*	39,88
As	Arsenicum	Arseen	74,96
Au	Aurum	Kuld	197,2
B	Boron	Boor	11,0
Ba	Baryum	Baarium	137,37
Be	Beryllium	Berüllium	9,1
Bi	Bismutum	Vismut	208,0
Br	Bromium	Broom	79,92
C	Carboneum	**Süsinik**	12,005
Ca	Calcium	**Kaltsium**	40,07
Cd	Cadmium	Kadmium	112,40
Ce	Cerium	*Tseerium*	140,25
Cl	Chlor	**Kloor**	35,46
Co	Cobaltum	Koobalt	58,97
Cr	Chromium	Kroom	52,0
Cs	Caesium	*Tseesium*	132,81
Cu	Cuprum	**Vask**	63,57
Dy	Dysprosium	*Düsprosium*	162,5
Er	Erbium	*Erbium*	167,7
Eu	Europium	*Europium*	152,0
F	Fluor	Fluor	19,0
Fe	Ferrum	**Raud**	55,84
Ga	Gallium	*Gallium*	69,9
Gd	Gadolinium	*Gadolinium*	157,3
Ge	Germanium	*Germanium*	72,5
H	Hydrogenium	**Vesinik**	1,008
He	Helium	*Heelium*	4,00
Hg	Hydrargyrum	Elavhõbe	200,6
Ho	Holmium	*Holmium*	163,5
In	Indium	*Indium*	114,8
Ir	Iridium	*Iridium*	193,1

Keemiline märk	Ladinakeelne nimetus	Eestikeelne nimetus	Aatomkaal O = 16
J	Jodium	Jood	126,92
K	Kalium	**Kaalium**	39,10
Kr	Krypton	*Krüptoon*	82,92
La	Lanthan	*Lantaan*	139,0
Li	Lithium	Liitium	6,94
Lu	Lutetium	*Lutetsium*	175,00
Mg	Magnesium	**Magnesium**	24,32
Mn	Manganium	Mangaan	54,93
Mo	Molybdän	Molübdeen	96,0
N	Nitrogenium	**Lämmastik**	14,01
Na	Natrium	**Naatrium**	23,00
Nb	Niobium	*Niobium*	93,5
Nd	Neodym	*Neodüüm*	144,3
Ne	Neon	*Neoon*	20,2
Ni	Niccolum	Nikkel	58,68
Nt	Niton	*Nitoon*	222,4
O	**Oxygenium**	**Hapnik**	**16,00**
Os	Osmium	*Osmium*	190,9
P	Phosphorus	Vosvor	31,04
Pb	Plumbum	Tina	207,20
Pd	Palladium	*Palladium*	106,7
Pr	Praseodym	*Praseodüüm*	140,9
Pt	Platina	Plaatina	195,2
Ra	Radium	*Raadium*	226,0
Rb	Rubidium	*Rubidium*	85,45
Rh	Rhodium	*Roodium*	102,9
Ru	Ruthenium	*Rutenium*	101,7
S	Sulfur	**Väävel**	32,06
Sb	Stibium	Antimon	120,2
Sc	Scandium	*Skandium*	44,1
Se	Selen	*Seelen*	79,2
Si	Silicium	**Räni**	28,3
Sm	Samarium	*Samarium*	150,4
Sn	Stannum	Inglistina	118,7
Sr	Strontium	Strontsium	87,63
Ta	Tantal	*Tantal*	181,5

Keemiline märk	Ladinakeelne nimetus	Eestikeelne nimetus	Aatomkaal O = 16
Tb	Terbium	*Terbium*	159,2
Te	Tellur	*Telluur*	127,5
Th	Thorium	*Toorium*	232,4
Ti	Titan	Titaan	48,1
Tl	Thallium	*Tallium*	204,0
Tu	Thulium	*Tuulium*	168,5
U	Uran	Uraan	238,2
V	Vanadium	*Vanadium*	51,0
W	Wolfram	Volfram	184,0
X	Xenon	*Ksenoon*	130,2
Y	Yttrium	*Üttrium*	88,7
Yb	Ytterbium	*Ütterbium*	173,5
Zn	Zincum	Tsink	65,37
Zr	Zirkonium	Tsirkonium	90,6

Kõige sagedamini esinevate elementide nimetused on **jämedate** tähtedega, õige harva ettetulevad elemendid *kursiiviga*, hariliku trükiga on trükitud nende nimetused, mis ei ole haruldased.

26. Elementide sümbolid. Elementide nimetused on võetud suuremalt jaolt ladina keelest ja nad tähendavad mõnda elemendi omadust, värvi või muud.

Elementisid märgitakse keemias sümbolitega, mis tuletatud elemendi ladinakeelsest nimest. Võetakse harilikult esimene täht, kui aga ühe tähega mitu elementi algavad, siis lisatakse esimesele tähele juurde järgmine või mõni keskmine täht. Näituseks: Väävel = S (sulfur), boor = B (boron), hõbe = Ag (argentum), aluminium = Al (aluminium), argoon = Ar (argon), arseen = As (arsenicum) jne.

Esimesena tarvitas sümboleid Rootsi keemik *Jakob Berzelius.* (1771—1848).

Neid sümboleid ei ole vaja muidugi pähe õppida: tarvitamisel jäävad nad iseenesest meelde.

27. Metallid ja mittemetallid. Keemilised elemendid jaotatakse harilikult metallideks ja mittemetallideks. Metallidel on metalliläik, nad juhivad soojust ja elektrit, on taotavad, venitatavad; need omadused puuduvad mittemetallidel, või on nõrgalt esitatud.

Palju tähtsam lahkuminek nende kahe rühma vahel on keemiline.

IV. Keemias ettetulevad toimetused.

28. Lahustamine, solutsioon. Igapäevastest nähtustest on teada, et mitmed kõvad kehad lahustuvad vedelikkudes. Nii lahustuvad sool ja suhkur vees. Ka vedelikud lahustuvad vedelikkudes (piiritus vees), gaasid vedelikkudes (õhk vees).

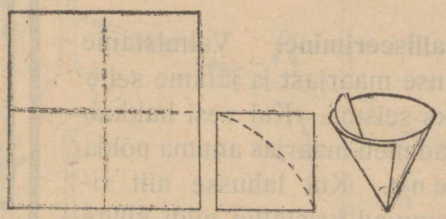
Võtame vett klaasi ja puistame sinna soola. Sool alguses lahustub, kuid kui soola ikka rohkem juurde lisada, näeme viimaks, et sool enam ei lahustu.

Vedelik, milles mõni aine lahustatud, nimetatakse selle aine ***lahuseks.*** (Soola lahus, suhkru lahus.)

Kui vedelikus enam ei lahustu võetud ainet, siis öeldakse, et lahus on ***küllastatud.*** Kui veel lahustub, siis ***küllastamatu.*** Vedelik, mis peaaegu küllastatud, nimetatakse ***kontsentreeritud*** lahuseks.

Küllastatud ja kontsentreeritud lahustele vedelikku juurde lisades saame ***lahjendatud*** lahuse.

9. kujund.



Filtri valmistamine.

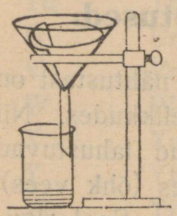
Aine lahustavus oleneb temperatuurist ja õhu rõhumisest.

Valmistame veest ja maarjast küllastatud lahuse, nii et põhja jääb lahustamata ainet, soendame lahust, siis

näeme, et maarjas lahustub. Teatud temperatuuris lahustub teatud hulk ainet.

Gaaside lahustavus vedelikkudes suureneb õhu rõhumisega. Seda nähakse limonaadi ja teiste kihisevate jookide juures. Kui pudel avada, siis väheneb õhu rõhumine ja gaas lahkub.

10. kujund.



Kurnamine.

Vedelikku tuleb lehtrisse valada ettevaatlikult, et paber ei käriseks.

29. Kurnamine, filtreerimine. Vesi ja teised ained on tihti sogased, kui neis vähemad või suuremad läbipaistmatud kehad ujuvad, mis vedelikus ei lahustu. Neist ujuvatest, kaaluvas olekus (suspendeeritud) kehadest võib vedelikku vabastada ***filtreerimisega,*** kurnamisega.

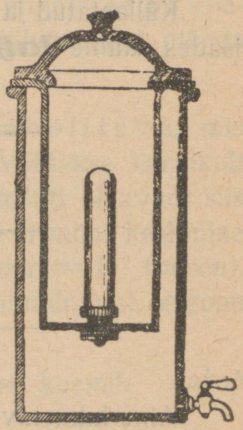
Filtreerida võib vedelikke läbi urbsete ja sõmerate kehade, missugused on liiv, söepuru ja eriti seks otstarbeks valmistatud urbsed, poorsed kivid. Keemias filtreeritakse harilikult läbi filtreerimispaberi, mis seatakse lehtrisse (9. ja 10. kujundid).

Vedelik, mis läbi filtri (kurna) on lastud, nimetatakse ***filtraadiks.***

Joogivee filtreerimiseks tarvitatakse mitmesuguseid riistu, kus tähtis osa on poorilisel vaheseinal (11. kujund).

Võtame soolalahuse, mis mullaga on sogaseks tehtud. Sarnase vedeliku filtreerimisel saame soolalahuse, kuid selge.

11. kujund.



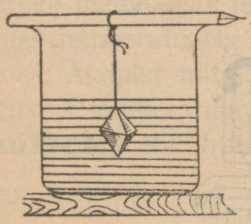
Joogivee filter. Vesi filtreerub läbi poorilise silindri.

30. Kristalliseerimine. Valmistame küllastatud lahuse maarjast ja jätame selle kauemaks ajaks seisma. Kui vesi hakkab aurama, siis sadeneb maarjas anuma põhja kristallidena. Kui lahusse niit riputada, siis koguvad kristallid niidi külge (12. kujund).

Kui lahust aurutada, siis vedelik lendub, kuna lahustatud aine kristallikestena jääb aurutamise kaussi (13. kujund).

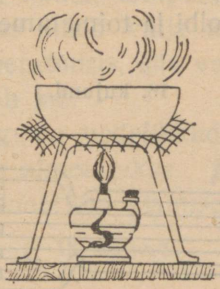
Kristalliseeritud aine on keemiliselt täiesti puhas. Sellepärast tarvitatakse kristalliseerimist aine puhastamiseks.

12. kujund.



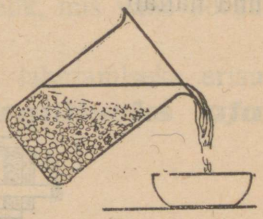
Kristalliseerimine küllastatud lahusest. Niidikese otsa seatagu alguses väikene kristallikene lahustatud ainet.

13. kujund



Kristalliseerimine (seltimine) aurutamise teel. Kui vedelik ära auranud, jäävad kristallid kausi põhja.

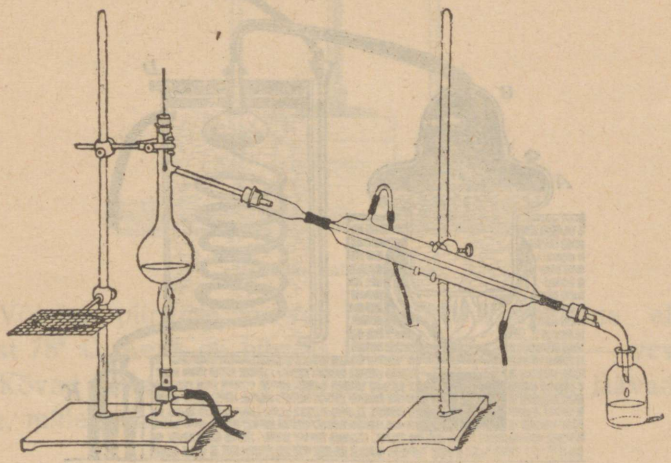
14. kujund.



Nõrutamine. Nõrutamisel tuleb ettevaatlikult kallata, et põhja sadenenud kehad vedelikku ei sogaks.

31. Nõrutamine, dekantatsioon. Kui segast vedelikku kauemat aega seista lasta, siis vajuvad raskemad kehad põhja ja selguv vedelik võidakse pealt maha ***nõrutada*** (14. kujund). Nõrutamist tarvitatakse ka p e s e m i s e l, kui sõmera aine vahelt tahetakse eraldada mingisugust vedelikku või teist kergemat ainet. Nõrutamisega võib näit. liiva savist eraldada.

15. kujund.

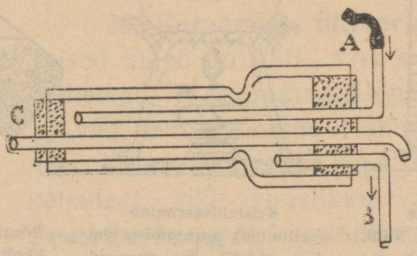


Ajamine.
Kolbis on vedelik. Keemistemperatuuri näitab termomeeter. Aur veeldub j a h u t a j a s (Liebig'i jahutaja), millest külm vesi läbi jookseb.

32. Ajamine, destilleerimine. Vedelikud muutuvad keedes auruks, mis jahtudes uuest veeldub.

Valmistame soola lahuse vees, kuhu tinti juurde lisame. Saadud segu valame kolbi ja toimetame ajamist nii kui 15. kujund näitab.

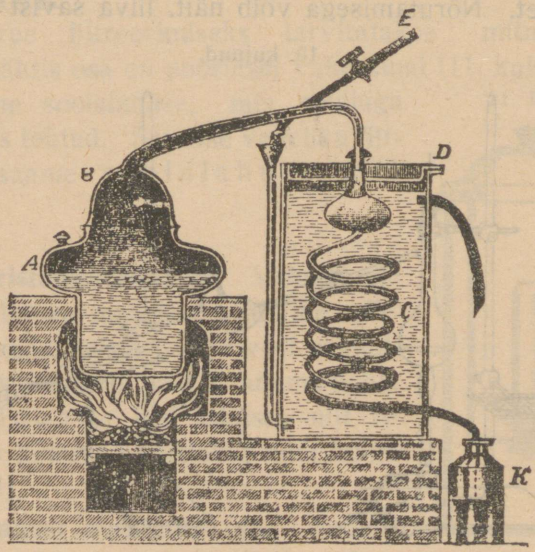
16. kujund.



Liebig'i jahutaja.
Valmistatud lambiklaasist. Torust A jookseb külm vesi, B-st voolab soenenud vesi välja. Mõlemist korgist läbikäiva toru C ots ühendatakse kolbiga, milles vett aurutakse.

Suuremal hulgal destilleeritud vee saamiseks on valmistatud ajamiskatel (17. kujund). Destilleeritud vett tarvitatakse rohtude valmistamiseks, keemias, fotografias jne.

17. kujund.

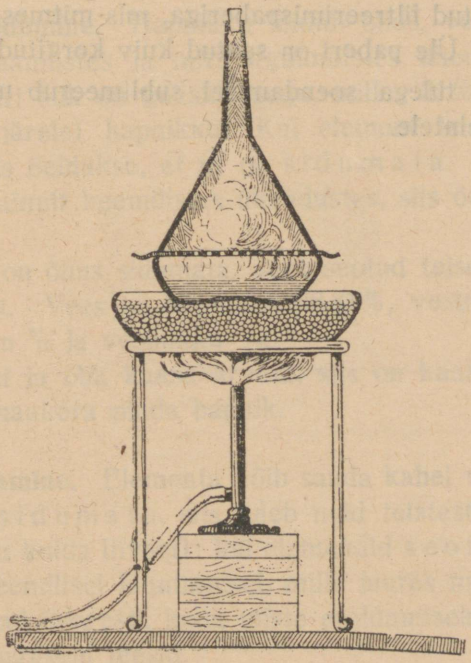


Ajamiskatel.
Veeajamiseks suuremal hulgal.

Kui mitu isesugust vedelikku on segatud ja tahetakse need eraldi kätte saada, siis peab ajamist toimetatama mitmesuguses temperatuuris, nimelt temperatuuris, kus iga üksik vedelik k e e b. Alguses tuleb välja ajada see vedelik, mis kõige madalamas temperatuuris, siis vedelik, mis vähe kõrgemas temperatuuris keeb jne.

Ajamist mitmesuguste vedelikkude lahutamiseks erisugustes temperatuurides nimetatakse ***järguliseks ajamiseks*** ehk fraktsioneeritud ajamiseks.

18. kujund.



Naftaliini sublimatsioon.

Võtame piirituse ja vee lahuse. Toimetame alguses ajamist 78° C. Aetis on piiritus, ülejäänud vedelik — vesi.

Kõvad kehad, mis vedelikkudes lahustatud, jäävad anumasse, milles ajamist toimetatakse.

33. Härmatamine, sublimatsioon. Kõvad kehad muutuvad kuumutamisel alguses vedelikuks ja siis auruks. Jahuta-

misel hanguvad kõigepealt jälle vedelikuks ja siis kõvaks kehaks. Kuid on olemas sarnaseid kehi, mille aur jahtumisel otsekohe muutub kõvaks kehaks. Seda nähtust nimetatakse ***sublimatsiooniks.***

Võtame natuke naftaliini ja kuumutame seda katseklaasis. Ülemise katseklaasi äärele härmatub kõva naftaliin.

Katseks võib võtta ka kamperi, salmiaki, joodi jne.

Ka väävel ja vesi tekitavad sublimatsiooni madalas temperatuuris (väävliõis ja härmatis).

Soendame liivale pandud kausis naftaliini (18. kujund). Kauss on kaetud filtreerimispaberiga, mis mitmes kohas noaga läbi torgatud. Üle paberi on seatud kuiv korgitud lehter.

Väikese tulega soendamisel sublimeerub naftaliin lehtri sisemistele seintele.

B. Mittemetallid.

V. Hapnik.

Oxygenium, O=16,00.

34. Leidumine. Hapnikku leidub õhus, vees ja mitmesugustes orgaanilistes ja mitteorgaanilistes ühendustes.

Atmosfäri õhk on gaaside segu, milles 21% mahu järele (23% kaalu järele) hapnikku. Kui element leidub looduses lihtainena, siis öeldakse, et ta on sidumata. Kui aga element esineb ainult keemilistes ühendustes, siis öeldakse, et ta on seotud.

Hapnik on õhus sidumata, vees seotud teise elemendiga, — vesinikuga. Vees on hapnikku 88,81%, vesinikku 11,19%, ehk: hapnikku $^{8}/_{9}$ ja vesinikku $^{1}/_{9}$.

Kui vesi ja õhk kaasa arvata, siis on kaalu järele peaaegu pool maakera pinda hapnik.

35. Saamine. Elementa võib saada kahel viisil: kui nad on looduses sidumata, siis tuleb neid teistest ainetest puhastada (nagu kulda liivast): kui elemendid seotud, siis saab neid ainult keemilisel lahutamisel, mille juures mõned elemendid isoleeruvad kergesti, kuna teiste eraldamiseks peab tarvitama mitmesuguseid teesid.

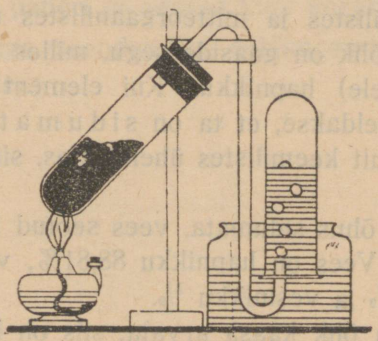
Üks üldsemaist metoodidest vabade elementide saamiseks on nende ühenduste lahutamine elektrivooluga. Selle juures koguneb üks rühm elementa, metallid, katoodi (—) juurde, teine rühm, mittemetallid, anoodi (+) juurde.

Hapnikku saadakse harilikult ühendusest keemilisel lagunemisel; nii laguneb punane elavhõbehapend kuumutamisel hapnikuks ja elavhõbedaks.

Teine aine, millest saadakse hapnikku, on Berthollet' sool (kaaliumkloraat). Berthollet' sool on valge kristallaine, mis tarvitatav ka arstirohuna (kurgu kuristamisel) ja tuletikkude valmistamisel. Kui kaaliumkloraati kuumutada kuni +357° C, siis eraldub hapnik, mille juhime kinnisesse anumasse (19. kujund).

Berthollet' soola lagumine sünnib aga veel kergemini (+200° C juures) ja rahulikult, kui teda segada pürolusiidiga ehk mangaanülihapendiga (1 : 1). Seejuures jääb mangaanülihapend ise lagumatuks. (Mangaanülihapend sisaldab ka hapnikku, kuid eraldab selle vast 400° C juures).

19. kujund.



Hapniku saamine.

Katseklaasi kuumutatagu pikkamisi ja ettevaatlikult, et niiske taht ei puudutaks kuuma klaasi.

Keemias võib tähele panna, et mitmed reaktsioonid sünnivad palju kiiremini ja kergemini mõne teise erapooletu keha juuresolekul. Neid kehasid, mis kergendavad reaktsiooni sündimist ja ise selle juures jäävad muutmata, nimetatakse ***katalüsaatoriteks,*** ja nende mõju ***katalüüdiliseks.*** Mangaanülihapend on katalüsaator kaaliumkloraadi lagumisel.

Katalüüs ei ole veel keemias küllalt rahuloldavalt seletatud.

Berthollet' sool hõõrutakse uhmris peeneks. Hõõrumist tuleb teha puhtas uhmris ettevaatlikult, muidu plahvatab Berthollet' sool. Segatakse ühesuuruse mahu mangaanülihapendiga ja puistatakse segu katseklaasi (kolbi või retorti). Soendamisel hakkab eralduma hapnik. Korjame 3—4 anumat hap-

nikku (10 *g* Berthollet' soola annavad 2¾ liitrit hapnikku, s. o. 39,16%).

Hapnikku saadakse veel soendamisega: 1) elavhõbehapendist, kuid õige vähe, 7,4%; (selle juures võib ka eralduda mürgine elavhõbeda aur), 2) mangaanhapukaaliumist jt.

36. Füüsikalised omadused. Hapnik on värvitu, lõhnatu ja maitsetu gaas; vees lahustub ta vähe 20° C juures 3:100. Ta on 1,1 kord atmosfäri õhust raskem: üks liiter O kaalub 1,429 *g*. (0° ja 760 *mm*. õhu rõhumisel), kuna üks liiter õhku kaalub 1,293 *g*.

20. kujund.



Peeru põlemine hapnikus.

Pärast katset valame nõusse lubjavett. Kataме nõu pealt kinni ja loksutame läbi. Lubjavesi läheb valgeks.

37. Keemilised omadused. Hapnik on väga reaktsioonivõimuline ehk aktiivne gaas, s. t. ta ühineb peaaegu kõigi teiste elementidega (peale fluori jm.). Hõõguv peerg hakkab heledalt põlema hapnikus (20. kujund). Niisama ka süsi, väävel j. t. kehad. Võtame läbipõletatud uurivedru või terastraadi, keerame selle spiraali ja kinnitame selle otsa taela tükikese. Kuumutame traadi otsa tuliseks ja surume siis hapnikku. Traat põleb suure kuumusega, kuid ilma leegita: traadi otsast lendavad tulised sädemed laiali ja hõõgavad osakesed kukuvad anuma põhja (21. kujund. Anuma põhja peab jäetama natukene vett). Hapniku tähtsam omadus on, et ta ***toetab põlemist.*** Et atmosfäri õhus on ainult $^1/_5$ O, siis sünnib põlemise reaktsioon õhus aeglaselt, vähema energia eraldamisega.

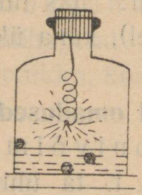
Siin peab tähendama, et põlemise all mõeldakse keemias aktiivset reaktsiooni soojuse ja valguse eraldamisega. Ka muud kehad ühinevad põledes, näit. raud ja väävel.

Sütitame väävli lusikas põlema ja surume hapnikku, väävel põleb heledal lillal leegil (22. kujund).

38. Hapniku keemilised ühendused. Kõigis katsetes hapnikuga esinesid järgmised nähtused: 1) põlev keha kadus ja selle asemele ilmus uus aine, — väävli asemele ilmus nõrga

lõhnaga gaas, väävlisgaas, mis osalt vees lahustub; söe asemele jäi anumasse gaas, milles peerg ei põle; raua küljest kukkus tulipunaseid kuulikesi ja sädemeid, mis anuma põhjas muutusid mustaks, rabedaks aineks. 2) Kõigis katsetes sündis suur kuumus ja valgus. 3) Kõigis katsetes kadus ära hapnik.

21. kujund.



Traadi põlemine hapnikus.

Anuma põhjas on vesi, et kuumad raua terakesed klaasi ei purustaks.

22. kujund.



Väävli põlemine hapnikus.

Väävlisgaas lahustub vees, mis sinise lakmuse punaseks värvib, — väävlishape.

Neist vaatlustest järeldame, et on sündinud võetud ainete moondumine, ja et hapnik anumast välja ei saanud, siis järeldame, et võetud ained on hapnikuga ühinenud.

Kaalumistega on tõestatud, et toodud katsetes ainete ühinemine sünnib järgmises kaalsuhtes:

Süsi	+	hapnik	=	süsihapugaas
12 *g*		32 *g*		44 *g*
Väävel	+	hapnik	=	väävlishapend
32 *g*		32 *g*		64 *g*
Raud	+	hapnik	=	rauatagi
167,5 *g*		64 *g*		231,5 *g*

Need on kõik uued ained, uute omadustega.

Valame anumasse, kus süsi põles, lubjavett, siis muutub vesi piimvalgeks, kui aga anumasse kus väävel põles, valatakse sinist lakmuse lahust, värvub see punaseks.

Hapnikul on suur affiniteet, sugulus, teiste ainetega. Suurem hulk ainete moondumisi, mida näeme endi ümber, sünnivad hapniku mõjul, on hapniku keemilised ühendused. Põle-

mine, mädanemine, kõdunemine, — kõik need on ühenduse reaktsioonid hapnikuga. Niisama ka roostetamine. Sellepärast ka suureneb võetud ainete kaal.

Kui kaalude külge kinnitada magneet ja selle otsas rippuvat rauapuru põletada, siis on näha, kuidas see õla vajub alla, mille küljes on rauapuru, sest et rauapuru kuumutamisel ühineb hapnikuga.

39. Sütitustemperatuur. Suurema hulga kehadega ühineb hapnik ainult siis, kui aine on alguses soendatud või kuumutatud. Seda temperatuuri, milles keha hapnikuga põledes ühineb, nimetatakse sütitustemperatuuriks. See temperatuur on iga keha juures isesugune: söel (koosseisu järele) 350—550°, väävlil 250° jne. Puhtas hapnikus on sütitustemperatuur ligi 50° madalam.

40. Hapendumine. Hapniku ühinemise reaktsiooni teiste kehadega nimetatakse ***hapendumiseks,*** oksüdatsiooniks; hapniku ühendusi — ***hapenditeks,*** oksüüdideks.

Hapendumine sünnib kiirelt, — kuumuse ja valguse eraldumisega, ja aeglaselt — ilma nende nähtusteta. Mädanemine, kõdunemine, roostetamine on ka hapendumised.

Hapendumisel etendab nähtava osa vesi: nii ei roosteta raud kuivas õhus mitte, küll aga niiskes. Niisama ka mädanemisel, kõdunemisel on märgatav vee mõju.

Ka mädanemisel sünnib soojus, kuid õige vähesel arvul. Soodsail tingimustel hakkab mädanemise protsessis temperatuur järjest tõusma, kuni sütitustemperatuurini. Nii võivad mädanev sõnnik, läpastanud heinad jt. põlema hakata.

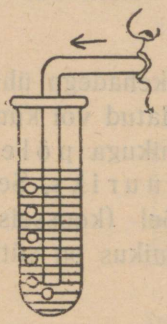
41. Põlemise soojus. Niihästi kiirel kui ka aeglasel hapendumisel tekib soojus. Esimesel korral eraldub soojus ainult lühikese aja jooksul, mille tõttu aine temperatuur tõuseb nii kõrgele, et ta hakkab valguse kiiri välja saatma. Aeglasel hapendumisel on ka soojuse eraldumine aeglane. Soojuse kogusumma on aga mõlemil juhtumusel võrdne.

42. Hingamine. Tähtsam aeglane hapendumine sünnib loomade kehas. Hingamisel satub hapnik kopsudesse (või

muudesse õhu hapniku assimileerimise organitesse), kus ta läbi õhukeste kopsurakukeste seinte ühineb vere hämoglobiiniga.

Teiselt poolt satuvad verde seedimise organite kaudu toitvad ained (rasv, munavalge, süsiveed jt.), kus nad hapnikuga keemiliselt ühinedes annavad selle ***loomuliku soojuse*** (+ 37,5° C), mis organismis elu alal hoiab. Hapnikuga ühinemisel sündinud produktid lahkuvad organismist kopsude (vesi ja süsihapugaas), neerude (vesi, kusihape) ja naha kaudu.

23. kujund.



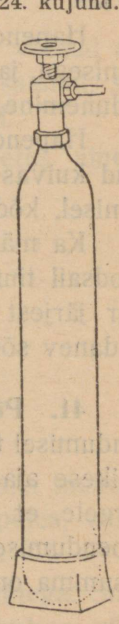
Kopsudest väljatulevat õhku läbi lubjavee puhudes, muutub vesi valgeks.

Täiskasvanud inimene tarvitab 24 tunni jooksul ligi ½ *kbm* hapnikku.

Kui kopsudest väljatulevat õhku puhuda läbi lubjavee, siis läheb see niisama sogaseks, nagu peale katset peeru põletamisel hapnikus (23. kujund).

43. Vedel hapnik. Füüsikast on teada, et vedelad kehad madalas temperatuuris muutuvad kõvaks. Ka gaasid muutuvad vedelikkudeks, veelduvad, kuid selle jaoks on vaja madalat temperatuuri ja kõrget õhurõhumist. Temperatuur, milles keha muutub gaasiks rõhumise peale vaatamata, nimetatakse kriitiliseks temperatuuriks.

24. kujund.



Terastoruanum vedelate ja kokkusurutud gaaside hoidmiseks.

Hapnikku loeti kaua aega permanent gaasiks, st. gaasiks, mis mitte ei veeldunud. *Wroblewskil* läks korda teda veeldada —118° ja 50 atmosfäri rõhumisel. Vedel hapnik on sinakat värvi. Teda hoitakse kinnistes terasballoonides ehk torudes, kust teda tarbekorral lastakse läbi kraani aurata (24. kujund). Ka õhus võib veeldatud hapnik kauemat aega vedelikuna püsida n. n. *Dewar*'i anumates (25. kujund). *Dewar*'il läks korda vedelat hapnikku külmetada lumetaoliseks kehaks (Kõva hapnik).

44. Hapniku tarvitamine. Hapniku kõrget kuumuse arendamist kasutatakse metallide

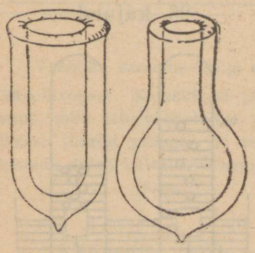
(plaatina, raua j.t.) sulatamiseks ja jootmiseks. Gaasiline või vedel hapnik juhitakse suure rõhumise all piirituse või gaasi leeki, mille temperatuur hapniku mõjul tõuseb üle 1700° C. Sarnase leegiga lõigatakse (põletatakse) ka paksud terasplaadid läbi.

Vedel hapnik leiab tarvitamist ka veealustes paatides õhusõidu riistades, arstiteaduses jne.

45. Ajaloolised märkused. Hapniku leidsid ühel ajal *Priestley* Inglismaal ja *Scheele* Rootsis (1771). *Lavoisier* näitas katsete varal, et hapnik on element ja toetab põlemist jt. sarnaseid protessisid.

Raua roostetamine ja kehade põlemine on ühinemised hapnikuga. Juba 1630. a. leidis prantsuse arst *Jean Rey*, et metallid roostetades raskenevad. Ka teised teadlased näitasid katsetega, et roostetamisel võetud metall ühineb mingisuguse ainega õhust. Kuid enne *Lavoisier*'d seletati roostetamist ja põlemist ***flogistooni*** abil *(Stahl* ja *Becher)*. Selle seletuse järele sisaldasid kehad isesugust ainet, flogistooni, mis põlemisel ja roostetamisel lahkub kehadest ja kutsub välja aine moondumise. Et aga roostetamisel keha raskeneb, siis arvati olevat flogistoonil kaaluvastane omadus: keha pidi siis ka flogistooni lahkumisel raskemaks minema.

25. kujund.



Dewar'i anumad.

Klaasist. Kahekordsete hõbetatud seintega. Seinte vahel on vakuum, õhutühi ruum.

Alles *Lavoisier* tõestas 1774. a., et roostetamise ja põlemise juures on hapnik tegev.

Lavoisier tõestas ka, et põlemisel ühineb hapnik kehaga, kuna flogistooni teooriaga seletati, et põlemisel lahkub kehadest flogistoon. Sellega on flogistooni hüpotees hävitatud, ja *Lavoisier*'st peale algab uus ajajärk keemias.

46. Küsimused ja ülesanded. Miks määritakse raudasju õliga või rasvaga? — Missugused metallid ei muutu õhus? — Kui vasktraati tules põletada, siis raskeneb ta. Puutuhk aga on kergem, kui põletatud puu. Miks? Kas puu põlemine ei ole keemiline ühinemine? — Mis vahe on põlemise ja hingamise vahel? — Elektri hõõglampidest (pirnidest) on õhk

välja pumbatud. Miks? — Kust saab inimese ja looma organism soojuse energiat? — Mitu liitrit hapnikku saab 30 *g* kaaliumkloraadist? — Kuidas seletada puude põlemist ahjus? — Miks põleb tikk pikkamööda? — Kuidas seletada, et niiske puu aeglaselt põleb, kuiv aga suure leegiga? — Miks mustub kuumutatud raud? — Kuumutame raud- ja plaatinatraati. Mis sünnib nendega?

VI. Vesinik.

Hydrogenium, H = 1,008.

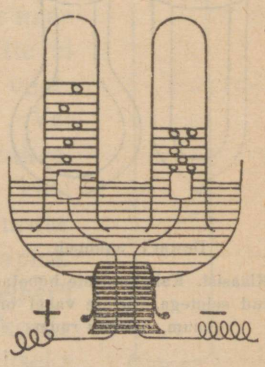
47. **Leidumine.** Vesinikku leidub looduses kaunis palju, suuremalt osalt seotud kujul, st. keemilistes ühendustes teiste elementidega. Vesi sisaldab 11,19% seotud vesinikku. Loomade ja taimede kehades on vesinik iseloomustavaks elemendiks. Sellepärast tekib organiliste ühenduste lagumisel vaba vesinik (mädanemisel, kivisöe lagumisel, soendusel jne.). Vabalt leidub vesinikku ka vulkanite aurus. Spektraalanalüüs näitab, et vesinikku on päikese jt. tähtede peal.

48. **Saamine.** Vesinikku saab veest elektrolüüsi teel. Kui elektrivool juhtida läbi liitainete, siis lagunevad nad keemiliselt kahte ossa, — üks osa korjub anoodi (+), teine katoodi (—) juurde. Seda nähtust nimetatakse ***elektrolüüsiks*** või elektriliseks dissotsiatsiooniks. Puhas vesi ei juhi elektrit, sellepärast tuleb vett väävelhappega hapustada.

Et vesi seisab koos hapnikust ja vesinikust, siis laguneb ta elektrolüüsis hapnikuks ja vesinikuks (26. kujund). Katses näeme, et vees on kaks mahtu vesinikku ja üks maht hapnikku, sellepärast märgitakse vesi keemiliselt nii: H_2O. Anoodi juurde korjub O, katoodi juurde H.

Vesinikku saadakse katsete jaoks harilikult hapetest, kust ta metallide (tsink, raud, aluminium, inglistina) abil välja tõrjutakse. Metallidel on see omadus, et nad tõrjuvad hapetest vesiniku välja, — sünnib aselduse reaktsioon.

26. kujund.



Vee elektrolüüs. Plaatina asemel võib elektroodideks olla hõbe. Katseklaasid võetagu ühesuurused, et eralduvate gaaside mahtusid võrrelda.

Võtame lahjendatud (1 : 8) väävelhapet anumasse, kuhu katseklaasi tsingiga surume (27. kujund).

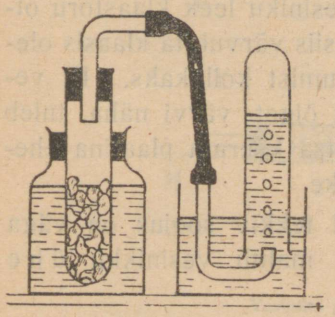
Eralduva vesiniku püüame kinni klaasanumasse. Vesinikku võib ka otsekohe allapööratud suuga anumasse koguda: et vesinik väga kerge gaas, siis tõuseb ta üles anuma põhja ja tõrjub õhu välja. Vesiniku saamist võib järgmiselt üles tähendada:

Tsink + väävelhape = tsinkvitriol + vesinik.

Liitaine ja element reageerivad vastastikku: saadakse uus ühendus (tsinkvitriol), ja element (vesinik) vabaneb.

(Katsetes vesinikuga tuleb alguses kauemat aega gaas eralduda lasta, et mitte vesiniku ja õhu segu ei sünniks.)

27. kujund.



Vesiniku saamine tsingi abil väävelhappest. Katseklaasi põhjas on avaus, mille läbi väävelhape tsingi tükikeste juurde pääseb. Et reaktsioon lõpetada, tuleb katseklaas happest välja tõsta.

49. Füüsikalised omadused. Vesinik on lõhnatu, maitsetu ja värvitu gaas. Ta on kõige kergem tuntud keha: üks liiter H kaalub 0,09 (õigem 0,08995) grammi (0° ja 760 *mm* rõhumisel). Veega võrreldes on H erikaal 0,00009. Gaase võrreldakse harilikult õhuga; suhet nende vahel nimetatakse aurutiheduseks. Üks liiter õhku kaalub 1,293 *g*, — sellega siis H tihedus on 0,0899 : 1,293 = 1 : 14,4, st. vesinik on 14,4 korda õhust kergem. Kui seebi mullisid vesinikuga puhuda, siis tõusevad nad kõik kiiresti üles.

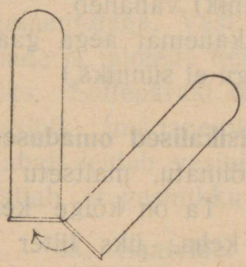
Niisama võib vesinikku ühest anumast üles teise kallata, kuid anumate avaused peab allapoole hoitama (28. kujund).

Vesinik veeldub —241° ja 15 atm. rõhumisel, —259° juures muutub ta lumetaoliseks kõvaks kehaks. —241° on H kriitiline temperatuur.

50. Keemilised omadused. Tavalistel tingimustel ei ole vesinik iseäraliselt aktiivgaas. Harilikus temperatuuris ta ei

ühine hapnikuga, vaid teda peab sütitustemperatuurini kuumutama. Süütame vesiniku põlema. Vesinik põleb väikese värvitu või sinaka leegiga, kus juures ta ühineb hapnikuga ja sünnitab vee (30. kujund). (Enne kui vesinikku põlema süüdata, tuleb gaasi lasta kauemat aega eralduda. Soovitav on, et anum, milles vesinik sünnib, oleks riidega mähitud.)

28. kujund.



Vesiniku valamine ühest anumast teise.

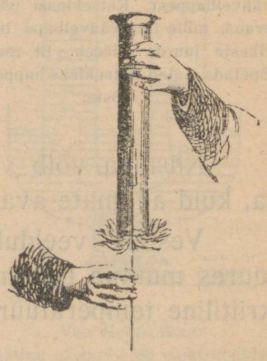
Vesinik ei toeta põlemist, ehk ta küll ise põleb. Surume põleva küünla H täidetud (avausega allapoole) anumasse — küünal kustub, kuna vesinik põlema sütib (29. kujund).

Vesiniku leegi temperatuur on üle 2500°.

Kui vesiniku leek klaastoru otsas sünnib, siis värvub ta klaasis olevast naatriumist kollakaks. Et vesiniku leegi õiget värvi näha, tuleb klaastoru otsa keerata plaatina lehekesest toruke.

Vesiniku ja hapniku ühinemisel tekkiv soojus on väga suur, selle juures ühinevad k a k s mahtu vesinikku ü h e mahu hapnikuga ja sünnitavad vee. Kaalsuhtes ühinedes iga 2,02 *g* vesinikku 16,00 *g* hapnikuga annab 69000 *kal* soojust.

29. kujund.



Vesinik põleb, kuid ei toeta küünla põlemist.

51. Paukgaas. Vesiniku ja hapniku segust tekib p a u k g a a s.

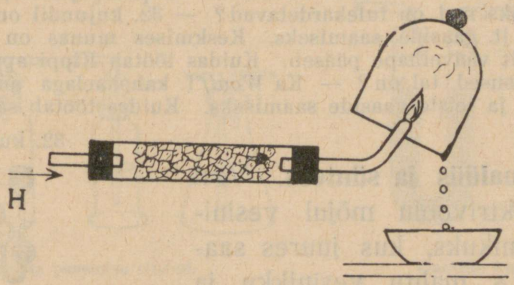
Korjame katseklaasi natuke vesinikku ja loksutame läbi. Kui katseklaasi avaust lambi leegi kohal avada, siis sütib vesiniku ja õhus oleva hapniku segu põlema. Kuuldub hele pauk, ja ühes sellega ilmuvad katseklaasi kuivadele seintele veetilgakesed.

Pauk saab veel tugevam, kui korjata ühte silindrisse kaks mahtu vesinikku, teise üks maht hapnikku. Anumate suud vastamisi hoides ja pärast loksutamist leegi kohal avades kuuldub vali pauk. (Ettevaatust!)

Paukgaas on H ja O segu, mis ainult sütitustemperatuuris (700° C) ühineb veeks. Et H ja O gaasidena tarvitavad rohkem ruumi kui nendest tekkinud veeaur ja vesi, siis sünnib õhutühi ruum, kuhu atmosfääri õhk tormab ja paugu sünnitab.

Looduses tekib paukgaas müristamise ajal. Välgu kõrge temperatuur lahutab veeauru hapnikuks ja vesinikuks ja süütab nende segu uuesti põlema.

30. kujund.



Vesiniku põlemine ja vee sündimine.
Torust H tuleb vesinik, mis kloorkaltsiumi torukeses kuivatatakse. Ilma vesiniku kuivatamata läheb katse ka korda. Selle katse juures sünnib vahel heli, — kui anum kitsas. Miks?

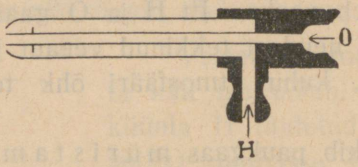
Paukgaas sütib põlema iseenesest käsnaliste plaatinaterakeste juuresolekul. Plaatina on selles nähtuses katalisaatoriks.

52. Tarvitamine. Vesinikku tarvitatakse õhupallide täitmiseks.

Paukgaasi t^0 on väga kõrge. Sellepärast tarvitatakse teda nn. Drummondi valguse saamiseks. Isesuguses kraanis (31. kujund), mille läbi vesinik ja hapnik juhitakse, süüdetakse vesinik põlema. Leek juhitakse kriidi tükikese peale, mis suures kuumuses ise hakkab heitma valguse kiiri.

53. Ajaloolised märkused. Vesinik oli tuntud juba keskajal. Arvatavasti leidis vesiniku *Paracelsus*. *Cavendish* tõestas, et vesinik on isesugune gaas, mis põleb veeauruks (1781), seni segati teda mitmesuguste teiste gaasidega.

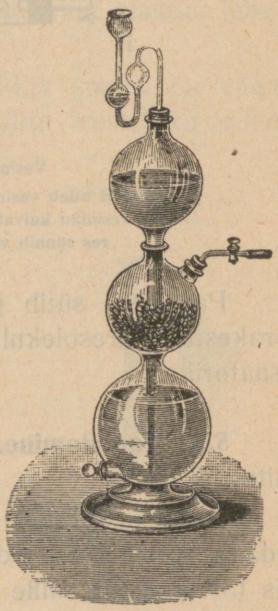
31. kujund.



Danieli kraan
paukgaasi leegi saamiseks. O — hapnik, H — vesinik.

54. Küsimused ja ülesanded. Mis gaas saadakse, kui väävelhapet raua peale kallata? — Kui gaasi saamiseks liig suur anum võtta, siis tuleb eralduv vesinik väga ettevaatlikult põlema sütitada. Miks? — Kuidas töötab Danieli kraan? — Miks täidetakse õhupallid ja tseppeliinid vesinikuga? — Miks nad on tulekardetavad? — 32. kujundil on *Kipp*'i apparaat vesiniku jt. gaaside saamiseks. Keskmises munas on tsingi tükid, mille juurde alt väävelhape pääseb. Kuidas töötab Kippi apparaat ja missugused mõnusused tal on? — Ka *Woulf*'i kahekaelaga anumat tarvitatakse vesiniku ja teiste gaaside saamiseks. Kuidas töötab sarnane anum?

32. kujund.



Kipp'i apparaat gaaside saamiseks. Eralduv gaas juhitakse läbi kraani välja.

55. Analüüs ja süntees. Vesi laguneb elektrivoolu mõjul vesinikuks ja hapnikuks, kus juures saadakse k a k s mahtu vesinikku ja ü k s maht hapnikku. Sarnane suhe (2 : 1) saadakse alati elektrolüüsi teel. Teiselt poolt k a k s mahtu vesinikku ja ü k s maht hapnikku ühinevad veeks.

Silindris või katseklaasis, kuhu elektroodid juhitud (35. kujund), on kaks mahtu vesinikku ja üks maht hapnikku. Katseklaasi suu on elavhõbedas. Elektrivoolu läbilaskmisel süütab säde elektroodide vahel vesiniku ja hapniku põlema, elavhõbe tõuseb üles, ja katseklaasis sünnib vesi, ilma et seal ühtegi muud gaasi oleks üle jäänud.

Analüüs (lahutamine) ja ***süntees*** (ühendamine) tõestavad, et vee koosseis on püsiv. Seda hapniku ja vesiniku suhet märgitakse järgmiselt:

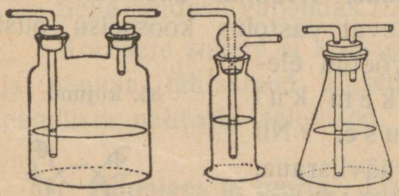
$$2H + O = H_2O$$

Kaks mahtu vesinikku. Üks maht hapnikku. Vesi, milles kaks mahtu vesinikku ühe hapniku mahu peale tuleb.

56. Gaaside kuivatamine ja puhastamine. Et gaasi kõrvalistest ainetest puhastada, selleks juhitakse ta harilikult läbi vee või mõne muu vedeliku, milles lahustuvad mitmesugused lisandused (33. kujund). Kuivatamise otstarbeks tuleb gaasi juhtida läbi hügroskoobiliste kehade, näit. kloorkaltsiumi, kus niiskus imbub hügroskoobilistesse kehadesse (34. kujund). Vesinik sisaldab pärast saamist veeauru ja muid aineid, mis ta väävelhappest kaasa võtab.

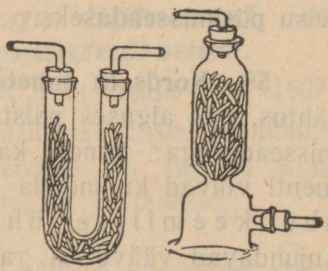
Harilikkudeks katseteks kõlbab ka pesemata ja kuivatamata vesinik.

33. kujund.



Gaaside pesemise riistad.
Puhastatav gaas juhitakse läbi vee, väävelhappe või mõne muu vedeliku.

34. kujund.



Gaaside kuivatamine
U-taolises torus ja kuivatustornis.

VII. Aine ehitus.

57. Püsivate suhete seadus. Mehanilise segu saamiseks võib võtta aineid, ilma et nende hulkade vahel oleks mingisugune kindel suhe. Sellepärast ei saa meie kindlat ettekujutust näit. raua ja väävli segust, — sarnaseid segusid võib olla mitu, mitmesuguste omadustega. Keemilised ühendused on aga alati ühesuguste omadustega: kas valmistada ühendus täna või homme, ikka saame rauast ja väävlist ühe ja sama väävlisraua, vesinikust ja hapnikust—vee jne.

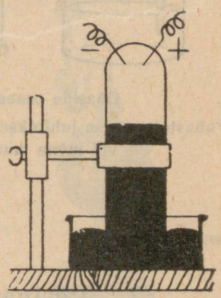
Sarnase nähtuse põhjused on katsetega leitud: keemias ei ühine ained mitte ükskõik missuguses kaalsuhtes,

vaid ainete hulga vahel on kindel, püsiv suhe. Nii ühinevad keemiliselt ainult 4 kaalüksust[1]) väävlit 7 kaalüksuse rauaga. On segus rauda rohkem, siis jääb ta sidumata, on väävlit rohkem, — põleb ära. Saadud tootes, väävlisrauas, on aga suhe raua ja väävli vahel alati 7 : 4. Niisama on lugu ka veega. Veeks ühinevad ilma ühegi gaasi ülejäägita 1 *g* vesinikku 8 *g* hapnikuga.

Juba 19 aastasaja algul väljendas *Proust* (1799—1807) selle mõtte, et ained ainult määratud kaalu suhtes ühinevad: ***kui kaks või rohkem lihtainet ühinevad, siis on ühinevate ainete vahel kindel kaal- ja mahtsuhe.*** Seda seadust nimetatakse püsivate suhete seaduseks ehk koosseisu püsimisseaduseks.

58. Kordsete suhete seadus. Keemias tuleb ette veel nähtus, mis alguses paistab olevat vastolus koosseisu püsimisseadusega: nimelt kaks võetud elementi võivad kujundada rohkem kui ühe keemilise ühenduse. Nii kujundavad väävel ja raud väävlisraua, kuid looduses leidub keha, püriit, kollakas mineral, mis ka ainult väävlist ja rauast koos seisab, kuid on teistsuguste omadustega kui väävlisraud. Vesinik ja hapnik ühinevad veeks, kuid on olemas veel teine vesiniku ja hapniku ühendus, vesinikülihapend, kus kaks hapniku mahtu kahe vesiniku mahuga on ühinenud. On teada ka kaks isesugust hapniku ja süsiniku ühendust; lämmastiku ja hapniku ühendusi on tuntud isegi viis jne.

35. kujund.



Eudiomeeter.

Elektrisäde süütab gaaside segu, mille järele ühendus sünnib; elavhõbe tõus tõendab mahu vähenemist.

Kui neid nähtusi lähemalt vaadelda, saame järgmise suhte:

Väävlisrauas	on	väävli	ja	raua	suhe	4 : 7
Püriidis	„	„	„	„	„	8 : 7

1) Kaalüksuste all hakkame tarvitama gramme = *g*.

või kui meie raua hulga mõlemis ühenduses võtame ühe eest (1 : 1), siis on väävli hulga suhe esimeses ja teises ühenduses 1 : 2.

Vees on hapniku ja vesiniku suhe 8 : 1
Vesinikülihapendis „ „ 16 : 1

Kui jällegi vesiniku hulkade suhe võtta, saame 1 : 1, mille juures hapniku hulkade suhe on 1 : 2.

Ka teistes keemilistes ühendustes võib ühe ja sama aine hulka mitmetes ühendustes tervete, ratsionaal-arvudega tähendada. See nähtus moodustab ***kordsete suhete seaduse:***

Kui kaks elementi A ***ja*** B ***moodustavad mitu ühendust, siis aine*** B ***hulkade vahel, mis võrdsete*** A ***hulkadega ühinevad, on lihtne, täisarvudega väljendatav suhe.***

Selle seaduse väljendas *Dalton* XIX aastasaja algul (1807).

Kordsete suhete ja koosseisu püsimisseadused on nüüdisaja keemia tähtsamad alused. Nendele on rajatud kõigi keemiliste nähtuste seletused, hüpoteesid ja teoriad.

59. Hüpotees ja teoria. Looduse nähtusi vaadeldes, paneme tähele, et mõned nendest ilmutavad teatud korrapärasust. Ilmuvuste korrapärasus sünnitab seaduse. Kuid inimese mõte püüab leida selle seaduse põhjusi. Kui katsega on seadus kindlaks tehtud, siis peab mõte põhjuse leidma ja väljendama.

Alguses seatakse katsega oletus, hüpotees, üles. Hüpoteesi järele katsudes ja katsedega juurde tuues uusi andmeid, mis hüpoteesi kinnitavad, tekib kindel õpetus, ***teoria.*** Arusaadav, et hüpotees ja teoria ainult tõsiasjadel põhjenevad. Kui aga teatavaks saavad nähtused, mis on teoriale või hüpoteesile vastu ja neid enam ei kinnita, siis tuleb, muidugi, alguses uus hüpotees üles seada, mis faktidega tõestatult uueks teoriaks välja areneb.

60. Aatomid. Katsed tõestavad, et aine on mehaaniliselt jaotatav (vähemad või suuremad tükikesed, pulber). Seda mehanilist jaotust võib enesele kujutleda piirita. Kuid teisest

küljest võime oletada, et ainet mehaniliselt jaotada võib teatud piirini, kuni on saadud õige väikesed osakesed, mis jagamatud. Viimane oletus on hüpotees, mida tõestavad mitmed keemilised nähtused.

John Dalton, kes pani aluse kordsete suhete seadusele, katsus seletada seda seadust aatomite hüpoteesiga.

Iga elementi võib jaotada mehaniliselt ainult teatud piirini. Elemendi osakesed, mis mehaniliselt jagamatud, nimetatakse ***aatomiteks*** (jagamatud). Ühe ja sama elemendi aatomid on kõik ühesuuruse mahuga, ühe kaaluga, — üldse neil on ühesugused omadused, kuna need omadused lahku lähevad teiste elementide aatomite omadustest. Peale seda peab oletama, et kõik keemilised reaktsioonid sünnivad aatomite vahel.

Et aatomid jagamatud, siis on arusaadav, et ainult terved arvud (1, 2, 3...) aatomit ühte elementi tervete arvude (1, 2, 3...) teiste elemendi aatomitega võivad ühineda.

Sellega võib seletada kordsete suhete seadust. On olemas kaks elementi A ja B. Kui A elemendi aatom kaalub 1 ja B aatom 5 ja aatom aatomiga ühineb, siis on kaalude suhe elementide vahel selles ühenduses 1 : 5. Kui A ja B veel muu ühenduse moodustavad, näit. ühineb üks aatom A-d kahe aatomi B-ga, siis on kaalsuhe nende vahel 1 : 10, ehk kui mõlemis ühenduses B-de suhe võtta, siis võrdub see 5 : 10 = 1 : 2.

Niisama on seletatav ka koosseisu püsimisseadus. Et keemilistes ühendustes aatomite vahel sünnivad reaktsioonid, siis peab kahe elemendi aatomite massi ja hulga vahel olema suhe määratud, mis igalajal ja igalpool muutmatu.

Neist ja teistest faktidest järgneb, et elemendid hoiduvad keemilistes ühendustes nii, nagu seisaksid nad koos jagamata üksustest, aatomitest.

61. Molekulid. Aatomite teoria järele seisavad kõik elemendid koos aatomitest, mis mehaniliselt ja keemiliselt jagamatud. Ka keemilised ühendused (liit- ja lihtainete) on ehitatud mehaniliselt jagamatutest osakestest. Neid mehaniliselt jagamatuid keemiliste ainete osakesi nimetatakse ***molekulideks.*** Molekulid on ainult keemiliselt jagatavad,

sest nad seisavad koos nende elementide aatomitest, millest ühendus saadud.

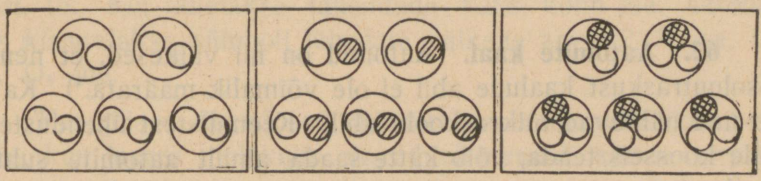
Ühe ja sama keha molekulid on kõik ühesuguste omadustega.

Toome mõne näituse aatomite ja molekulide kohta.

Raua üks aatom ühineb väävli ühe aatomiga ja sünnitab väävlisraua molekuli. Hapniku aatom ühineb vesiniku kahe aatomiga vee molekuliks (36. kujund).

Ka lihtainete aatomid ühinevad molekulideks. Hapnik, vesinik j. t. sel kujul, nagu meie neid iseseisvalt saame, on lihtained, mis seisavad koos molekulidest; viimased on ehitatud juba võetud elementide aatomitest.

36. kujund.



Hapniku-lihtaine molekulid, milles kaks aatomit.

Väävlisraua molekulid: väävel-element + raud-element.

Vee molekulid: igas molekulis kaks vesiniku ja üks hapniku aatom.

Nii tõestab katse, et hapniku molekulis kaks hapniku aatomit on ühinenud (36. kujund). Sarnast hapnikku j. t. aineid meie ei saa, mis ainult aatomitest koos seisaks: elementide aatomid on mõeldavad ainult keemilistes ühendustes.

Sellepärast peab vahet tegema elemendi ja lihtaine vahel, kui nad ka ühte nime kannavad.

Raud, väävel, vask, kuld, hapnik j. t. ained, mida ei saa lahutada teisteks aineteks, on lihtained. Neil on omadused, mille järele neid tunneme. Väävel ja raud, mis üksikult katseklaasis, hapnik, mis elavhõbehapendist eraldub, — need on lihtained.

Väävlisraud, mis keemilise ühenduse teel saadud, sisaldab eneses rauda ja väävlit, kuid meie ei näe viimaste omadusi kuskil. Tähendab, lihtainete omadused on keemilises ühenduses, liitaines, muutunud. Sellepärast öeldakse,

et liitaines on ühinenud ainete elemendid: väävlisrauas ei ole ühinenud mitte raud ja väävel kui lihtained, vaid raud ja väävel kui elemendid.

Väävlisraua saamiseks võtsime kaks lihtainet: raua ja väävli. Mehanilises segus olid ka samad lihtained. Kuid segu soendamisel ühinesid raud ja väävel elementidena.

Üksikult esinevad lihtained, keemilistes ühendustes — elemendid.

Kokku võttes võib öelda:

Molekul on kõige väiksem aine osa, mis võib saada mehanilisel jaotusel ja mis esineda võib iseseisvalt.

Molekulid seisavad koos aatomitest.

Aatom on kõige väiksem aine osa, mis molekulis esineda võib. Aatomit ei saa jaotada ei mehaniliselt ega keemiliselt.

62. Aatomite kaal. Aatomid on nii väikesed, et nende absoluutraskust kaalude abil ei ole võimalik määrata.[1]) Ka ei ole nad nähtavad mikroskoobi abil. Keemilistest ühendustest, mille koosseis teada, võib kätte saada ainult aatomite suhtelise kaalu.

Et hapniku ühendused kõige kättesaadavamad, siis võetakse aatomite kaalude võrdlemiseks hapniku aatom, mille raskus **16** arvatakse. Hapniku aatomiga võrreldes (O = 16) kaalub vesiniku aatom 1,008, kloori aatom 35,46, raua aatom 55,84 jne. (v. elementide tabelist). Ennemalt võeti aluseks vesiniku aatomikaal, mis üheks arvati (H = 1), kuid siis oletati, et hapniku aatom on 16. Pärastised peenemad katsed tõestasid, et hapniku aatomi suhteline kaal ei ole mitte 16, vaid 15,88 (H = 1).

Aatomite suhteline kaal saadakse katsete ja arvamiste varal keemilistest ühendustest. Siin peab tähendama, et hapniku aatomkaal kui suhteline kaal on arvatud 16 eest täitsa juhuslikult; nii oleks võinud hapniku kaalu võtta ka 100, nagu seda *Berzelius* soovitaski ja selle järele arvas siis ka teiste elementide kaalud.

---

1) Arvamise abil võib oletada, et vesiniku aatomi absoluutne raskus on $1{,}5 \times 10^{-24}$ *g*.

63. Molekulkaal. Kui on teada liitaine koosseis ja elementide aatomkaal, siis võib välja arvata molekulkaalu (võrreldes aatomkaaluga, kus aluseks ikkagi on võetud O=16).

Võtame väävlisraua. Tema molekul seisab koos ühest raua ja ühest hapniku aatomist. Fe kaal võrdub 55,84, O kaal =16. Sellega iga väävlisraua molekulkaal on 55,84+16=71,84.

Aine molekulkaal võrdub molekuli sünnitavate aatomite kaalu summale.

64. Keemia valemid. Elemendid märgitakse keemias sümbolitega (v. tabel), millele antakse lai tähendus. Võtame näituseks hapniku. Element hapnik märgitakse täht O-ga (Oxygenium). Selle tähe all tuleb nimelt mõista üks aatom hapnikku ja ühes sellega ka hapniku suhteline kaal, 16. Kui tahetakse tähendada kaks, kolm jne. aatomit, siis kirjutatakse sümboli lähedale väikene arv: 2, 3, jne. O_2, O_3, O_4 jne.

Keemilised ühendused märgitakse elementide sümbolitega, kus juures molekulis olevad elemendid kõrvu kirjutatakse ja tähendatakse, mitu aatomit üht või teist elementi on molekulis. Kui tahetakse näidata, et on võetud kaks, kolm jne. molekuli, siis kirjutatakse valemi ette koeffitsient 2,3 jne. Väävlisraua valem on FeS, see tähendab, et üks raua aatom ühineb ühe väävli aatomiga, mille juures rauda 55,84 k.-ü. on ja väävlit 32,06 k.-ü. Vee valem on H_2O: kaks vesiniku aatomit ühinevad ühe hapniku aatomiga vee molekuliks, mille juures ühenduses kaalude suhe on 2,016 : 16.

Valem näitab aine molekuli koosseisu ja kui sümbolite all suhteline kaal võtta, siis — ühenduses olevate elementide suhet.

Kaalsuhet võib arvata muidugi ka protsentides. Vee valem on H_2O (= HHO), $H_2 : O = 2{,}016 : 16$; $H_2 + O = 2{,}016 + 16 = 18{,}016$. Vee koosseis protsentides:

18,016 : 2,016 = 100 : x = 11,19% vesinikku.
18,016 : 16,00 = 100 : x = 18,81% hapnikku.

100,00% vett.

Väävelhappe valem on H_2SO_4, tema koosseis:

Vesinik $H_2 = 2 \times 1{,}008 = 2{,}02$ k.-ü.
Väävel $S = 1 \times 32{,}06 = 32{,}06$ „ „
Hapnik $O_4 = 4 \times 16{,}00 = 64{,}00$ „ „

$H_2SO_4 = 98{,}08$ k.-ü.

Siin on väike vahe matemaatilise ja keemilise valemi vahel: HO oleks matemaatikas H×O, kuna keemias tähendus on H+O; arvud on ikka korrutajad:

$H_2SO_4 = 2H + S + 40 = (2 \times 1{,}008) + 32{,}06 + (4 \times 16{,}00) = 98{,}08.$

65. Keemia võrrandid. Keemia sümbolite ja valemite abil on võimalik kujukalt ja lühidalt tähendada keemilisi reaktsioone, mis elementide vahel sünnivad. Pahemale poole märgitakse need ained, mis on võetud, paremale poole, — mis saadakse, s. o. lõputooted. Kokku sünnitavad nad keemia võrrandi.

Ühinemise reaktsioon:

Võetud:				Saadud:
Fe	+	S	=	FeS
Raud.		Väävel.		Väävlisraud.
55,84		32,06		55,84 + 32,06
				87,90

Lagunemise reaktsioon:

Võetud:		Saadud:		
H_2O	=	H_2	+	O
Vesi.		Vesinik.		Hapnik.
18,016		2,016		16,00

Aselduse reaktsioon:

Võetud:				Saadud:		
Zn	+	H_2SO_4	=	$ZnSO_4$	+	H_2
Tsink.		Väävelhape.		Tsingivitriol.		Vesinik.

Arusaadav, et niihästi valemid kui ka võrrandid peavad vastama faktidele, mis katsega tõestatud.

66. Stöhiomeetrilised arvamised. Kui on teada aine koosseis ja elementide aatomkaal, siis on kaalu järele

võimalik üksikute elementide hulka võetud kehas välja arvata. Niisama on võimalik määrata üksikute ainete kaalu, mis tarvilik liitaine saamiseks.

67. Näitused.

1. Kui palju on vesinikku ja hapnikku 36,04 *g* vees?

Vee valem on H_2O. O = 16, H = 1,01 (õigem: 1,008)

Molekulkaal: $H_2 = 1{,}01 \times 2 = 2{,}02$

$O = 16$

$H_2O = 18{,}02$

Igas 18,02 grammis oleks hapnikku 16 *g*, vesinikku 2,02 *g*. Nii on siis 36,04 *g* vees:

hapnikku: $\frac{36{,}04 \cdot 16}{18{,}02} = 32\ g$

vesinikku: $\frac{36{,}04 \cdot 2{,}02}{18{,}02} = 4{,}04\ g$

2. Kui palju saab vesinikku 294,24 *g* väävelhappest, ja kui palju on vaja selleks tsinki?

Väävelhappe koosseis on H_2SO_4.

Molekulkaal: $H_2 = 2{,}02$

$+ S = 32{,}06$

$O_4 = 64$

$H_2SO_4 = 98{,}08$

See tähendab, et igas 98,08 k.-ü. (või grammis) on 2,02 kaalüksust vesinikku.

Vesiniku arvu leiame järgmisest arvamisest:

$$H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2$$

Võetud:			Saadud:		
H_2SO_4	+	Zn =	$ZnSO_4$	+	H_2
2,02 + 32,06 + 64		65,37	65,37 + 32,06 + 64		2,02
98,08			161,43		

Igast 98,08 *g* saame 2,02 *g* vesinikku. Meil on 294,24 *g* väävelhapet, sellest saame 6,06 *g* vesinikku, kus juures iga 2,02 *g* vesiniku eraldamiseks 65,37 *g* tsinki vaja on; 6,06 *g* eraldamiseks on vaja tsinki 196,11 *g*.

Sarnaseid arvamisi nimetatakse keemias ***stöhiomeetrilisteks arvamisteks.***

Stöhiomeetrilistes arvamistes peab teada olema keha koosseis ja elementide suhteline kaal. Ligikaudse arvamise ulatuses võib jätta sajandikud murrud kõrvale või muuta sellekohaselt kümnedikud.

68. Ajaloolised märkused. Mateeria sisemine ehitus valdas juba Greeka filosoofe. *Anaxogoros* arvas, et ainet võib lõpmatalt jaotada, kuna *Demokritos* seletas, et jagamine on võimalik ainult teatud piirini, kuni on saadud väikesed osakesed, mis *Demokritos* nimetas ***aatomiteks*** (aatom = jagamatu). *Dalton* (1766—1844) tarvitas atomistide seletust koosseisu püsimisseaduse ja kordsete suhete seaduse seletamiseks.

69. Küsimused ja ülesanded. Mitu liitrit vesinikku saab 15 *g* tsingiga tarvisminevast hulgast väävelhappest? — a) kui palju hapnikku, b) kui palju elavhõbedat on 54,15 *g* elavhõbehapendis (HgO)? — Missugune on elavhõbeoksüüdi protsendiline koosseis? — Kui palju on igat ainet kaaliumkloraadis (Berthollet' soolas), mille valem $KClO_3$? Mitu protsenti on kaaliumkloraadis hapnikku? — 1 liiter hapnikku kaalub 1,4 *g*; mitu liitrit hapnikku saab 30 *g* Berthollet' soolast? — 6 *g* rauda ühinevad hapnikuga tagiks (Fe_3O_4). Kui palju kaalub saadud produkt? — Kui palju väävlit on 100 *g* püriidis? — Mitu grammi rauda võib raudhapendiks (Fe_2O_3) muuta 10 *g* hapnikuga? — Kirjutage keemia ekvatsioon hapniku saamise üle Berthollet' soolast! Elavhõbehapendist!

VIII. Hapniku ja vesiniku ühendused.

70. Vesi, H_2O. — **Leidumine.** Vett leidub maakera pinnal ja atmosfäris vedelas, kõvas ja gaasilises olekus. Seotud kujul on vett palju organilistes kehades ja kristallides.

Suurem hulk kehi eraldavad vee kergel soendamisel.

Kui tükikese puulehte, liha e. m. katseklaasis soendada, siis ilmuvad kuiva katseklaasi seintele veetilgad.

Loomade ja taimede kehas on väga palju vett. Inimese kehas nimelt üle 70%, mõnes vesitaimes isegi 95%.

71. Kristallvesi. Soendame kuivas katseklaasis kristallikese või uhmris tõugatud vasevitrioli, $CuSO_4$. Kristallidest eraldub veeaur, mis osalt katseklaasi seintele ilmub. Ühes sellega muutub vasevitriol valgeks. Korjame filtreerimispaberiga veetilgad ära ja laseme katseklaasi jahtuda. Kui

vett tilgutada katseklaasi vasevitrioli peale, läheb see uuesti siniseks ja ühes sellega eraldub ka soojus: katseklaas läheb tuliseks. Vesi ühineb uuesti vasevitrioliga.

Vesi, mis kristallides keemiliselt ühendatud, nimetatakse ***kristallveeks.***

Kristallvesi märgitakse harilikult aine valemis nii:

$CuSO_4,10H_2O$, ehk $CuSO_4+10H_2O$

See tähendab: igas kristallaine molekulis on 10 vee molekuli. On vee hulk muutlik ja määramata, siis märgitakse keemiliselt ühendatud vesi lihtsalt: Fe_2O+ *aq* (*aqua* — vesi).

Keemiliselt seotud vett nimetatakse ***hüdraadiks,*** hüdraatveeks. Ka kristallvesi on hüdraatvesi.

Kristallid kaotavad õhu käes seistes osa kristallvett: nad murenevad. Nii murenevad Glauberi sool ($Na_2SO_4+10H_2O$), sooda ($Na_2CO_3+10H_2O$) jne., mille tõttu muutuvad ka kehade omadused.

72. Vee koosseis. Vee koosseis on nii analüüdiliselt kui ka sünteediliselt kindlaks tehtud, ja nimelt kaalsuhe vesiniku ja hapniku vahel on vees 2,016 : 16 s. t., et vee koosseis on H_2O.

Kaua aega arvati, et vesi on lihtaine. Pärast hapniku ja vesiniku leidmist võis alles tõestada, et vesi seisab koos hapnikust ja vesinikust.

73. Looduslik vesi. ¾ maakera pinda on kaetud veega: mered, järved, jõed jne. Õhus on teda veeauruna: udu, pilved. Vesi maakera pinnal ei ole mitte puhas: temas on mitmesugused muud ained, mis sinna sattunud õhust või mullast. Muude ainete hulgas on vees suurem või vähem hulk õhku lahustatud, mille tõttu temas loomad ja taimed võivad elutseda.

Soendame klaasanumas külma vett. Veest tõusevad õhumullikesed üles.

Puhtam looduslik vesi on vihmavesi, nimelt peale pikemat sadu (miks?). Vesi satub maapinda, kus ta hakkab eneses lahustama mitmesuguseid aineid, nii et looduslist vett maapinnal ei või enam puhtaks arvata.

74. Mineralvesi. Loodusline vesi lahustab eneses mitmesuguseid mineralaineid: lupja, kipsi, rauda, soola jne. Lupja, kaltsiumi, sisaldav vesi on kõva ehk karge.

Kui vesi suuremal hulgal mingisugust minerali sisaldab, nimetatakse sarnast vett mineralveeks. On olemas soola-, mõru-, raua-, väävli- j. t. veed. Mineralveed sünnivad sel teel, et vesi nimetatud ainete lademetest läbi jookseb ja osa ainet eneses lahustab. Mitmesugused tervisveed on mineralveed ja sisaldavad inimese organismile kasulikka soolasid või muid aineid. (Narsaan, Borshoom, Franz Joosepi vesi j. t.).

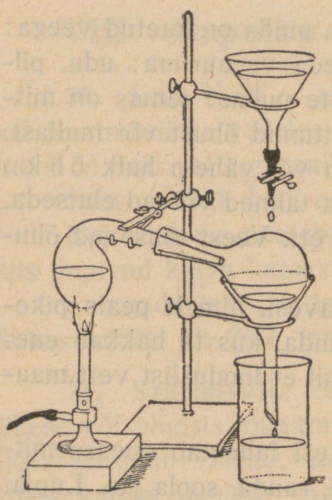
75. Destilleerimine. Vees võib olla kahte seltsi lisandusi: ühed on vees lahustatud, teised on temas kaaluvas olekus, suspendeeritud. Bakteid, savi, kõnts on vees kaaluvas olekus.

Ükski looduslik vesi ei ole täitsa puhas neist lisandustest. Kõige puhtama vee saame destilleerimisel ehk ajamisel.

Vihmavesi on niisama destilleeritud vesi, kuid sisaldab eneses, iseäranis saju algul, tolmu, mikroskoobilisi kehi, gaase jne.

Vee destilleerimist võib kõige lihtsamini toimetada kolbide ja lehtri abil (37. kujund). Teistest vee destilleerimise viisidest vaata lhk. 20.

37. kujund.



Vee destilleerimine.

Destilleeritud vett tarvitatakse keemias ja apteegis sulatiste ja rohtude valmistamisel (*aqua destillata*).

Keemiliselt puhas vesi ei juhi peaaegu elektrit: 1 *mm* kõrgune vee silinder takistab voolu nii suure jõuga, nagu sama diameetriga vasktraat, mille pikkus tuhat korda suurem ekvaatorist.

76. Filtreerimine. Vee filtreerimiseks tarvitatakse urbseid kehi, liiva, sütt jne. Filtreerimisel peetakse kinni suspendeeritud kehad. Iseäranis heaks filtreerimise aineks on süsi, mis enesesse imeb kõrvalisi aineid, värvi

jne. Liivafiltrid töötavad kiiresti. Filtrit tuleb tihti puhastada, et kinni peetud organismid mädanemist ei tekitaks.

Laboratooriumites tarvitatakse filtreerimiseks harilikult filtreerimispaberit.

Looduses on allikate ja kaevude vesi filtreeritud läbi liiva kihi.

77. Füüsikalised omadused. Puhtal veel ei ole maitset ega lõhna. Õhukesed kihid on värvitud, paksemad — helesinised. Liig paks veekiht ei lase valguse kiiri läbi, sellepärast on meresügavustes kottpime.

Vesi tiheneb temperatuuri langemisega kuni 4° C. Allpool seda t° paisub vee maht. 0° juures võrdub ta maht vee mahule 8° juures. Vee hulk 4° C juures ühe *ccm* mahus võetakse aluseks teiste kehade tiheduse määramisel ja loetakse kaalüksuseks, g r a m m i k s.

Suhe vee mahu ja temperatuuri vahel on järgmine:

	t°	Tihedus:	Erimaht:
Vesi:	0°	0,99987	1,00013
„	4°	1,00000	1,00000
„	8°	0,99988	1,00012
„	20°	0,99823	1,00177
„	100°	0,95863	1,04343
Jää:	0°	0,91674	1,09083

Nagu siit näha, suureneb vee maht jääks külmades $^1/_{11}$ võrra.

Et jää maht vee mahust suurem, siis ujub jää vee pinnal, mis looduses väga suure tähtsusega. Jää sünnitab vee pinnal koore, mille all vedel vesi, kus organismid võivad edasi elutseda. Jää mahu hüppelise suurenemise tagajärjel murenevad ka kaljud, mille pragudesse vesi on sattunud.

Jää sulanemise temperatuur võetakse termomeetri skala 0 punktiks.

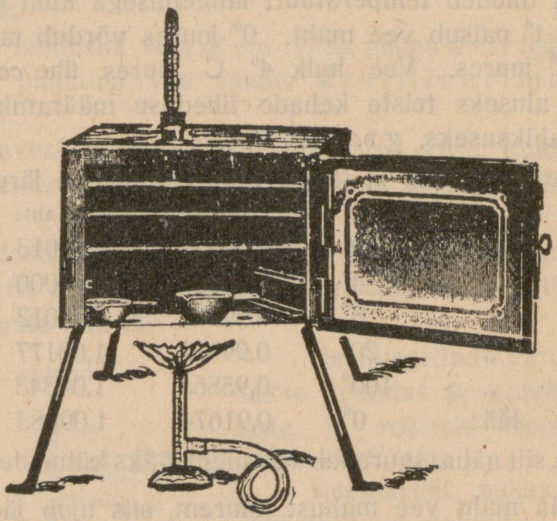
Vee keemise punkt normaal õhurõhumisel (760 *mm*) loetakse 100° C. Et vedelikkude keemisel nende aurusurumine (tensioon) võrdub neil lasuva atmosfäri rõhumisele, siis on arusaadav, et ka vee keemine muutub atmosfäri rõhumise kohaselt. Järgnevas tabelis on näidatud vee keemise t° mitmesugusel õhurõhumisel.

Vee keemise punkt on:

76 *mm*	*atm.*	juures	46,2°	3	*atm.*	juures	133,9°
760 „	1 „	„	100,0°	4	„	„	144,0°
	1,5 „	„	111,7°	8	„	„	170,8°
	2 „	„	120,6°	10	„	„	180,3°

Vee kriitiline t° on 370, s. t. selles temperatuuris muutub vesi igasugusel rõhumisel auruks. Tensioon kriitilises temperatuuris on 195,5 *atm.* 1 *g* vett annab keedes 100° juures 1700 kordse mahu auru sama t° juures. Seda vee omadust kasutatakse aurumasinates.

38. kujund.



Kuivatuskapp.

Kuivatamine sünnib 105°—120° C juures kuni püsiva kaaluni; s. t.: võetud keha kaal ei vähene enam kuivatamisel.

Vesi laguneb kuumutades 1000° juures vesinikuks ja hapnikuks.

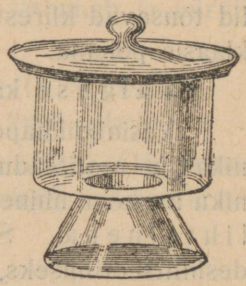
78. Jää. 0° juures võivad kõrvuti olla vesi ja jää. Ainult soojuse kahanemisega muutub kogu vesi jääks. Vett võib jääks muuta jahutussegu abil.

Valame katseklaasi 2—3 *g* vett ja hakkame katseklaasiga jahutussegu[1]) liigutama. Vesi külmab jääks.

[1]) Jahutussegu saadakse kõige lihtsamalt siis, kui võtta 1 lusikas soola 3 lusika jää kohta.

Jää on kristallkeha. Jää kristallid on siis hästi märgatavad, kui veeaur jääks külmab (sublimatsioon, lumi, härmatis, lumeräitsakud, 3. kujund).

39. kujund.



Eksikkaator.
Anuma põhjas on väävelhape, kloorkaltsium või m. hügroskoobiline keha.

79. Hügroskoobiline vesi. Mitmed kehad imevad õhust enesesse veeauru ja hoiavad selle poorides kinni. Kloorkaltsiumi, väävelhapet, kloormagnesiumi jt. tarvitatakse sellepärast kindlate kehade ja gaaside kuivatamiseks. Kehi, mis enesesse kergesti veeauru imavad, nimetatakse hügroskoobilisteks.

Kehi kuivatatakse ka sel teel, et neid kuivatuskappides (38. kujund) soendatakse 105°—120° juures, et ainult hügroskoobiline vesi lahkuks. Kõrgemas temperatuuris hakkavad kehad keemiliselt laguma.

Kui keha kuumutada ei või, siis eraldatakse hügroskoobiline vesi eksikkaatoris, kus tuleb hoida keha kuni püsivkaaluni (39. kujund).

80. Keemilised omadused. Madalas temperatuuris on vesi indefferentkeha. Temperatuuri tõusmisega muutuvad vee omadused suuresti. Kõrges kuumuses hapendab veeaur elementa.

Iseäranis tähtsat osa etendab vesi lahustes. Mitmed kindlad kehad ja gaasid kaovad vees värvimuutuseta. Lahused on omaduste järele osalt keemilised ühendused, osalt mehanilised segud.

81. Vesinikülihapend, H_2O_2, leidub vähesel hulgal õhus, iseäranis peale äikest, vihmavees ja ka lumes. Saadakse baariumülihapendist ja lahjendatud (1 : 15) väävelhappest:[1])

$$Ba|O_2 + H_2|SO_4 = BaSO_4 + H_2O_2$$

Vesinikülihapend on värvitu vedelik, mis kergesti laguneb veeks ja hapnikuks:

$$\underset{\text{Vesinikülihapend.}}{H_2O_2} = \underset{\text{Vesi.}}{H_2O} + \underset{\text{Hapnik.}}{O}$$

1) Külma väävelhapet tuleb alatasa ümber liigutada.

Soendame katseklaasis vesinikülihapendit. Hapniku mullid tõusevad kiiresti üles ja süütavad hõõguva peeru katseklaasis põlema.

Valguse käes laguneb H_2O_2 ka kergesti.

Vesinikülihapendi lahust (harilikult 3%) tarvitatakse tehnikas ja arstiteaduses hapendamise vahendina: eralduv hapniku aatom ühineb teiste kehadega palju kiiremini kui hapnik lihtainena. Sellepärast tarvitatakse vesinikülihapendit desinfitseerimiseks, valgendamiseks jne. Kurgu kuristamisel tapab ta haiguse idud, hammaste puhastamisel teeb need valgeks. Niisama kaotavad juuksed loomuliku värvi ja muutuvad õlgkollaseks, kui neid vesinikülihapendiga pesta.

Puhas H_2O_2 on raske vedelik, erik. 1,5, vastiku maiguga. Apteegis müüdav H_2O_2 (perhüdrol) on 30%. Hapenduvad ained hapenduvad vesinikülihapendi mõjul.

Joodkaaliumi lahusse valame tärklise kliistrit. Lahus ei muuda värvi. Kui vesinikülihapendit juurde lisada, siis värvub kliister siniseks, vabaks saanud jood värvib tärklise siniseks:

$$2\ KJ + H_2O_2 = 2KOH + 2J$$

Värvime vee indigo lahusega siniseks, lisame juurde rauavitrioli kristallikese. Kui vesinikülihapendit juurde tilgutada, siis muutub värv kiiresti kollaseks.

Hapustame mangaanhapukaali lahust väävelhappega ja lisame H_2O_2 juurde. Värv kaob.

82. Ozoon. Kui läbi hapniku juhtida nõrku elektrisädemeid, siis moondub hapnik ***ozooniks.*** Ozoonil on isesugune vosvoritaoline lõhn ja sinakas värv; ta on palju tegutsevam kui hapnik ja ühineb kergesti teiste kehadega.

Ozooni lõhn on selgesti tunda sädemete saamisel elektrimasinaga. Looduses tekib ta äikese ajal (metsade sinakas värv).

Võtame *2—3 g* mangaanhapukaalit kolbi ja valame sinna juurde kanget väävelhapet. Kolbi loksutades tundub ozooni lõhn. (Ettevaatust!).

Ozoonil on suur hapendamise võime.

Kastame tärklise ja joodkaaliumi lahusse filtreerimispaberi ja hoiame selle ozooni õhus. Jood vabaneb ja värvib tärklise siniseks:

$$2\ KJ + H_2O + O_3 = 2\ KOH + O_2 + J_2$$

Joodkaalium. Vesi. Ozoon. Kaalilehelis. Hapnik. Jood.

Ozoon tapab bakteeriaid j. m. haiguse idusid. On olemas isesuguseid aparaate, mille abil võib ozoneerida joogivett, niisama ka õhku.

83. Allotroopia. Kui teatud hulk hapnikku ozooniks muuta, siis väheneb maht kolmest kahe peale. 300°-ni kuumutades muutub ozoon hapnikuks, mille juures maht suureneb kahest kolmeni. Aine kaal muidugi ei muutu neis nähtustes.

Need katsed näitavad, et hapnik ja ozoon seisavad koos ühest ja samast elemendist, mis moodustab kaks isesugust ainet.

Katsetega võib selgusele jõuda, et hapniku (lihtaine) molekul seisab koos k a h e s t hapniku (elemendi) aatomist, kuna ozooni molekulis on k o l m hapniku aatomit. Kolmas aatom lahkub kergesti, mille tõttu ka ozoonil on suur hapendamise jõud. Hapniku lihtaine valem on O_2, ozooni valem — O_3.

Keemias tuntakse veel teisi kehi, mis seisavad koos ühest ja samast elemendist, kuid välispidiste omaduste järele lähevad lahku. Seda nähtust nimetatakse ***allotroopiaks*** ja kehi a l l o t r o o b i l i s t e k s teisenditeks.

Ozoon veeldub —106° juures.

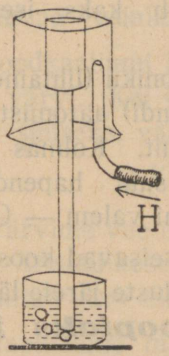
84. Ajaloolised märkused. *Van-Marum* (1785) pani tähele, et hapnik isesuguse terava lõhna omandab elektrisädemete juures. *Schönbein* (1840) uuris seda nähtust lähemalt ja nimetas uue aine o z o o n i k s (lõhnavaks). Lõhna järele võib ozooni tunda õhus isegi siis, kui teda on 1 : 500000.

85. Status nascens. Katsetest ozooni ja vesinikülihapendiga nägime, et hapnikul võivad olla iseäralised aktiivsed hapendamise omadused. Seda nähtust tuleb seletada sellega, et need ained (ozoon ja vesinikülihapend) ei ole püsivad, vaid kergesti eraldavad hapniku a a t o m i. Sel aatomil-elemendil

on tema s ü n d i m i s e m o m e n d i l suur hapendamise võime, suurem kui hapnikul lihtainel. Kui ozooni molekulist hapniku aatom vabaneb, siis otsib ta kohe mõne teise keha, millega ühineda, sest a a t o m iseseisvalt ei ole mõeldav. Sellest ka tema suur aktiivsus.

Üldse kõigil kehadel on nende s ü n d i m i s e m o m e n d i l, *in statu nascendi*, iseäraliselt suur aktiivsus ja reaktsiooni võime.

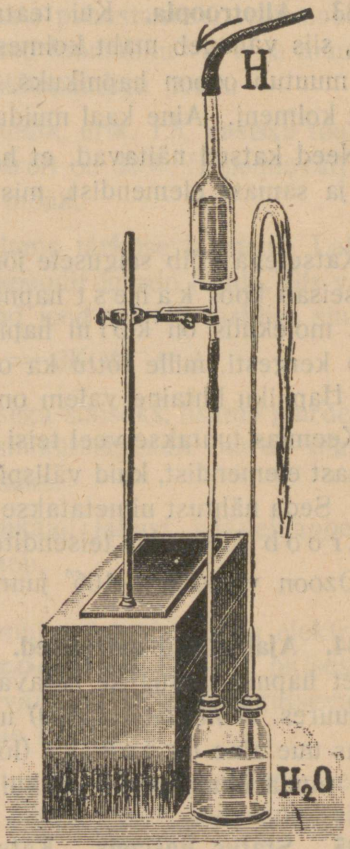
40. kujund.



Diffusioon.

H-vesinik juhitakse klaasi alla, kus ta läbi poorse silindri seinte diffundeerub nii kiiresti, et silindrist toru kaudu õhu mullid vette ilmuvad.

41. kujund.



86. Diffusioon. Urbsete (poorsete) seintega silindri avaus on sulutud korgiga, mille läbi juhitakse vette pikk klaastoru (40. kujund). Katame silindri klaasiga ja juhime sinna alla vesi-

nikku. Toru alumisest otsast hakkab õhk mullidena välja tulema, sest et vesinik läbi silindri seinte tungib.

Seda gaaside liikuvust ja läbitungivust nimetatakse ***diffusiooniks.***

Gaasid diffundeeruvad ka vabas õhus: kui lõhnava vedelikuga pudelikene ühes toa nurgas avada, siis lendub lõhnav gaas õhus laiali. Diffusioon seletab ülepea kõik gaaside levimise nähtused.

Igal gaasil on oma kiirus, millega ta diffundeerub. Vesinikul on diffundeerumise kiirus kõige suurem.

Lahtise avausega allapoole pööratud silindris, kuhu vesinikku korjatud, ei leidu vähe aja pärast vesiniku jälgegi. Niisama sünnib ka teiste gaasidega.

Mõõtmistega on tõestatud, et mida kergem on gaas, seda kiiremini ta diffundeerub.[1])

87. Küsimused ja ülesanded. 41. kujundil on joonistatud aparaat, mis kujutab diffusiooni. Kuidas töötab see aparaat? — Missugune vesi lahkub kuivatamisel: kas hügroskoobiline või hüdraatvesi? — Mis on härmatis? — Millal ilmub härmatis? — Kuidas sünnib õhu puhastus eluruumis?

IX. Happed. — Alused. — Soolad.

88. Hapend. Hapend ehk oksüüd on elemendi ühendus hapnikuga. Hapnik ühineb kõrges kuumuses peaaegu kõikide elementidega, sellepärast võib hapendit saada elemendi põlemisel hapnikus.

Mitmesuguste elementide hapendid võivad veega ühineda ja sünnitada uusi ühendusi. Teatud temperatuuris ja tingimustel lagunevad need ühendused uuesti veeks ja elemendihapendiks. Viimasel juhtumusel saadud hapendit nimetatakse ***anhüdriidiks*** (= vesitu).

---

1) Diffundeerumise kiirust väljendab järgmine seadus:

Diffundeeruvad hulgad ja ruutjuured gaaside tihedusest on vastupidi proportsionaalsed.

Vesinik defundeerub hapnikust 4 korda kiiremini, sest et:

$$H : O = \sqrt{16} : \sqrt{1} = 4 : 1$$

Vesinik ja õhk diffundeeruvad järgmisis suhtes:

$$\text{Vesinik} : \text{õhk} = \sqrt{1} : \sqrt{0{,}0695} = 3{,}8 : 1$$

Elemendid jagunevad kahte rühma selle järel, kas nende hapendid sünnitavad ühenduses veega aluse või happe.

89. Nimetused. Hapnik võib ühe ja sama elemendiga mitu hapendit sünnitada. Nende nimetamisel tarvitatakse järgmist korda.

Kui hapnik sünnitab ainult ühe ühenduse, siis nimetatakse seda ühendust elemendi hapendiks. Kui hapnikuga sünnib mitu ühendust, siis nimetatakse ühendust, kus hapnikku vähem, ala hapendiks, kus rohkem — üli hapendiks: mangaanhapend, mangaanalahapend, mangaanülihapend.

90. Hape. Väävel ühineb hapnikuga plaatina — katalisaatori mõjul väävelhapendiks, SO_3, mis sünnitab veega õlitaolise vedeliku, mis sinise lakmuse punaseks värvib. Saadud vedelik ei anna kuumutades kuni 300° enesest veeauru välja. Siit järeldame, et väävelhapend ei ole mitte lihtsalt vees lahustunud, vaid on veega ühinenud väävelhappeks.

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4.$$

Ka taimede osad sisaldavad aineid, mis on hapu maiguga: nii hapuoblikad *(Oxalis acetosa)*, marjad, õunad j. m.

Tähtsamad happed on: väävelhape (H_2SO_4,aq), soolhape (HCl,aq), lämmastikhape (HNO_3), vosvorhape (H_3PO_4), räni-hape (H_4SiO_4).

Kõigis hapetes on vesinik.

Hapetel on see omadus, et nad ühinedes metalliga, eraldavad vesiniku. Selle järele kui mitu vesiniku aatomit happes on, nimetatakse happeid ühe-, kahe-, kolmealuslisteks.

Happe molekul seisab koos kahest osast: hapet sünnitavast elemendist, mittemetallist, ja happejäägist:

väävelhape	H_2SO_4	happejääk	SO_4
lämmastikhape,	HNO_3	„	NO_3
süsinikhape,	H_2CO_3	„	CO_3 jne.

Happed värvivad sinise lakmuse punaseks. Lakmuse lahuse asemel tarvitatakse lakmuse paberit, — filtreerimispaberit, mis lakmuse lahusega värvitud.

91. Alus. Kui tükikese naatriumhapendit, mis põlemisel saadud, vees lahustada ja vesi aurutada, siis saadakse kõva keha, mis sõõtnaatroniks nimetatakse. Sõõtnaatroni koosseis on NaOH, st. ta on sündinud keemilisel ühinemisel.

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH$$

Naatriumhapend. Vesi. Sõõtnaatron.

Sõõtnaatroni lahus värvib punase lakmuse siniseks, keelega katsudes tundub lahusel seebimaik. Sarnaste omadustega ühendusi nimetatakse alusteks.

Aluse molekul seisab koos kahest osast: alust sünnitavast elemendist, metallist, ja vesiniku ja hapniku rühmast OH, mis nimetatakse ***hüdroksüüliks.*** Aluseid nimetatakse ka hüdroksüüdideks, s. o. vesihapenditeks. Aluse lahust vees nimetatakse ***leeliseks,***[1]) alkaaliks. (*al-kali* = tuhk).

Selle järel, mitu hüdroksüüli aluses, nimetatakse neid ühe-, kahe-, kolmehappelisteks alusteks.

Selle järele, kas elemendid hapnikuga ja vesinikuga ühinedes sünnitavad happe või aluse, jaotatakse neid järgmiselt:

1. happeid sünnitavad elemendid ja
2. aluseid „ „

Nii sünnitavad kloor, lämmastik, süsinik ja väävel happeid, kuna kaalium, naatrium, kaltsium jne. sünnitavad aluseid.

Viimaseid elementa nimetatakse metallideks, kuna happeid sünnitavaid elementa nimetatakse mittemetallideks.

Selle järele ka elementide hapendid nimetatakse: happelisteks hapenditeks ja aluslisteks hapenditeks.

92. Kesendamine. Hapetel ja alustel on see tähelepanemisväärt omandus, et nad ühinedes kaotavad endi iseloomulikud omadused: happed — happelised, alused — lehelislikud. Seda nähtust nimetatakse ***kesendamiseks (neutraliseerimiseks).***

Lämmastikhape on üks kangematest hapetest. Isegi siis, kui teda õige vähe vees on lahustatud, värvib ta sinise lakmuse punaseks.

[1]) Tuha lahus — leheline ehk leeline — sisaldab ka alust.

Võtame vees lahustatud söötkaali lehelist, mis punase lakmuse siniseks värvib. Hakkame tilgutama sinna sisse lahjendatud lämmastikhapet. Saadud segu proovime kordamööda sinise ja punase lakmuse paberiga. Hapet või alust juurde tilgutades saame viimati niisuguse segu, mis lakmuse paberite värvi ei muuda: sinine paber jääb siniseks, punane punaseks.

Happe ja aluse omadused on siis kesendatud, neutraliseeritud.

Saadud kesendatud segu aurutades ja jahutades tekivad pikad nõelataolised kristallid, mis on kaaliumnitraat, kaaliumi salpeeter:

$$\underset{\text{Kaaliumvesihapend.}}{KOH} + \underset{\text{Lämmastikhape.}}{HNO_3} = \underset{\text{Kaaliumnitraat.}}{KNO_3} + \underset{\text{Vesi.}}{H_2O}$$

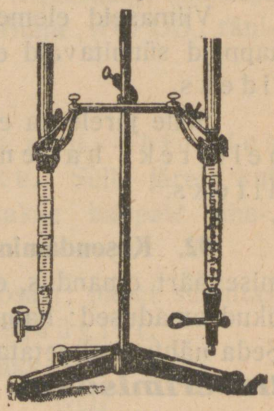
Nagu sündinud reaktsioonist näha, on happe kesendamisel alusega happe vesinik ja aluse metall üheteisega vahetatud. Neutraalkeha, mis happe ja aluse kesendamisel sündinud, on ***sool.***

Valmistame lahjendatud lämmastik-, sool- ja väävelhapped ja söötkaali ja söötnaatroni lahused. Kesendame mingisugust võetud hapet alusega.

Kui mõõta happe ja aluse hulka, mis katseks võetud, siis näeme, et kindel vahekord on olemas happe ja aluse vahel kesendamisel: teatud hulk hapet kesendab teatud hulga alust.

Katse jaoks tarvitatakse harilikult *Mohr*'i graaditud bürette (42. ja 43. kujundid).

42. kujund.



Büretid.
Ühes on hape, teises alus.

93. Sool. Võtame söötnaatroni lahust (5 *g* 30 *ccm* vee peale) ja lisame lahjendatud soolhapet juurde, kunni lahus on neutraliseerunud. (Proovida lakmusega).

Aurutame saadud lahuse ja katsume keelega ülejäänud ainet: sellel on keedusoola maik.

$$\underset{\text{Soolhape.}}{HCl} + \underset{\text{Söötnaatron.}}{NaOH} = \underset{\text{Keedusool.}}{NaCl} + \underset{\text{Vesi.}}{H_2O}$$

36,47 40,01 58,46 18,02

Kuid sool võib ka muul viisil sündida, näit. kui hape ühineb metalliga. Selle katse juures saadakse vesinik, mille metall happest välja tõrjub:

$$\underset{\text{Tsink.}}{Zn} + \underset{\text{Väävelhape.}}{H_2SO_4} = \underset{\text{Tsingivitriol.}}{ZnSO_4} + \underset{\text{Vesi.}}{H_2O}$$

Niisama saadakse sool ka metallhapendite mõjul happe peale:

$$\underset{\text{Vaskhapend.}}{CuO} + \underset{\text{Lämmastikhape.}}{2HNO_3} = \underset{\text{Vasknitraat.}}{Cu(NO_3)_2} + \underset{\text{Vesi.}}{H_2O}$$

Kokkuvõetult jõuame järgmisele otsusele:

1. Igas happes on vesinik ja happejääk.

2. Igas aluses on metall ja hüdroksüülrühm, OH.

3. Kui alus happega ühineb, siis vahetavad happe vesinik ja aluse metall endi kohad ja sünnitavad soola ja vee.

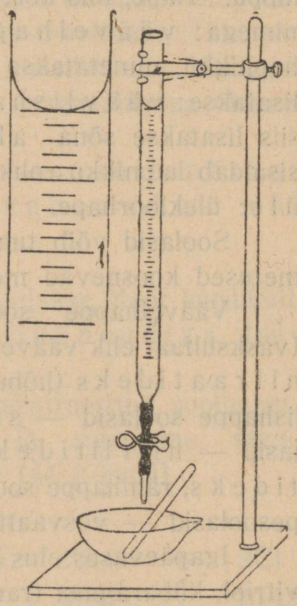
4. Kesendamisel ühineb happe vesinik aluse hüdroksüüliga veeks.

Sellest järgneb, et hape on keemiline ühendus, mis sisaldab vesinikku. Metalli mõjul lahkub vesinik happest, kus juures sünnib sool.

Alus on keemiline ühendus, milles metall hüdroksüülrühmaga, OH, ühendatud. Happega kokku puutudes vahetab alus metalli happe vesiniku vastu ja sünnitab vee.

Sool on erapooletu keha, mis sünnib happe ja aluse vastastikusel reageerimisel. Soola kohta võib öelda, et ta on hape, mille vesinik on metalliga välja tõrjutud, või alus, mille hüdroksüül, OH, happejäägi vastu vahetatud.

43. kujund.



Büretid on graaditud. Tilgutamisel tuleb silmas pidada vedeliku pinda.

94. Nimetused. Hapetes võib olla mitu vesiniku aatomit, mis täiesti või osalt metalliga välja tõrjutavad.

Soola, milest kõik vesinik on metalliga välja tõrjutud, nimetatakse normaal- ehk neutraalsoolaks; soola, kus vesinik sees — hapusoolaks.

Happed:	HCl Soolhape.	H_2SO_4 Väävelhape.	H_3PO_4 Vosvorhape.	H_4SiO_4 Ränihape.
Hapusoolad:	—	$KHSO_4$	KH_2PO_4 K_2HPO_4	KH_3SiO_4 $K_2H_2SiO_4$ K_3HSiO_4
Normaalsoolad:	$NaCl$	K_2SO_4	K_3PO_4	K_4SiO_4

Kui hüüdroksüülrühm, OH, soolas esineb, siis nimetatakse seda aluslikuks- ehk lehelissoolaks:

$$Zn(OH)_2 + HCl = \mathbf{Zn(OH)Cl} + H_2O$$

Hapete tähendamisel muudetakse ka elemendi nimetuse lõppu. Hape, mis kõige rohkem tuntud, nimetatakse elemendi nimega: v ä ä v e l h a p e, s o o l h a p e. Hape, milles vähem hapnikku, nimetatakse elemendi nimega, millele -i s juurde lisatakse: v ä ä v l i s h a p e. Kui veel vähem hapnikku sisaldab, siis lisatakse sõna a l a ette: alakloorishape. Kui ühendus sisaldab hapnikku rohkem, siis pannakse nimetusele ette sõna ü l e: ülekloorhape.

Soolasid võib tunda h a p p e j ä ä g i järele, ja nende nimetused koosnevad metalli ja happe nimedest.

Väävelhappe soolasid nimetatakse s u l f a a t i d e k s (vasksulfaat ehk väävelhapuvask), lämmastikhappe soolasid — n i t r a a t i d e k s (hõbenitraat ehk lämmastikhapuhõbe), väävlishappe soolasid — s u l f i i t i d e k s, lämmastikushappe soolasid — n i t r i i t i d e k s, süsihappesoolasid — k a r b o n a a t i d e k s, ränihappe soolasid — s i l i k a a t i d e k s, vosvorhappesoolasid — vosvaatideks jne.

Igapäevases elus on tarvitusel ka rahvanimetused: vasevitriol, kübaramust (rauavitriol), kips, sooda, põrgukivi jne.

95. Indikaatorid. Kas ühendusel on aluslikud või happelised omadused, seda võib otsustada v ä r v i l i s t e s t r e a k t-

sioonidest. Ained, mis muudavad värvi happe või aluse mõjul, nimetatakse indikaatoriteks. Neist on tähtsamad järgmised:

Indikaator:	Värvi muutus:	
	Happes:	Aluses:
Lakmus	punane	sinine
Fenolftalein	värvitu	punane
Metüüloranž	punane	kollane

Kui ühendust katsuda indikaatoriga, siis võib öelda, kas tal on aluse või happe omadused (reageerib aluslikult või happeliselt).

X. Kloor.

Chlor, Cl = 35,46.

96. Leidumine. Looduses ei leidu sidumata kloori, sest et ta ühineb suurema osa elementidega juba tavalises temperatuuris. Seda rohkem kloori ühendusi on looduses. Tähtsam kloori ühendus looduses on kloornaatrium, NaCl — keedu- või kivisool. Ka kaaliumi ja magnesiumiga ühineb kloor.

Kloor on väga mürgine gaas, sellepärast tuleb katseid temaga teha vabas õhus või hästi tuulutatavas ruumis.[1])

97. Saamine. Laboratooriumis saadakse kloor harilikult soolhappe hapendamisel mangaan-ülihapendiga (pürolusiit, pruunkivi).

Kolbi või katseklaasi valame kontsentreeritud soolhapet, puistame sinna mangaanülihapendit ja soendame segu. Eralduva gaasi korjame tühja silindrisse. (44. kujund).

Kolbis sünnib järgmine reaktsioon:

$4HCl$	+	MnO_2	=	$MnCl_2$	+	$2H_2O$	+	$2Cl$
145,88		86,93		125,85		36,04		70,92
Soolhape.		Mangaan-ülihapend.		Klooris-mangaan.		Vesi.		Kloor.

[1]) Vastumürgiks kloorile on ammoniaki (nuuskpiirituse) ja alkoholi aur.

Siin sünnib hapendamise reaktsioon: MnO_2 hapnik hapendab HCl vett sünnitades ja kloori vabastades.

Kloori võib saada ka soolhappe lagumisel elektrivoolu mõjul (Elektrolüüs).

Kui keedusoola ja mangaanülihapendi segu väävelhappega üle valada, siis sünnib soolhape, mis mangaanülihapendist kloori välja tõrjub.

I $NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_2 + HCl$

Keedusool. Väävelhappe. Hapu naatriumsulfaat. Soolhape.

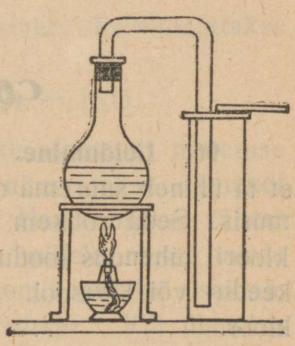
II $4HCl + MnO_2 = MnCl_2 = 2H_2O + 2Cl$

Harilikult võetakse 4 k.-ü. puru pruunkivi ja 5 k.-ü. keedusoola; segu kallatakse lahjendatud väävelhappega üle (12 k. ü. = 6½ mahtu kontsentreeritud H_2SO_4 ja 6 osa vett).

98. Füüsikalised omadused. Kloor on kollakasroheline gaas (*chloros* -kollakasroheline) vänge ja terava lõhnaga. Ta on raskem õhust. 1 *l* kaalub 3,165 —34° ja tavalisel õhurõhumisel või toa temperatuuri ja 6 atmosfäri rõhumisel veeldub kloor. Vedelik on tumeroheline. Müügile läheb vedel kloor terasanumates. — 102° juures angub vedel kloor kollakaks massiks.

Kloor lahustub vees kergesti: üks maht vett lahustab kaks mahtu kloori. Laseme kloori läbi vee (45. kujund). Kloor lahustub vees. Saadud lahust nimetatakse kloorveeks; ta on rohekat värvi ja kloori lõhnaga.

44. kujund.



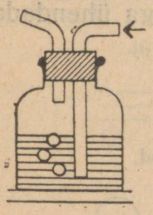
Klo ori saamine.

Kolbis on soolhape ja mangaanülihapend. Anum, kuhu kloori kogutakse, tuleb pealt sulguda niiske paberi või klaasiga.

99. Keemilised omadused. Klooril on suur keemiline sugulus, ta ei ühine harilikul tingimustel ainult vesiniku, süsiniku ja lämmastikuga. Sissehingamisel ühineb ta verega (veres oleva rauaga) ja sellepärast on ta mürk. Veres tekivad kloori mõjul tardunud tükikesed, mis peentes veresoontes vereringjooksu takistavad, mille tagajärjel veresooned võivad lõhkeda sisemisest verevoolust ja surma sünnitades. Ilmasõjas tarvitatud „lämmastav gaas“ oli peaasjalikult kloor.

Mitmete metallidega ühineb kloor nii ägedasti, et selle juures sünnivad soojus ja valgus (põlemine).

45. kujund.



Kloorvee saamine.

Võtame anuma klooriga ja puistame sinna antimoni pulbrit (peenikest puru), kulla lehekesi, või pistame anumasse soendatud vasktraadi (46. kujund). Kloor ühineb metalliga põledes.

Seejuures saadakse antimonist kloorantimon, $SbCl_3$, ja vasest kloorisvask, Cu_2Cl_2.

Kuld sulab kloorvees kloorkulda sünnitades, $AuCl_3$.

Kloori ühendused nimetatakse kloriidideks (hapniku ühendused on oksüüdid): tsinkkloriid, vaskkloriid jne.

Iseäranis suurejõuline on kloori ühinemise tung vesinikuga, sellepärast võtab kloor vesiniku mitmesugustest ainetest ära.

Kloori sisaldavasse anumasse pistame paberi äärekese, mis tärpentinis leotatud (47. kujund). Kloor hakkab tärpentinis oleva vesinikuga ühinema, paber süsineb (tärpentin on süsiniku ja vesiniku ühendus, $C_{10}H_{16}$) ja plahvatab põlema.

46. kujund.



Vasktraadi põlemine klooris.

Anum peab korgitud olema. Katse pandagu toime tõmbuskapis või lahtises õhus.

$$C_{10}H_{16} + 16Cl = 16HCl + 10C.$$

Kloori mõjul sünnib ka vee lagumine, mis päikesekiirte käes sünnib aeglaselt.

Täidame katseklaasi kloorveega ja paneme selle avausega allapoole kloorveega täidetud klaasi (48. kujund). Kui anumad mõni aeg päikesevalguse käes on seisnud, märkame gaasi kogumist katseklaasi ülemisse osasse. Hõõguva peeruga katsudes veendume, et gaas on hapnik:

$$\underset{\text{Vesi.}}{2H_2O} + \underset{\text{Kloor.}}{2Cl_2} = \underset{\text{Soolhape.}}{4HCl} + \underset{\text{Hapnik.}}{O_2}$$

Organilised kehad lagunevad kloori mõjul. Seepärast tarvitatakse kloorvett ja kloorlupja tehnikas riiete pleekimiseks. Niisama tapab kloor külgehakkavate haiguste idud. Siin peab tähendama, et nimetatud kloori omadused olenevad kloor-

veest eralduvast hapnikust. Viimase hapendav võime on iseäranis suur sündimise momendil *(in statu nascendi)*. Niisama eraldub hapnik veest, kui viimast klooriga ühendada:

$$2Cl + H_2O = 2HCl + O$$

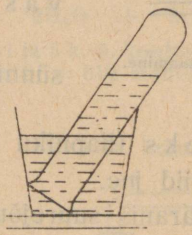
Kloor. Vesi. Soolhape. Hapnik.

47. kujund.



Tärpentini põlemine klooris.

48. kujund.



Vee lagumine kloori mõjul.

Laseme kloori läbi lakmusega või tindiga värvitud vee. Vee värv kaob (49. kujund).

Laseme värvilise riide mõni aeg kloorvees seista. Riie läheb valgeks.

Kloori ja vesiniku segu sünnitavad kloorpaukgaasi, mis plahvatab juba päikese kiirte või magnesiumi valgusel.

Võtame kaks ühesuurust katseklaasi ja täidame ühe vesinikuga, teise klooriga. Nende avausi vastastikku seades loksutame gaasid segamini, mille järele nad avame tuleleegi kohal. Sünnib plahvatus ja katseklaasidest tõuseb kloorvesiniku aur üles:

$$H + Cl = HCl$$

Vesinik. Kloor. Kloorvesinik.

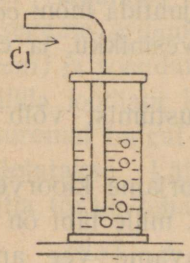
Kui klooriga täidetud anumasse juhtida põlevat vesinikku, siis kestab põlemine edasi, mille juures sünnib kloorvesinik (50. kujund).

Mahutage kloori atmosfääri tükikene kollast vosvorit raud lusikas. (Ettevaatust!) Vosvor plahvatab põlema.

100. Küsimused ja ülesanded. Mitu *g* pruunkivi on vaja, et 50 *g* kloori saada? Mitu *g* 30% soolhapet on selleks vaja? — Mis sünnib põleva küünlaga, mis mahutatakse kloori atmosfäri? — Miks roostetavad raudasjad

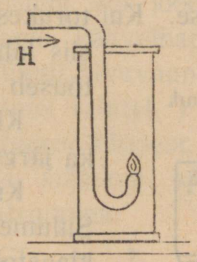
kloori aurus? — Millel põhjenevad kloori h a p e n d a m i s e omadused? — Miks ei mõju kuiv kloor hapendavalt? — Et kloor ühineb kergesti veega, siis peab kloori kuivatama. Kuidas seda teha?

49. kujund.



Lakmuse, tindi või mõne muu värvi lahus kaotab värvi, kui kloori juhtida läbi lahuse.

50. kujund.



Vesiniku põlemine kloori atmosfäris.

XI. Kloorvesinik. — Soolhape.

101. Saamine. Paneme kolbi või katseklaasi keedusoola ja valame kanget väävelhapet peale. Juba kergel soendusel hakkab k l o o r v e s i n i k eralduma.

$$\underset{\text{Keedusool.}}{NaCl} + \underset{\text{Väävelhape.}}{H_2SO_4} = \underset{\text{Naatriumkahelis-sulfaat.}}{NaHSO_4} + \underset{\text{Kloorvesinik.}}{HCl}$$

Kui tahetakse kõike väävelhapet kasutada, siis peab reaktsioon kõrges kuumuses sündima:

$$\underset{\text{Keedusool.}}{2NaCl} + \underset{\text{Väävelhape.}}{H_2SO_4} = \underset{\text{Väävelhapunaatrium. (Glauberi sool.)}}{Na_2SO_4} + \underset{\text{Soolhape.}}{2HCl}$$

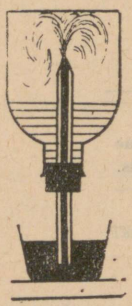
102. Füüsikalised omadused. Kloorvesinik on värvitu, terava lõhnaga gaas, hapu maiguga. Õhus suitseb: ühineb õhus oleva niiskusega udu tekitades. Hariliku juures ja 42 *atm.* rõhumisel muutub ta vedelikuks.

Kloorvesinik lahustub suurel mõõdul vees: 0° juures lahustab 1 maht vett 500 mahtu kloorvesinikku. Juhime kloorvesiniku katseklaasi vee peale. Torust välja tulles lahustub vees ära. Saadud lahus on s o o l h a p e. Harilik soolhape si-

saldab 24% HCl (erik. 1.12). Soolhappe kollakas värv oleneb rauast, mida sisaldab puhastamatu hape.

Kloorvesiniku lahustumist vees võib näidata järgmiselt. Kloorvesinikuga täidetud katseklaas seatakse avausega elavhõbedasse. Kui torukesega katseklaasi juhtida mõni *ccm* vett, siis lahustab see kloorvesinikku, ja elavhõbe tõuseb katseklaasi.

51. kujund.



Vee fontaan kloorvesiniku atmosfäris.

Kloorvesiniku lahustumist võib näidata ka järgmise katsega.

Kuiva pudelisse korjame kloorvesinikku. Sulume avause korgiga, mille läbi on pistetud klaastoru. Toru otsa avame vee anumasse. Kloorvesinik lahustub ja läbi toru purskab vesi suure jõuga pudelisse. Kui vee asemele võtta sinise lakmuse lahus, siis värvub purskav vesi punaseks (51. kujund).

103. Keemilised omadused. Gaasilisel kloorvesinikul (veeldatud) on teised omadused kui soolhappel: esimene ei värvi sinist lakmust punaseks, ega mõju metallidesse. Soolhape lahustab eneses mitmeid metalle ja metallhapendeid.

Soolhapet tarvitatakse tehnikas mitmeks otstarbeks.

Soolhappe kolme mahu ja lämmastikhappe ühe mahu segu nimetatakse kuningaveeks. Ta lahustab eneses kõiki metalla, ka kulda.

Kloorvesinik on ainukene ühendus, mille sünnitavad kloor ja vesinik.

Kui segada mõlemate gaaside ühesuurused mahud ja jätta täiesti pimedasse kohta, siis ei sünni nende vahel mingisugust reaktsiooni. Valguse käes nad aga ühinevad, kusjuures otsekohesed päikese kiired isegi plahvatuse välja kutsuvad.

XII. Jood.

Jodium, J = 126,92.

104. Leidumine. Joodi on looduses palju, kuid ainult seotud kujul: merevees, mererohtudes (kelp, varek) ja loomades

(kalad, käsn, kalarasv, inimese ja loomade kilpnääre jne.). Ka mitmed mineralveed sisaldavad joodi. Tshiilisalpeetri emalahuses on joodi ühendus, $NaJO_3$, millest saadakse puhas jood.

105. Saamine. Võtame joodnaatriumi või joodkaaliumi (2 *g*), segame pruunkiviga (4 *g*), valame väävelhapet peale (mõni *ccm*) ja soendame segu ettevaatlikult liivavannis. Lenduv sinililla joodiaur kristalliseerub anuma seintel.[1])

Suuremal hulgal saadakse joodi mererohtudest, mis tuhaks põletatakse. Läbi tuha vesilahuse lastakse kloor, mis joodi välja tõrjub tema ühendusest naatriumiga.

$$\underset{\text{Joodnaatrium.}}{2NaJ} + \underset{\text{Kloor.}}{Cl_2} = \underset{\text{Keedusool.}}{2NaCl} + \underset{\text{Jood.}}{J_2}$$

106. Omadused. Jood on metallläikega, mustjaspruun kõva keha, laiades kristallides.

Vees lahustub jood vähe (1 : 5000), kuid joodkaaliumi vesilahuses hästi, niisama ka eetris ja alkoholis.

Võtame katseklaasid vee, alkoholi, joodkaaliumi lahuse, bensooli, eetri ja kloroformiga. Jood lahustub neis mitmesuguseid värvilisi lahusi sünnitades.

Soendame katseklaasis kristallikese joodi: joodist eraldub tumeviolet aur (*iodes* — sinililla), mis uuesti katseklaasi seintele härmatub väikeste kristallikestena, ilma vahepealse vedela olekuta.

Kui aine gaasilisest ehk aurulisest olekust jahtudes otsekohe kõvaks kehaks muutub, siis nimetatakse seda nähtust sublimatsiooniks, härmatuseks.

Valmistame tärklise kliistri (0,5 *g* tärklist 100 *ccm* vee peale), keedame läbi ja laseme jahtuda. Kui tärklisse valada joodi joodkaaliumi vähe kollakatvärvi lahust, siis värvub kliister siniseks. Kuumutame seda tärklist, — värv kaob; jahutamisel ilmub värv uuesti, kui tärklist mitte liig kaua ei ole keedetud.

Jood on reaktiiv tärklisele.

Tilgutame kartuli läbilõike peale joodi: see muutub tumesiniseks.

Joodi (lihtaine) molekulis on kaks aatomit.

[1]) $2NaJ + MnO_2 + 3H_2SO_4 = nMSO_4 + 2NaHSO_4 + 2H_2O + J_2$.

107. Ühendused. Tähtsam joodi ühendus on joodvesinik, HJ:

$$J_2 + H_2S = 2HJ + S$$

Jood. Väävelvesinik. Joodvesinik. Väävel.

Tilgutame kontsentreeritud väävelhapet joodkaaliumi kristallikese peale. Lisame tärklise kliistrit juurde, — tärklis värvub siniseks. Samasuguse reaktsiooni saame, kui tärklise ja joodkaaliumi lahusse tilgutada kloorvett või broomvett:

$$Cl + KJ = KCl + J$$

Kloor. Joodkaalium. Kloorkaalium. Jood.

$$Br + KJ = KBr + J$$

Broom. Broomkaalium.

Vabakssaanud jood värvib tärklise siniseks.

Jood ühineb kergesti teiste kehadega. Kallame elavhõbeda peale joodi lahust ja loksutame hästi läbi. Lahus kaotab värvi, sest et jood elavhõbedaga ühineb:

$$Hg + J_2 = HgJ_2$$

Elavhõbe. Joodiselavhõbe.

Kergesti ühineb jood vosvoriga. Viskame katseklaasi sisse joodi kristallikese peale tükikese vosvorit. Sünnib plahvatus, sest jood ühineb energiliselt vosvoriga joodvosvoriks.

Joodvesiniku lahusse tärklisega valame vesinikülihapendit. Kliister läheb siniseks, sest et vabaneb jood:

$$2HJ + H_2O_2 = 2H_2O + J_2$$

Joodvesinik. Vesinikülihapend. Vesi. Jood.

Joodi aur on sinililla, niisama ka tema lahused väävelsüsinikus ja kloroformis, kuna lahused piirituses ja eetris punakaspruunid on. Sellest järeldatakse, et piirituse ja eetri lahused on joodi keemilised ühendused.

108. Tarvitamine. Joodi lahust (10%) piirituses *(Tinctura jodi)* tarvitatakse arstirohuna pealemäärimiseks paisete, haavade ja jooksvahaiguse juures. Desinfitseerivalt mõjuvad ka joodi ühendused (jodoform, CHJ_3).

1815. a. tõendas *Gay Lussac*, et jood on element.

XIII. Broom.

Bromium, Br = 79,92.

109. Leidumine. Looduses leidub broomi ainult seotud kujul. Teda on merevees, mõnedes tervisvetes ja kivisoola lademetes (*Strassfurtis*, broomnaatrium, NaBr).

110. Saamine. Vähesel hulgal saab broomi broomnaatriumi ja mangaanülihapendi segust, mis kolbis väävelhappega on üle valatud. Soendamisel lahkub broom, mis jahutajas vedelikuks kondenseerub.

Selles nähtuses sünnib õige liitreaktsioon.

Lahustame vees (20 *ccm*) kristallikese broomnaatriumi (või broomkaaliumi, 0,2 *g*). Lahusse tilgutame kloorvett või juhime läbi lahuse kloorgaasi.

Kloor tõrjub välja broomi, mis vee kollakaspunaseks värvib:

NaBr	+	Cl	=	NaCl	+	Br
Broomnaatrium.		Kloor.		Kloornaatrium. (Keedusool.)		Broom.

Soendades lahust võime lenduva broomi vedelikuks kondenseerida. Kui lahusse väävelsüsinikku juurde valada ja hästi läbi loksutada, siis imab enesesse väävelsüsinik broomi lahuse ja langeb anuma põhja.

111. Omadused. Broom on harilikus temperatuuris punakaspruun vedelik. Tal on vänge lõhn (*bromos* = hais). Broomiga peab ettevaatlik oldama, sest et ta aur rikub hingamise orgaane, on mürgine. Broomist tekitatud haavad ei parane kergesti.

Vees lahustub broomi 3%, hästi lahustub ta alkoholis, eetris, väävelsüsinikus. Broomi vesilahus, broomvesi, on kollakaspunane ja hea hapendaja, niisama nagu kloorvesigi.

Broomi molekulis on kaks aatomit. Broom ja elavhõbe on ainsad vedelad elemendid harilikus temperatuuris.

112. Ühendused. Broomvette puistame vähe magnesiumi pulbrit. Broomvesi kaotab värvi: magnesium ühineb

broomiga broommagnesiumiks, $MgBr_2$, mis vees lahustub.

Vesinikuga ühineb broom broomvesinikuks, HBr, mis vees lahustudes sünnitab broomvesinikhappe. HBr on värvitu, vänge lõhnaga gaas.

113. Tarvitamine. Broomi ühendusi tarvitatakse arstliseks otstarbeks (broomkaalium ja broomnaatrium) ja valgustundliku, fotograafias tarvitatava paberi ja želatiinplaatide valmistamiseks (broomhõbe, AgBr).

Broomhõbeda peal näeme, missugust mõju avaldab valgus keemilistes nähtustes.

XIV. Fluor.

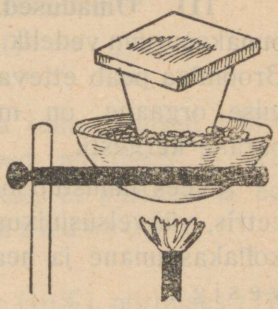
Fluor, F = 19,0.

114. Leidumine. Fluori leidub looduses ühenduses kaltsiumiga, CaF_2 (fluorkaltsium, sulandajapagu), ja naatriumi ja aluminiumiga krüoliidis, $3NaF.AlF_3$. Ka loomade kontides ja hammastes on vähe fluori; maapinnas ja taimedes õige vähe.

1886. a. sai *Moissan* sidumata fluori fluorvesinikhappest elektrolüüsi teel.

115. Omadused. Fluor on rohekas gaas, vänge lõhnaga. Ühineb elavalt elementidega (väljaarvatud hapnik, lämmastik, kloor). Ainult plaatina ja kuld ei ühine harilikus temperatuuris fluoriga. Mitmed ained, nagu raud, räni, kuiv peerg põlevad temas.

52. kujund.



Klaasi söötmine fluorvesinikuga.

116. Ühendused. Vesinikuga ühineb fluor plahvatusega fluorvesinikuks, HF, mida nimetatakse ka sulandajapaguhappeks. Saadakse fluor paost kontsentreeritud väävelhappe mõjul plaatina- või tinaanumates:

$$CaF_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2HF$$

Fluorkaltsium. Väävelhape. Kips. Fluorvesinik.

Ta on happe omadustega värvitu gaas, vänge lõhnaga, mürgine (Keemik *Niccles* suri fluori mürgitusse). Sööb klaasi.

Katame klaasi pinna vaha või paraffiniga (4 osa vaha + 1 osa tärpentini), mille peale joonistused tehakse, nii et klaas paljastub. Seame klaasi tinatiigli peale, milles sulandajapagu puru (5 *g* väävelhappega v ä h e soendatakse (52. kujund), et vaha klaasi pinnalt mitte ära ei sulaneks, mis 62,5° juures sünnib. Kui 3—5 min. pärast klaasilt vaha ära kraapida ja tärpentini või piiritusega pesta, siis ilmuvad klaasile söödud m a t t joonistused. Kui ainult fluor klaasi peale mõjub, siis jäävad joonistused läbipaistvaks.

Katset tuleb toimetada tõmbekapis või lahtises õhus.

117. Halogeenide rühm. Kloor, jood, broom ja fluor moodustavad sarnaduse poolest **halogeenide,** s. o. soolasünnitajate rühma; soolad, mis nad sünnitavad, nimetatakse ***halloiidideks.*** Cl, J, ja F füüsikalised ja keemilised omadused muutuvad astmeliselt ühes aatomkaalu tõusuga, mis järgnevas tabelis näha:

Omadused.	Fluor. F	Kloor. Cl	Broom. Br	Jood. J
Aatomkaal	19.0	35,46	76,92	126,92
Aineolek tavalises temperat.	gaas, kerge	gaas, raske	vedelik	kõva keha
Tihedus	1.14 (vedel) 200° juures	1,51 (vedel) 0° juures	3,19 (vedel) 0° juures	4,93 kõva +4° juures
Sulanemise punkt	—233°	—102°	—7,3°	+114°
Keemise punkt	—187°	—33,6°	+58,6°	+184°
Gaasi või auru värv	rohekas-kollane	rohekas-kollane	punakas-pruun	violett
Vesiniku ühendused	HF	HCl	HBr	HJ
Hapniku ühendused	—	Cl_2O ClO_2 Cl_2O_7	—	J_2O_5
Ülesleidjad:	Moissan 1886	Scheele 1774	Balard 1826	Courtois 1811

118. Sugulus vesinikuga ja metallidega v ä h e n d a b fluorist alates joodi peale, nii et vähema aatomkaaluga halogeen välja tõrjub raskema vesiniku ja metallide ühendustest. Sellevastu s u u r e n e b sugulus hapnikuga fluorist joodi peale: fluor ei sünnita hapnikga ühendusi, kuna joodi ja hapniku ühendused on püsivad.

Arusaadav, et väljendatud suhted halogeenide andmete vahel ei ole juhuslikud, sest ka teistel elementidel on kindel suhe aatomkaalu ja elementide füüsikaliste ja keemiliste omaduste vahel.

119. Küsimused ja ülesanded. Mitu *g* kloori vajatakse 3 *g* vesiniku sidumiseks kloorvesinikuks? — Mitu *g* kloori saab 73 *g* keedusoolast? — Kuidas saab b r o m i i d i s t broomi vabaks? — Missugune reaktsioon on joodiga tähtsam? — Missugune suhe on halogeenide oleku (värvi ja tiheduse) ja nende aatomkaalu vahel? — Mitu *g* keedusoola, mangaanülihapendit ja väävelhapet läheb tarvis kloori saamiseks, mis täidab 0,3 *m* kõrge ja 0,1 *m* laiuse silindri? — 350 *g* keedusoolast ja MnO_2, mis 10% muid aineid sisaldab, ja inglis-väävelhappest (kus 30% vett) tuleb kloori saada. a) Kui palju läheb MnO_2 tarvis? b) väävelhapet? c) palju saadakse kloori mahu ja kaalu järele? — Mitu *g* kloorvesinikku eraldub 700 *g* keedusoolast ja palju kaalub saadud naatriumkahelissulfaat? — Et 45% soolhapet saada, juhitakse kloorvesinik 25 *l* vette. a) Mitu *kg* gaasi on selleks tarvis? b) palju keedusoola? c) palju väävelhapet? d) palju saadakse selle juures Glauberi soola? — Miks tarvitatakse metallasjade puhastamiseks soolhapet? — Mis tuleb meeles pidada, kui kloori pesemiseks, pleekimiseks ja desinfitseerimiseks tarvitatakse? — Mitu % kloorvesinikku sisaldab 0° juures küllastatud soolhape? (1 maht vett lahustab 0° juures 500 mahtu gaasi ja 1 liiter gaasi kaalub 1,641 *g*) — Missugustes katsetes selgub valguse mõju keemilistes nähtustes?

XV. Gay-Lussac'i seadus ja Avogadro hüpotees.

120. Gay-Lussac'i seadus. Kloorvesiniku koosseisu võib määrata järgmiste katsetega:

a) Kui lasta elektrivool läbi kange (umbes 23%) soolhappe, siis saame ü h e s u u r u s e d m a h u d vesinikku ja kloori (53. kujund).

b) Kui võtta ühesuurused mahud kloori ja vesinikku, siis saadakse k a k s m a h t u kloorvesinikku, HCl.

Arvudega võib kloorvesiniku koosseisu järgmiselt esitada:

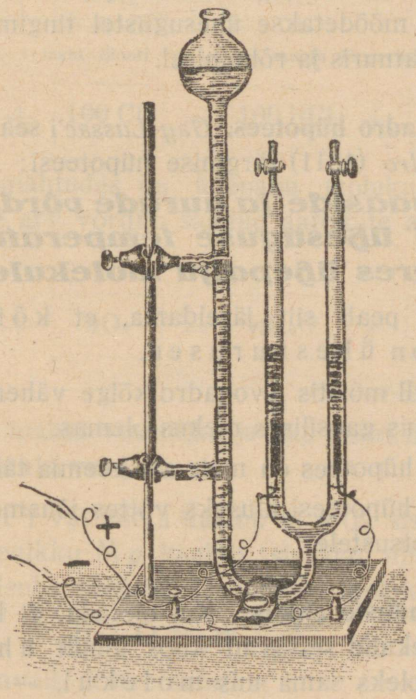
	Kaalüksused:			Mahud:
Kloor:	97,24%	või	35,46 osa	1
Vesinik:	2,76 „	„	1,008 „	1
Kloorvesinik:	100,00%	„	36,468 „	2

Seepärast on siis ka kloorvesiniku valem HCl. Nagu sellest näha, suhe kloori, vesiniku ja kloorvesiniku mahtude vahel on väljendatav lihtsate tervete arvudega.

Vee elektrolüüsist selgus, et vesi seisab koos ühest mahust hapnikust ja kahest mahust vesinikust.

Niisama saadakse 1 mahust hapnikust ja 2 mahust vesinikust kaks mahtu veeauru (kui katses temperatuur on üle 100°).

53. kujund.



Soolhape elektrolüüs.
Elektroodid peavad olema valmistatud sütest.

Ka teistes keemilistes ühendustes tuleb ilmsiks sama nähtus, et võetud gaaside ja saadud ühenduste vahel on lihtne mahtude suhe:

$$HCl : H : Cl = 2 : 1 : 1$$
$$H_2O : H_2 : O = 2 : 2 : 1$$

Sarnase korrapärasuse keemiliste elementide vahel väljendas *Gay-Lussac* (1808) seaduses

1. Kui kaks gaasilist ainet ühendusse astuvad, siis on nende mahtude vahel lihtne, täisarvudega väljendatav suhe, nagu 1 : 1, 1 : 2, 1 : 3 jne.

2. Ühendusse astunud gaaside ja saadud gaasi mahtude vahel on niisama lihtsate arvude suhe: 1 : 2, 1 : 3, 3 : 2, 4 : 2 jne.

Arusaadav, et need seadused väljenduvad ainult siis, kui gaaside mahud mõõdetakse ühesugustel tingimustel, s.o. ühesuguses temperatuuris ja rõhumisel.

121. Avogadro hüpotees. *Gay-Lussac*'i seaduse seletuseks avaldas *Avogadro* (1811) järgmise hüpoteesi:

Kõigi gaaside ja aurude võrdsed mahud sisaldavad ühesuguse temperatuuri ja rõhumise juures ühepalju molekule.

Loogiliselt peab siit järeldama, et kõigi gaaside molekulid on ühesuurused.

Molekuli all mõistis Avogadro kõige vähemat lihtaine või ühenduse osa, mis gaasilises olekus olemas.

Avogadro hüpotees on meie aja keemia tähtsam alus.

Avogadro hüpoteesi aluseks võttes jõuame veel järgmistele tähtsatele otsustele.

122. Ühenduste ehitus. Kui oletada, et kloori, vesiniku ja hapniku molekulid seisavad koos ainult ühest aatomist, s. o.: aatom oleks sama mis molekul, — siis ei ole võimalik seletada avaldunud mahtude suhet.

Oletame, et igas liitris on n molekuli (tähendab: ka n aatomit) vesinikku, hapnikku või kloori. Keemilisel ühinemisel saaksime:

$$\underset{n\ \text{molek.}\ 1l}{H} + \underset{n\ \text{molek.}\ 1l}{Cl} = \underset{2n\ \text{molek.}\ 2l}{HCl}$$

Et aga igas HCl molekulis peab olema kaks aatomit (H aatom ja Cl aatom), siis peaks 2 *n* molekulis olema 4 *n* aatomit, mis täitsa võimatu, sest et oletuste järele (1 *l* on *n* aatomit) meil aatomid üldse on ainult 2 *n*.

Ainuke järeldus, mis siit teha võib, on, et kloori, vesiniku, hapniku (ka lämmastiku ja väävli auru) molekulid on k a h e a a t o m i l i s e d.

Joonistuse abil võiksime neid nähtusi nii seletada:

$n H_2$	+	$n Cl_2$	=	$n HCl$	+	$n HCl$

1 maht vesinikku + 1 maht kloori = 2 mahtu kloorvesinikku

ehk

$100\ Cl_2$	+	$100\ Cl_2$	=	$100\ HCl$	+	$100\ HCl$

Võrdsetes mahtudes on ühepalju molekule, ja võetud gaaside aatomite arv võrdub saadud aatomite arvule.

$n H_2$						
	+	$n O_2$	=	$n H_2O$	+	$n H_2O$
$n H_2$						

S. t.: kaks mahtu vesinikku ja üks maht hapnikku moodustavad kaks mahtu veeauru.

Ütleme, et 1 *l* vesinikku kaalub m *g* (ja sisaldab *n* molekuli); kui 1 *l* hapnikku M *g* kaalub (sisaldab niisama *n* molekuli), siis on kaalsuhe vesiniku ja hapniku molekulide vahel:

$$H : O = m : M.$$

Katsed näitavad, et see suhe on

$$1{,}008 : 16.$$

Üks liiter vesinikku kaalub nimelt 0,0895 *g* (0° ja 760 *mm* juures).

Molekulkaalu aluseks võttes arvatakse välja ka aatomkaal, kus juures hapniku aatomkaal loetakse **16.**

Molekul- ja aatomkaalu arvamiseks on olemas veel mitmed teised teed.

123. Gramm-molekul. Suuremalt osalt tarvitatakse keemilistes arvamistes gramme = *g*; ka molekulkaal arvatakse grammides. *Ostwald* ja teised tarvitavad sõna ***gramm-mol*** ehk lihtsalt ***mol*** selle mõiste määramiseks. Nii öeldakse, et üks *mol* raudhapendit (Fe_2O_3) võrdub ($2 \times 55{,}84 + 3 \times 16 =$) 159,68. Vesiniku *mol* = 2,02, vee *mol* = 18,02 jne.

Et hapniku aatomkaal 16, siis on tema molekulkaal $16 \times 2 = 32$, vesiniku molekulkaal = 2,016 jne.

Üks *mol* hapnikku kaalub 32 *g*; üks liiter hapnikku kaalub 1,429 *g* (0° ja 760 *mm* rõhumisel), siis on ühe *mol*'i maht 32 : 1,429 = **22,4** liitrit. Kui nüüd Avogadro hüpoteesi arvesse võtta, siis jõuame tähtsale otsusele: ***iga gaasi mol on 22,4 liitrit.***

124. Molekulkaalu arvamine. Avogadro hüpoteesi järele on võrdsetes gaasi mahtudes ühepalju molekule; selle väite loogiliseks järelduseks on, et gaaside molekulide kaalud suhtuvad nagu nende gaaside võrdsete mahtude kaalud.

XVI. Elementide väärisus. — Valents.

125. Ühenduskaal. Avogadro hüpoteesi järele on vesiniku ja hapniku kaalsuhe 1 : 16 (õigem 1,008 : 16). Elektrolüüs aga näitab, et kahe aatomi vesinikuga ühineb üks aatom hapnikku, kus juures sünnib vesi. Nii siis on vees vesiniku ja hapniku kaalsuhe 1 : 8 (2 : 16 = 1 : 8). 8 nimetatakse hapniku ühenduskaaluks. Elemendi ühenduskaaluks üldse nimetatakse grammide arvu, mis ühe *g* vesinikuga ühineb või ühe *g* vesinikku tema ühendustest välja tõrjub. Ühenduskaalu nimetatakse ka ekvivalentkaaluks ehk keemiliseks ekvivalendiks.

Nii ühinevad 1 *g* vesinikku ja 35,5 *g* kloori soolhappeks, HCl; 8 *g* hapnikku ja 1 *g* vesinikku veeks, H_2O; 4,67 ($= {}^{14}/_{3}$) *g* lämmastikku ja üks *g* vesinikku ammoniakiks, NH_3 ja üks *g* vesinikku ja 3 *g* süsinikku metaaniks, CH_4. Need arvud on kõik katsetest saadud.

Kui nüüd võrrelda aatomkaalu ühenduskaaluga, siis saame järgmise pildi:

	Kloor.	Hapnik.	Lämmastik.	Süsinik.
	Cl	O	N	C
Aatomkaal	35,5	16	14	12
Ühenduskaal	35,5	8	4,67	3

126. Väärisus. Jagades aatomkaalu ühenduskaaluga saame elemendi ***väärisusearvu,*** mis lihtsalt nimetatakse elemendi ***väärisuseks*** ehk ***valentsiks.*** Kloor on üheväärine (35,5 : 35,5 = 1) hapnik kaheväärine (16 : 8 = 2), lämmastik kolmeväärine (14 : 4,67 = 3), süsinik neljaväärine (12:3=4) jne.

Ilmne on, et valents (väärisus) näitab, mitu aatomit vesinikku võib siduda üks aatom võetud elementi. Siin on tähtis aatomite arv, mitte ühenduse jõud.

Elemendid, mis ühendustes võivad täita üksteise aset, nimetatakse üheväärilisteks (samaväärilisteks, ekvivalentideks). Elementide samaväärisust eistavad järgmised näitused.

H_2O	NH_3	CH_4
Vesi.	Ammoniak.	Metaan.
Cl_2O	NCl_3	CCl_4
Kloorhapend.	Kloorislämmastik.	Neljaliskloorissüsinik.

Neis ühendustes on hapnik kaheväärine, lämmastik kolmeväärine ja süsinik neljaväärine.

Metallid ei ühine vesinikuga. Sellevastu on neil omadus vesinikku hapetest ja mujalt välja tõrjuda. Kui naatriumi veega ühendada, siis sünnib 1 aatomi vesiniku ja 1 aatomi naatriumi vahel aselduse reaktsioon:

$$\underset{\text{Naatrium.}}{Na} + \underset{\text{Vesi.}}{H_2O} = \underset{\text{Söötnaatron.}}{NaOH} + \underset{\text{Vesinik.}}{H}$$

Selles reaktsioonis vabaneb vesinik. Tsink tõrjub välja kaks aatomit vesinikku:

$$\underset{\text{Tsink.}}{Zn} + \underset{\text{Väävelhape.}}{H_2SO_4} = \underset{\text{Tsingivitriol.}}{ZnSO_4} + \underset{\text{Vesinik.}}{H_2}$$

Aluminium tõrjub välja kolm aatomit vesinikku jne.

Sellega on võimalik määrata ühenduskaalu, kui teame mitu *g* metalli tarvis on, et üks *g* vesinikku saada (näit. happest). Kui ekvivalentkaalu aatomkaaluga jagada, siis saame metalli valentsi ehk väärisuse.

Kokkuvõetult võib öelda: Valentsiks nimetatakse vesiniku aatomite arv, millega üks aatom võetud elementi ühineb või ühendusest vesiniku välja tõrjub. Kui element ei ühine vesinikuga, ega tõrju välja teda ka ühendustest, siis määratakse elemendi valents hapniku või muudest ühendustest.

Valents märgitakse rooma numbriga või kriipsukesega:

Cl^{I}, O^{II}, N^{III}, C^{IV},
Cl–, O=, N≡, C≡ ehk
I II III IV ehk
Cl, O, N, C

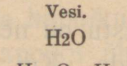
Elemendi valents ei ole alati püsiv: mõne elemendi valents on muutlik, mis oleneb mitmesugustest tingimustest. Nii valents muutub temperatuuriga. Vosvori valents on tavalises temperatuuris viis, kuna ta kõrgemas temperatuuris ainult kolmega võrdub.

Elemendi normaalvalentsiks loetakse seda, mis avaldub tähtsamates ühendustes.

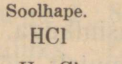
Nii esinevad vesinik, naatrium, kaalium, hõbe, vask üheväärsena; magnesium ja kaltsium kaheväärsena jne.

127. Ehitusvalemid. Kui keemilises valemis elemendi väärisus esitatud ja näidatud, mismoodi molekulis aatomid on ühendatud, siis saame ehitusvalemi (ehk struktuurvalemi)

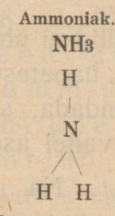
Vesi. H_2O



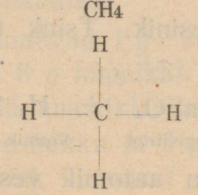
Soolhape. HCl



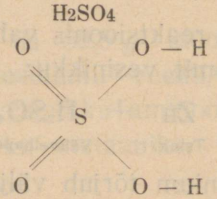
Ammoniak. NH_3



Metaan. CH_4



Väävelhape. H_2SO_4

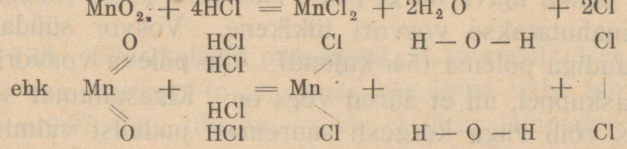


Ehitusvalemeid keemilistes ekvatsioonides tarvitades saame sellega kujutluse sündinud keemilisest nähtusest.

Kloori saamine:

$$MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + 2H_2O + 2Cl$$

ehk

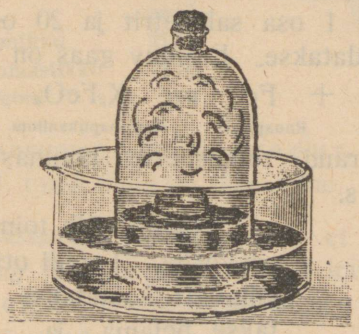


XVII. Lämmastik.

Nitrogenium, N = 14,01.

128. Leidumine. Atmosfäri õhus on sidumata lämmastikku 78% mahu järele, 21% on hapnikku, kuna 1% on muid gaase, mis harva ette tulevad: süsihapugaas, argoon, veeaur j. m. Seotult leidub lämmastikku taimede ja loomade kehades: veres, lihas, munavalges (viimane on tähtsam aine organalises looduses); mineralides, mis organilisel teel sündinud: kivisöes, salpeetris j. m. Salpeeter on ka lämmastikule nime annud; salpeeter — *nitrum*, lämmastik — *nitrogenium*, s. t. salpeetri sünnitaja.

54. kujund.



Lämmastiku saamine põleva vosvori abil.

129. Saamine. Lämmastikku võib kergesti saada atmosfäri õhust sel teel, et sealt hapnik eraldatakse. Seda võib mitmel viisil saavutada.

Põlev vosvor ühineb hapnikuga, kusjuures peaaegu puhas lämmastik järele jääb. Saadud lämmastik sisaldab veel

vähesel mõõdul argooni, süsihapugaasi j. m. Katsete tegemist lämmastikuga need ei sega.

Vee pinnal ujuva korgi peale pannakse plekk-kaanekene, millesse mahutatakse vosvori tükikene. Vosvor süüdatakse palava traadiga põlema (54. kujund). Üle põleva vosvori seatakse klaaskuppel, nii et ääred vees on. Klaasanumat selleks otstarbeks võib väga kergesti suuremast pudelist valmistada, kui sellel põhi teemandiga ära on lõigatud.

Põledes ühineb vosvor hapnikuga:

$$2P + 5O = P_2O_5$$

Vosvor. Hapnik. Vosvorhapend.

Ühinemisel sünnib valge suits, mis aeglaselt ära kaob. Valge suits on vosvorhapend, mis vees lahustub ja vosvorhappe sünnitab. Nii jääb siis anuma alla ainult lämmastik. Vosvoriga ühinenud hapniku asemele tõuseb anumasse vesi. Enne katset tuleb anuma maht viieks osaks jagada, siis on näha, et vesi ühe viiendiku täidab. Katse juures peab meeles pidama, et niihästi vosvor, kui ka tema ühendused on mürgised.

Kui seda katset niisama korraldada, kuid vosvori mitte põlema süüdata, siis ühineb ikkagi vosvor hapnikuga, kuid aeglaselt, umbes kahe päeva jooksul.

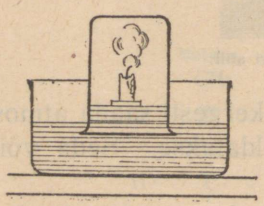
Kaaliumi salpeetrist võib lämmastikku järgmisel viisil saada. Võetakse 1 osa salpeetrit ja 20 osa rauapuru, mis katseklaasis soendatakse. Eralduv gaas on lämmastik:

$$2KNO_3 + Fe = K_2FeO_4 + 2NO$$

Salpeeter. Rauapuru. Raudhapukaalium. Lämmastikhapend.

Ülejäänud raud redutseerib lämmastikhapendi, 2NO, lämmastikuks.

55. kujund.



Lämmastiku saamine. Anumas on lubjavesi.

Katset võib toime panna ka ilma vosvorita. Traadi otsa kinnitatud puuvillavatt kastetakse piiritusse, süüdatakse põlema ja pistetakse põhjata pudelisse, mille alumine äär lubjavees. Põlemisel ühineb pudelis olev hapnik piiritusega ja sünnitab süsihapugaasi, mis lahustub lubjavees.

Katset võib toime panna ka küünlaga (55. kujund), kuid selle juures ei

jää anumasse mitte puhas lämmastik. Kui atmosfäri õhku üle hõõguva vase juhtida, siis ühineb õhu hapnik vasega ja lämmastik saab vabaks.

130. Füüsikalised omadused. Lämmastikul ei ole värvi, lõhna ega maitset; ta on gaas, mis õhust vähe kergem, tihedus — 0,97 (õhu tihedus = 1). 1 liiter lämmastikku kaalub 1,257 g. Lämmastikku on raske veeldada; kriitiline temperatuur —146°, —210,5° juures muutub ta kõvaks aineks.

Vees lahustub õige vähe lämmastikku: ühes liitris 14 *ccm.*

131. Keemilised omadused. Lämmastik ei põle, ei edenda põlemist ega hingamist, millest on tulnud ka eestikeelne nimetus — lämmastik. Õhus vähendab lämmastik hapniku mõju hingamisel ja põlemisel, — vastasel korral sünniksid need nähtused liig ägedalt.

XVIII. Atmosfäri õhk.

132. Õhu koosseis. Õhk seisab koos peaasjalikult järgmistest ainetest:

	Mahu järele. % %	Kaalu järele. % %
hapnikku	21,00	23,2
lämmastikku	78,06	75,5
argooni	0,94	1,3

Siin ei ole arvesse võetud veeaur, süsihapugaas ega muud gaasid, mida õhus on õige vähe.

Kuni 18. aastasaja lõpuni arvati, et atmosfäri õhk on lihtaine. *Priestley* ja *Lavoisier* näitasid katsetega, et õhk on mitme gaasi segu. Et õhk tõesti on mehaaniline segu, võib järgmiselt tõendada:

1. Elementide keemilisel ühendusel sünnivad uued kehad uute omadustega. Atmosfäri õhus olevatel gaasidel on aga kõik endised omadused.

2. Kui segada ülevalpool esitatud suhtes õhus olevaid gaase, siis saame segu, millel on atmosfäri õhu omadused.

Selle juures ei ole märgata mingisugust temperatuuri muudatust, nagu see sünnib keemilistes ühendustes harilikult.

3. Vesi lahustab teatud hulga õhku. Kui veest õhk välja tõrjuda, siis on tema omadused muutunud. See ei sünniks aga siis, kui õhk oleks keemiline ühendus.

Õhus on vähemal või suuremal arvul veeauru, — keskmiselt 1,3 mahuüksust. Ühes kuubikmeetris võib olla kuni 25 grammi veeauru. Veeauru arv oleneb temperatuurist ja muudest geografilistest tingimustest (merede lähedus, siseveed). Õhus leidub veel ammoniakki, vesinikku (0,02%), väävelvesinikku, ozooni ja muid aineid, mis juhtumisi sinna sattunud vabrikutest, tallidest, vulkanitest, soodest, eluruumest jne.

Niisama on ka õhus mitmesuguseid bakteere, tolmu j. m.

133. Õhu süsihapugaas. Süsihapugaasi on õhus keskmiselt 0,03% mahu või 0,05% kaalu järele. Täiesti mürgiliseks muutub õhk, kui süsihapugaasi hulk tõuseb üle 1% mahu järele. Süsihapugaas satub õhku hingamise ja põlemise produktina; sellepärast on ka süsihapugaasi elumajades ja suuremates linnades rohkem kui maal.

Kui süsihapugaasi läbi l u b j a v e e lasta, siis muutub see valgeks.

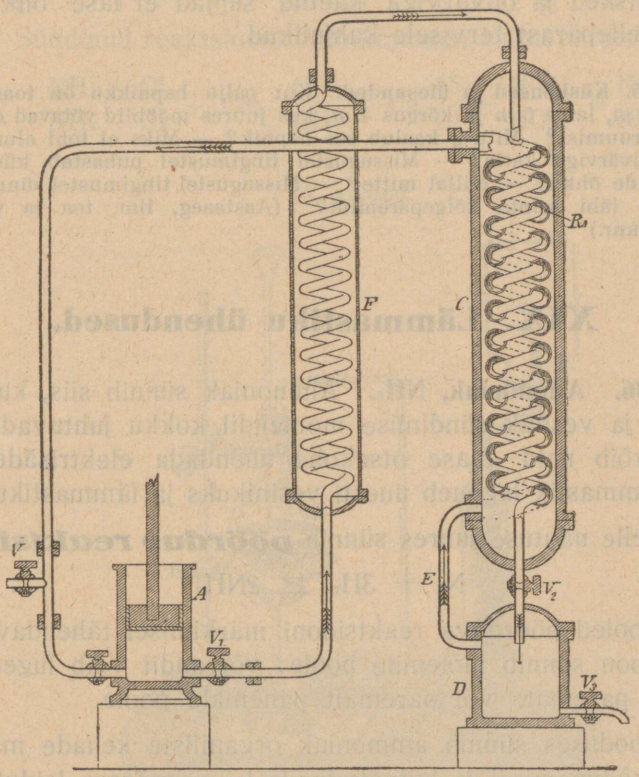
Võtame korgitud katseklaasi, kuhu on valatud lubjavett. Läbi korgi on juhitud katseklaasi kaks klaastoru: üks neist lõpeb vees, teine veepinnast kõrgemal. Kui toru ots, mis üle vee pinna, suhu võtta ja õhku enesesse imeda, siis voolab teise toru kaudu atmosfäri õhk läbi lubjavee. Lubjavesi muutub pikkamööda valgeks õhus oleva süsihapugaasi mõjul.

134. Õhu füüsikalised omadused. Õhk on värvita, läbipaistev gaas. Üks liiter õhku kaalub 0° ja 760 *mm* rõhumisel 1,3 (õigem 1,293) *g*. Õhu tihedus veega võrreldes on 0,0013 ($=^1/_{770}$), vesinikuga võrreldes: 1,3 : 0,09 = 14,4. Õhk sünnitab maakera ümber 150—200 *km* paksuse kesta.

Õhu kriitiline temperatuur on —140°; —192° juures veeldub õhk normaal rõhumisel (760 *mm*). Vedel õhk on liikuv vedelik, sinakat värvi, mis 50% sisaldab rohkem hapnikku kui gaasiline õhk.

Õhku veeldatakse *Linde* aparaatides, milles õhu veeldamiseks tarvisminev madal temperatuur saavutatakse selleläbi, et atmosfäri õhku pumpadega kuni 200 atmosfäri rõhumiseni kokku surutakse ja pärast seda aurata lastakse. Kokkusurutud õhu auramisel tekkinud madal temperatuur kasutatakse torudes voolava õhu veeldamiseks (56. kujund).

56. kujund.



Linde aparaat.

A — pump, kompressor, F — jahutaja, C — vastuvoolu aparaat, D — kogumise anum. — Õhk imetakse pumbaga ventiili V kaudu silindriise, kust ta juhitakse 200 *atm* rõhumisel keerdtorusse, mis ümbritsetud jahutava seguga. Õhus olev veeaur hangub toru seintel jääks, kuna kuiv õhk voolab vastuvoolu aparaadi sisemise keerdtoru ja läbi ventiili V_2 anumasse D. Siin lendub õhk 15 *atm* võrra, mille juures ta temperatuur vastavalt alaneb, ja voolab toru E ja välimise keerdtoru R_1 kaudu A-sse tagasi, kust ta uuesti alustab 200 *atm* rõhumisega teist korda endist voolamist. Vastuvoolav õhk jämedamas keerdtorus jahutab sisemises torus voolavat õhku, ja sel teel alaneb ikka rohkem ja rohkem õhu temperatuur, kuna ta umbes 2 t. järele vedela õhuna D koguneb, kust teda võib lasta *Dewar*'i anumatesse.

Kui vedelat õhku veel rohkem jahutada, muutub ta kõvaks kehaks.

Täiskasvanud inimene tarvitab 24 tunni jooksul üle 500 liitri hapnikku, mis pääseb kopsude ja naha läbi organismi. Eluruumides peab õhku alatasa puhastama. Õhu vahetus sünnib diffusiooni tagajärjel ka läbi seinte ja müüride, kus seda p o o r i d võimaldavad.

Niisked ja õlivärviga kaetud seinad ei lase õhku läbi ja on sellepärast tervisele kahjulikud.

135. Küsimused ja ülesanded. Kui palju hapnikku on toas, mille pikkus 7 *m*, laius 5 *m* ja kõrgus 4 *m*, kus juures mööblid võtavad oma alla 2,5 *kbm* ruumist? Mitu *g* kaalub see hapnik? — Miks ei tohi eluruumide seinu õlivärviga katta? — Missugustel tingimustel puhastab küdev ahi eluruumide õhku? — Millal mitte? — Missugustel tingimustel sünnib õhupuhastus läbi seinte kõigeparemini? (Aastaaeg, ilm, toa ja välisõhu temperatuur.)

XIX. Lämmastiku ühendused.

136. Ammoniak, NH_3. Ammoniak sünnib siis, kui lämmastik ja vesinik sündimise momendil kokku juhtuvad. Niisama võib neid gaase otsekohe ühendada elektrisädemega. Kuid lämmastik laguneb uuesti vesinikuks ja lämmastikuks.

Selle nähtuse juures sünnib ***pöörduv reaktsioon:***

$$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$$

Nooled pöörduva reaktsiooni märkimisel tähendavad, et reaktsioon sünnib mõlemile poole: võrrandit võib lugeda pahemalt paremale või paremalt pahemale poole.

Looduses sünnib ammoniak organiliste kehade mädanemisel, kõdunemisel ja kuivaltajamisel. Seepärast leidub õhus ja maapinnas alati ammoniakki.

Peaallikaks tehnikas ammoniaki saamiseks on g a a s i v e s i, mis saadakse mineralsüte kuivaltajamisel valgustusgaasi vabrikutes.

137. Saamine. Laboratoriumis saadakse ammoniakki kustutatud lubja (2 osa) ja kloorammoniumi (salmiak, 1 osa) mehanilise segu soendamisel.

Võetakse 100 *g* kustutatud lupja, 50 *g* salmiakki (mõlemad pulbris), segatakse ja valatakse kolbis 50 *ccm* vett juurde.

Eralduv gaas korjatagu avausega allapoole keeratud anumasse (57. kujund).

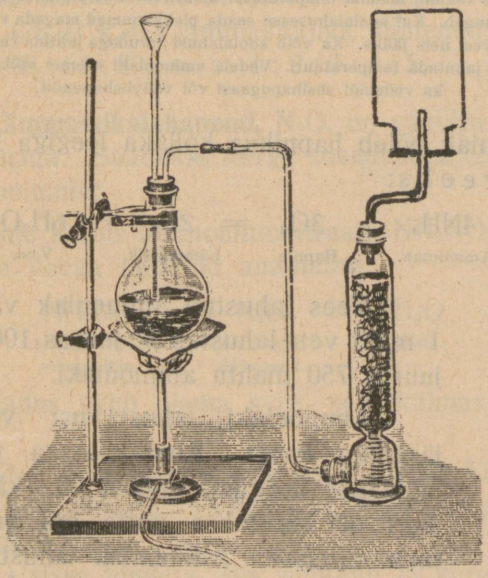
$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 = CaCl_2 + 2H_2O + 2NH_3$$

Salmiak. Kustutatud lubi. Kloorkaltsium. Vesi. Ammoniak.

Sündinud reaktsiooni võib kujutada ehitusvormelitega nii:

$$\begin{matrix} NH_4 \\ NH_4 \end{matrix} \Big| \begin{matrix} Cl \\ Cl \end{matrix} + Ca \Big| \begin{matrix} OH \\ OH \end{matrix} = Ca \begin{matrix} Cl \\ Cl \end{matrix} + \begin{matrix} HOH \\ HOH \end{matrix} + \begin{matrix} NH_3 \\ NH_3 \end{matrix}$$

57. kujund.



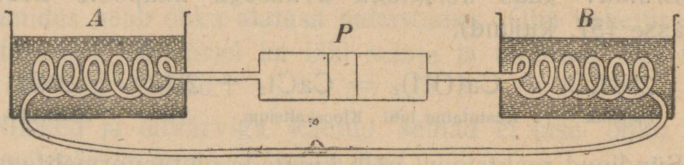
Ammoniaki saamine.

Parem on kuivatada ammoniakki kuivatustornis.

138. Omadused. Ammoniak on värvitu, vänge lõhnaga gaas. Erik. = 0,59, sellega õhust kaks korda kergem. Harilikul rõhumisel ja —33,5° juures veeldub ammoniak värvituks vedelikuks, —78° juures hangub. Vedel ammoniak tekitab

auramisel väga madala temperatuuri. Sellepärast tarvitatakse teda jahutamismasinates jää valmistamisel (58. kujund).

58. kujund.



Ammoniaki jäämasina skeem.

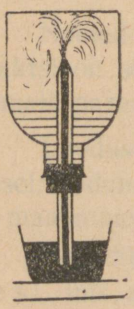
P — suruja ja imeja õhkpump, anum A on täidetud keedusoola lahusega, anum B — külma veega. — Pump imeb spiralist A NH_3 gaasi ja surub ta vedelikuks spiralis B, kust kondenseeritud vedelik voolab uuesti A-sse ja muutub gaasiks. Siis algab ringkäik uuesti. Vedela ammoniaki auramine A spiralis tekitab madala temperatuuri ümbritsevas soolalahuses, mille t° alla 0° langeb. Kui soolalahusesse seada plekkanumad mageda veega, siis hangub vesi neis jääks. Ka võib soolalahust torudega juhtida ruumidesse, kus vaja jahutada temperatuuri. Vedela ammoniaki asemel võib tarvitada ka vedelaid süsihapugaasi või väävlishapendit.

Ammoniak põleb hapnikus kollaka leegiga lämmastikuks ja veeks:

$$4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O$$

Ammoniak. Hapnik. Lämmastik. Vesi.

59. kujund.



Ammoniaki lahustumine vees.

Katse jaoks on parem tarvitada läbi kloorkaltsiumi juhitud (kuivatatud) gaasi.

Vees lahustub ammoniak väga suuresti: 1 maht vett lahustab 5° juures 1000 mahtu, 18° juures 750 mahtu ammoniaki.

Ammoniaki lahustavust vees tõestab järgmine katse. Ammoniakiga täidetud kolb sulutakse korgiga, millest läbi käib klaastoru. Toru ots surutakse vette või punasesse lakmuse lahusse. Ammoniak lahustub vees, mis suure jõuga kolbi purskab (59. kujund) ja punase lakmuse siniseks värvib, sest ammoniakil on aluse omadused.

Ammoniaki lahus vees läheb apteegis müügile „ammoniakvedeliku“ ja „salmiaki vaimu“, „tinkspiirituse“, „nuuskpiirituse“ j. t. nimetuste all. Kontsentreeritud lahuses on 25% ammoniakki.

Ammoniaki lahust võib vaadelda kui ühendust veega:

$$NH_3 + H_2O = NH_4OH$$

Ammoniak. Vesi. Ammooniumvesihapend.

See ühendus laguneb iseenesest soendamisel kiiresti, ja ammoniak saab uuesti vabaks.

139. Lämmastiku hapendid. Hapnikuga sünnitab lämmastik viis ühendust:

N_2O lämmastikalahapend,
NO (ehk N_2O_2) lämmastikhapend,
N_2O_3 lämmastikushapend,
NO_2 (ehk N_2O_4) lämmastikkahelishapend
N_2O_5 lämmastikviielishapend.

Kordsete suhete seaduse järele on hapniku hulgad, mis kahe aatomi (28,02 k.-ü.) lämmastikuga ühinenud, lihtsas suhtes: 16 : 32 : 48 : 64 : 80, s. o. 1 : 2 : 3 : 4 : 5.

140. Lämmastikalahapend, N_2O, on värvitu gaas, kerge, meeldiva lõhnaga. Saadakse kerge soendusega (250°) lämmastikhapuammoniumist.

Soendame kolbis ammoniumnitraati, NH_4NO_3, ja püüame gaasi soolase veega täidetud anumasse:

$$NH_4NO_3 = N_2O + 2H_2O$$

Lämmastikhapu-ammonium. Lämmastik-alahapend. Vesi.

Soola lahus peab olema s o e, sest külmas vees lahustub N_2O.

Kui N_2O-d sisaldavasse anumasse suruda hõõguv peerg, siis hakkab see põlema: l ä m m a s t i k a l a h a p e n d t o e t a b p õ l e m i s t.

Kui N_2O sisse hingata, siis sünnitab ta kerge uimastuse. Valu tundmus kaob. Tarvitatakse kergete kirurgiliste operatsioonide juures. Nimetatakse ka „lõbustavaks gaasiks", sest ta sünnitab sissehingamisel kerge, lõbusa m e e l e o l u.

141. Lämmastikhapend, NO, värvitu gaas, lahustub vees vähe. Kõrges kaarlambi temperatuuris (2000°—3000°) ühinevad otsekohe lämmastik ja hapnik NO-ks. Sel viisil saadakse tehnikas lämmastikhapend õhust.

Laboratoriumis saadakse NO vase ja lahjendatud lämmastikhappe reaktsioonis:

$$8HNO_3 + 3Cu = 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO$$

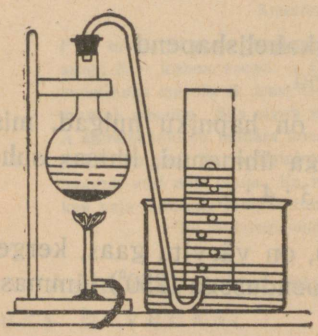
Lämmastikhape. Vask. Lämmastikhapuvask. Vesi. Lämmastikhapend.

Õigem, see reaktsioon sünnib kahes osas:

I $2HNO_3 + 3Cu = 3CuO + H_2O + 2NO$

II $3CuO + 6HNO_3 = 3Cu(NO_3)_2 + 3H_2O$

60. kujund.



Lämmastikhapendi saamine.
Kolbis on vasklaastud, vesi ja kange lämmastikhape.

Puistame kolbi sisse vask laastusid ja kallame sinna peale vett ja pikkamööda kanget lämmastikhapet. Soendame kolbi ja korjame eralduva gaasi vee peale anumasse (60. kujund).

Kui NO õhuga kokku puutub, ühineb ta hapnikuga ja sünnitab lämmastikkahelishapendi:

$$2NO + O_2 = 2NO_2$$

Lämmastikhapend. Hapnik. Lämmastikkahelishapend.

Lämmastikhapend ei toeta põlemist, sest et temas hapnik lämmastikuga tugevasti seotud on. Lämmastikhapendiga anumasse tilgutame 30—40 tilka väävelsüsinikku, CS_2. Loksutame anumat ja hoiame avause ees põleva peeru. Segu sütib põlema ilusal sinakal leegil, milles väga palju keemilisi kiiri.

142. Lämmastikkahelishapend, $NO_2(N_2O_4)$. Ühendus N_2O_4 püsib ainult madalas temperatuuris, soendamisel laguneb ta NO_2-ks:

$$N_2O_4 \rightleftarrows 2NO_2$$

Lämmastikkahelishapend on punakaspruun, väga mürgine gaas. (Mitte sisse hingata.) Saadakse kuumutamisel tinanitraadist:

$$Pb(NO_3)_2 = PbO + O + 2NO_2$$

Lämmastikhaputina. Tinahapend.

Tarvitatakse tehnikas lämmastikhappe saamiseks.

143. Lämmastikhape, HNO_3. Selle happe soolad esinevad looduses ja etendavad väga tähtsat osa taimede kasvamisel. Hapnik ühineb lämmastikuga lämmastikahelishapendiks, mis veega sünnitab lämmastikhappe:

$$2NO_2 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$$

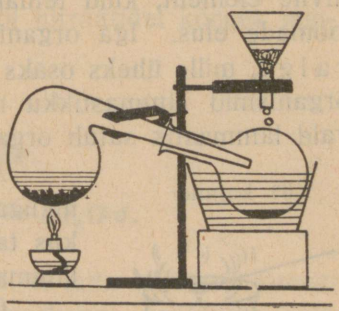
Lämmastikkahelishapend. Vesi. Lämmastikhape. Lämmastikushape.

144. Saamine ja omadused. Kuumutame kolbis naatriumi (tšhiili) salpeetrit või kaaliumi salpeetrit kange väävelhappega (61. kujund) ja jahutame eralduva gaasi. Võtame 100 *g* salpeetrit ja 110 *g* (= 60 *ccm*) puhast kontsentreeritud väävelhapet:

$$NaNO_3 + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HNO_3$$

Naatriumi salpeeter. Väävelhape. Naatriumkahelissulfaat. Lämmastikhape.

61. kujund.



Lämmastikhappe saamine. Lehtrist jookseb külm vesi kolbi peale lämmastikhappe auru kondenseerimiseks.

Puhas lämmastikhape on vastiku lõhnaga, värvitu vedelik. Suitseb õhus, keeb 86° juures. Kontsentreeritud lämmastikhappes on 65% HNO_3 (erik. = 1,4). Puhas lämmastikhape laguneb valgusekiirte käes lämmastikkahelishapendiks, vesinikuks ja hapnikuks.

On keemiliselt väga aktiiv: tekitab nahal haavu, sööb riideid, lahustab enesesse metalle (peale kulla ja plaatina) jne.

62. kujund.



Söe põlemine lämmastikhappes.

Et lämmastikhappes on palju hapnikku, siis on ta energiline hapendaja. Soendame HNO_3 kuni keemiseni ja viskame sisse hõõguva söe. Süsi põleb edasi lämmastikhappe hapnikuga ühinedes (62. kujund).

Tilgutame lämmastikhappesse tärpentini, $C_{10}H_{16}$; lämmastikhappe hapnik hapendab tärpentini nii energiliselt, et viimane põlema plahvatab. Selle juures eraldub NO_2 pruunikas aur. (Ettevaatust!) (63. kujund).

Lämmastikhapet tarvitatakse lõhkepuuvilla, dünamiidi, kollodiumi j. m. valmistamisel.

Kuningavesi on kontsentreeritud soolhappe ja kontsentreeritud lämmastikhappe (3—4 mahtu) segu, mis lahustab ka kulla ja plaatina: segamisel vabanev kloor ühineb sündimismomendil *(in statu nascendi)* kulla ja plaatinaga.

145. Kloori ühendus lämmastikuga. Lämmastikuga ühineb kloor ja sünnitab ammoniakile vastava rühma, kloorislämmastiku, NCl_3, mis kardetav, plahvatav õli. Ülepea on teada, et kõik lämmastiku ja halogeenide (kloori j. t.) ühendused on väga plahvatavad, iseäranis joodislämmastik, NJ_3.

146. Lämmastiku tähendus. Lämmastik ei ole küll aktiivne element, kuid temal on väga suur tähtsus taimede ja loomade elus. Iga organismi tähtsamaks osaks on munavalge, mille üheks osaks on lämmastik. Selle juures ei saa organismid lämmastikku mitte otsekohe õhust tarvitada, vaid lämmastik satub organismi kaudsel teel.

63. kujund.



Tärpentini põlemine lämmastikhapes. Ettevaatuse pärast seatagu lämmastikhape kausikesega suuremasse anumasse. Võetagu 5 *ccm* HNO_3 (erik. = 1,5), segatagu sinna juurde 70 *ccm* väävelhapet; tilgutada pikavarrega lusikast 2—5 *ccm* tärpentini.

Äikese ajal ühineb lämmastik hapnikuga, satub vihmaveega mulla pinda, kus ta sünnitab kaaliumi ja naatriumiga lämmastikhappe soolasid.

On olemas ka bakteere, mis organismide, nimelt loomade kehade mädanemisel sünnitavad salpeetrit. (Salpeetri batsillus, *Bacillus nitrificans*).

Salpeetri sünnitamise protsess on väga tähtis, sest sel teel saab surnud organismides olev lämmastik uuesti sarnase kuju, et teda elusad taimed võivad assimileerida. Nii sünnib lämmastiku ringkäik looduses.

On olemas veel sarnaseid bakteere, mis assimileerivad lämmastikku otsekohe õhust ja sünnitavad ühendusi. Need bakterid elutsevad taimede juurel, iseäranis kaunviljade juurtel *(Azotobakter chroococcum)*.

Taimed valmistavad saadud lämmastiku ühendustest munavalget, mis sealt satub loomade organismi.

147. Nitraadid. Lämmastikhappe soolasid nimetatakse nitraatideks. Nad on saadud lämmastikhappest, HNO_3, kus vesiniku asemele on astunud mingisugune metall, mille nimega ka nitraati nimetatakse: aluminiumnitraat, tinanitraat, raudnitraat jne. Neid soolasid nimetatakse lämmastikhapu sooladeks: lämmastikhapualuminium, lämmastikhaputina, lämmastikhapuvask jne.

Lämmastikushappe, HNO_2, soolasid nimetatakse nitriitideks: kaaliumnitriit ehk lämmastikushapukaalium j. t.

Kõik nitraadid on vees lahustatavad ja lagunevad hapnikku eraldades kuival kuumutamisel.

Viimase omaduse tõttu on kõigil nitraatidel kõrges temperatuuris suur hapendamise jõud.

XX. Vosvor.

Phosphorus, P = 31,04.

148. Leidumine. Seda elementi ei leita looduses kunagi vabalt, vaid ainult ühendustes, vosvorhappe soolades; näit. vosvoriidis, $Ca_3(PO_4)_2$. Vosvori ühendusi on ka loomade ja taimede organismis, peaasjalikult seemnetes, peaajus ja närvides. Iseäranis palju vosvori on kontides. Täiskasvanud inimese kondikava kaalub peaaegu 6—8 *kg*, milles on kuni ¾ *kg* vosvori. Saadakse vosvori kontidest või vosvoriidist.

149. Omadused. Vosvoril on mitu allotroobilist kuju, mille omadused isesugused, nendest kaks tähtsamat — kollane (valge) vosvor ja punane vosvor.

Kollane vosvor on kollakas või koguni värvitu. Harilikus temperatuuris võib teda vee all noaga lõigata. 44° sulaneb ta vee all, külma käes on kõva ja rabe.

Vees vosvor ei lahustu, küll aga vähe alkoholis ja eetris; hästi lahustub ta väävelsüsinikus ja õlides. Õhus hapendub

harilikus temperatuuris ja eraldab auru, millel ozooni lõhn ja mis pimedas helendab. Kergel soendusel, niisama ka lõikamisel ja hõõrumisel hakkab põlema. Sütitustemperatuur on 60° lähedal. Sellepärast oldagu vosvoriga ettevaatlik ja hoitagu teda vee all. Lõigatagu niisama vee all. Kätega ärgu puudutagu.

Kollane vosvor on väga mürgine. Punane vosvor on tumepunane pulber. Punane vosvor saadakse kollasest, kui seda kuumutada 260° juures (umbes 10 päeva).

Vastukihvtiks vosvorile on põletatud magnesium ja lahjendatud kloorvesi.

Punane vosvor ei ole aktiiv, ei helenda, ei põle kergesti (sütib 430°), ega lahustu väävelsüsinikuks. Kui punast vosvori kuumutada üle 300° ja auru äkisti jahutada, siis moondub ta uuesti kollaseks vosvoriks.

150. Tarvitamine. Punast vosvori tarvitatakse tikkude valmistamiseks. Tikupead on valmistatud Berthollet' soolast, pruunkivist ja kroomi ühendustest. Karbikeste seintele määritakse punase vosvori ja väävelantimoni segu. Tikupead olid valmistatud enne kollasest vosvorist; siis olid nad mürgised.

151. Ajaloolised märkused. 1669. a. leidis vosvori alkeemik [*Brand* ja pea pärast seda *Kunkel.* 1766. a. *Gahn* leidis vosvori kontidest. Punane vosvor leiti 1847. a.

152. Ühendused. Vosvorvesinik, vosviin, PH_3. See on tähtsam vosvori ühendus, mis vastab ammoniakile, NH_3. Sel gaasil on vänge lõhn ja tähelepandav omadus õhus iseenesest süttida. Ta on mürgine.

Vosvorvesinik saadakse söötnaatroni ja kollase vosvori tükikeste soendamisel kolbis.

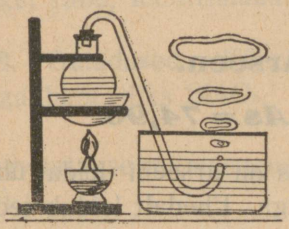
Gaasitoru juhime vee alla (94. kujund).

Kui vosvorvesinik jõuab veest välja õhu kätte, sütib ta põlema ringikestena, mis kõrgele tõustes laiemale valguvad.

Pärast katset ärgu avatagu kolbi, vaid lõpetatagu soendamine ja oodatagu, kuni kolb vett täis tõmbub.

Arvatavasti eralduvad vosvorvesiniku ühendused vahest ka maapinnas (surnuaedades), kus kõdunevad vosvori sisaldavad ained. Maapinnast eraldudes ja õhku sattudes sütivad nad põlema.

64. kujund.



Vosvorvesiniku saamine.

65. kujund.



Vosvorvesiniku saamine vosvorkaltsiumist.

Isepõlevat vosvorvesinikku saadakse ka siis, kui vette visata vosvorkaltsiumi tükikese (95. kujund).

$$\underset{\text{Vosvorkaltsium.}}{Ca_3P_2} + \underset{\text{Vesi.}}{6HOH} = \underset{\text{Vosvorvesinik.}}{2PH_3} + \underset{\text{Kustutatud lubi.}}{3Ca(OH)_2}$$

153. Vosvoranhüdriid. Punane ja valge vosvor tekitavad põledes valge suitsu, vosvorhapendi:

$$\underset{\substack{\text{Vosvor.}\\ \text{62 k.-ü.}}}{2P} + \underset{\substack{\text{Hapnik.}\\ \text{80 k.-ü.}}}{5O} = \underset{\substack{\text{Vosvoranhüdriid.}\\ \text{142 k.-ü.}}}{P_2O_5}$$

Veega sünnitab P_2O_5 vosvorhapped:

$$\underset{\text{Vosvoranhüdriid.}}{P_2O_5} + \underset{\text{Vesi.}}{H_2O} = \underset{\text{Metavosvorhape}}{2HPO_3}$$

$$P_2O_5 + 3H_2O = \underset{\text{Ortovosvorhape.}}{2H_3PO_4}$$

Vosvor sünnitab kolm ühendust hapnikuga ja mitu hapet.

Vosvor moodustab ühendusi ka klooriga, broomiga ja joodiga.

Vosvorhappe, H_3PO_4, soolasid nimetatakse vosvaatideks.

Vosvaatidest on tähtsamad vosvoriit ja apatiit. Sama vosvorhappe soolasid leidub ka kontide tuhas.

154. Vosvori tähtsus. Vosvorhape ja lubi on taimedele väga tarvilikud toiduained. Sellepärast on väetisainena tarvitusel kondijahu, guano ja thomasschlakk, mis vosvorhappe soolasid sisaldavad. Ka loomade organism ei saa läbi ilma vosvorita, mis etendab tähtsat osa kontides ja mõnedes munavalgetes.

XXI. Arseen.

Arsenicum, As = 74,96.

155. Leidumine. Looduses on arseeni leida ühenduses metallidega, hapnikuga ja väävliga. Ehedalt leidub teda mineraalina.

Arseeni sadakse arseenränist, FeAsS, ajamise teel.

156. Omadused. Arseen on terashall, läikiv ja rabe kristallaine. On tuntud mitu arseeni allotroobilist kuju. Arseen kui ka tema ühendused on väga mürgised.

Arseen juhib häsi elektrit. Sulaneb 500°.

157. Ühendused. Põledes ühineb arseen hapnikuga arseenkolmelishapendiks:

$$2As + 3O = As_2O_3$$

150 k.-ü. 48 k.-ü. 198 k.-ü.

Arseenkolmelishapend.

Vees lahustades sünnitab As_2O_3 arseenishappe, H_3AsO_3.

Arseenishape ühinedes hapnikuga sünnitab arseenhappe:

$$H_3AsO_3 + O = H_3AsO_4$$

Arseenhape.

Arseenhappe vase soolad on rohelist värvi, tarvitatakse värvimiseks. On väga mürgised. Mitmel maal on nende värvide tarvitamine keelatud (Schweinfurti roheline).

Vesinikuga ühineb arseen arseenisvesinikuks, AsH_3. Ta on mürgine gaas, vänge lõhnaga, põlev.

Arseeni tarvitatakse roti ja kärbse mürkide valmistamiseks, arstiteaduses valmistatakse arstirohte.

Vastumürgiks arseenile on värskelt sadenenud raudhüdroksüüd ja põletatud magnesium.

XXII. Antimon.

Stibium, Sb = 120,2.

158. **Leidumine.** Antimoni leidub looduses ehedalt ja ühendustes väävliga. (Antimoni läik, Sb_2S_3). Antimon on hõbevalge, rabe, lehtkristallaine, metallläikega.

159. **Omadused.** Kõrges kuumuses ühineb antimon hapnikuga hapendiks Sb_2O_3. Sulaneb 631° juures, keeb 1400° juures.

Tarvitatakse mitmesuguste sulandite valmistamiseks (trükimetall).

160. **Ühendused.** Hapnikuga ühineb antimon antimonhapendiks, Sb_2O_3, ja antimon viielisshapendiks Sb_2O_5. Klooriga sünnitab niisama ühendusi, nimelt kolmeliskloorisantimoni, $SbCl_3$ ja viieliskloorisantimooni, $SbCl_5$.

Nagu neist ühendustest näha, on antimoni valents muutlik: võib olla kolm ja viis.

Väävli ühendusi antimoniga on tuntud kaks: Sb_2S_3, kolmelisväävelantimon, ja viielisväävelantimon, Sb_2S_5.

XXIII. Vismut.

Bismutum, Bi = 208,0.

161. **Omadused.** Vismutit leidub looduses ehedalt ja ühenduses väävliga, Bi_2S_3.

Vismut on roosakasvalge, metallläikega, rabe kristallaine. Sulaneb 270° juures. Kuumutamisel ühineb hapnikuga ja kujundab kaks ühendust: Bi_2O_3 ja Bi_2O_5, — valents võib olla kolm ja viis.

Viskame tükikese vismuti lämmastikhappesse, kus ta ära lahustub ja lämmastikhapuvismuti sünnitab, $Bi(NO_3)_3$. Kallame vett juurde: põhja ilmub valge sade — alusene lämmastikhapuvismut $Bi(OH)_2NO_3$.

Seda soola tarvitatakse arstirohuna.

Alusene kloorisvismut, BiOCl, leiab tarvitamist valge värvina.

162. Lämmastiku rühm. Sellesse rühma kuuluvad: lämmastik, vosvor, arseen, antimon ja vismut. Neil on ühised omadused, mis muutuvad astmeliselt aatomkaalu suhtes. Aatomkaalu suurenemisega lähenevad nad metallidele. Juba arseen tuletab metalli meelde. Antimoni soolad on metallide soolade sarnased, kuna vismutil on peaaegu kõik metallide omadused.

163. Lämmastiku rühma omadused.

Omadused.	Lämmast. N	Vosvor. P	Arseen. As	Antimon. Sb	Vismut. Bi
Välimus	Gaas	Mittemetall	Mittemetall	Metall	Metall
Valents	1—5	3 ja 5	3 ja 5	3 ja 5	3 ja 5
Aatomkaal	14,01	31,04	74,96	120,2	208,0
Erikaal	0,885	1,8–2,1	4,7—5,7	6.7	9,8
Vesiniku ühendused	NH_3	PH_3	AsH_3	SbH_3	—
Kloori ühendused	NCl_3	PCl_5	$AsCl_3$	$SbCl_3$	
			$AsCl_5$	$SbCl_5$	$BiCl_3$
Hapniku ühendused	N_2O,NO	P_2O_3	As_2O_3	Sb_2O_3	Bi_2O_3
	N_2O_3,	P_2O_5	As_2O_5	Sb_2O_5	Bi_2O_5
	NO_2,				
	N_2O_5				
Ülesleidjad:	Rutherford 1772.	Brand 1669.	Tuntud 13. a.-s.	Tuntud 15. a.-s.	Tuntud 15. a.-s.

164. Peagaasid. Vesinik, hapnik ja lämmastik sünnitavad peagaaside rühma. Neil on mitmed ühised omadused: veelduvad raskesti, molekulid seisavad koos kahest aatomist, affiniteet teiste elementidega avaldub kõrges temperatuuris.

165. Küsimused ja ülesanded. Missugune on ammoniaki protsentne kooseis? — Mitu *g* naatriumi salpeetrit ja mitu *g* väävelhapet on tarvis 100 *g* lämmastikhappe saamiseks (50%)? — Kas lämmastik on mürgine? — Miks põleb ammoniak hapnikus, aga ei põle õhus?

166. Püsivgaasid. Argoon, heelium ja nende kaaslased. Kui kuivast õhust eraldada süsihapugaasi kaaliumi lehelisveega, pärast seda õhk juhtida hapniku sidumiseks üle hõõgkuuma vase ja lämmastiku sidumiseks üle hõõgkuuma magnesiumi, siis jääb järele gaas, mis õhust natukene raskem. See on argoon. Teda leidub õhus 0,9% mahu ja 1,2% kaalu järele. Argoon on värvitu ja lõhnatu gaas.

Peale argooni leiduvad õhus veel heelium, neoon, krüptoon ja ksenoon. Heelium sai oma nime sellest, et tema olemasolemine alguses tehti kindlaks päikese peal, enne veel kui ta maapeal oli leitud (Spektraalanalüüsi abil). Heelium on värvitu, lõhnatu ja maitsetu gaas; vedelas olekus ei ole teda veel saadud.

Neooni, krüptooni ja ksenooni on õhus õige vähe.

Kõigil nimetatud gaasidel on see omadus, et neil puudub keemiline sugulus teiste kehadega. Nende molekulid seisavad koos ühest aatomist.

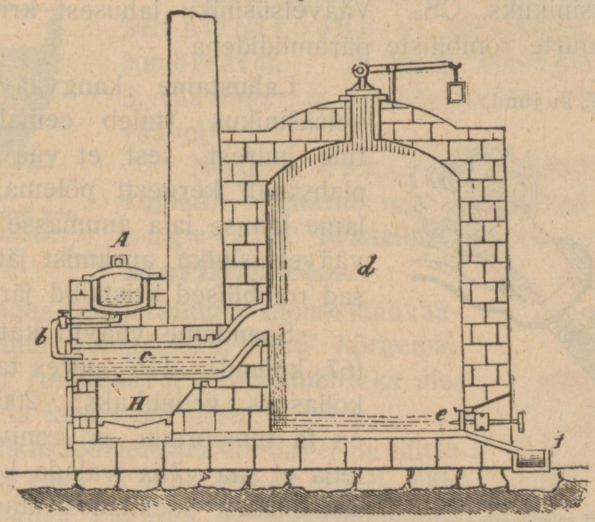
Peale õhu leidub neid gaase veel mõnedes mineralvetes.

XXIV. Väävel.

Sulfur, S = 32,06.

167. Leidumine. Väävel on tuntud vanast ajast. Looduses on teda palju sidumata kui ka seotud kujul. Sidumata väävlit leidub vulkanite läheduses, kraaterites jne. Suuremad lademed on Sitsiilias, Lusianas, Kaukasias, Mehhikos ja Hispanias. Harilik looduslik väävel on segatud mulla, kipsi ja lubjaga.

66. kujund.



Väävli raffineerimine ajamise teel.

A — sulandatav väävel, d — seintel väävliõis, c — vedel väävel, t — valamine vormidesse.

Seotud on väävel metallidega (sulfiidid: rauarähk, FeS_2, vaserähk, $CuFeS_2$, tinaläik, PbS, tsingiläik, ZnS) ja vää-

velhappe sooladega (sulfaadid: kips, $CaSO_4 + 2H_2O$, $BaSO_4$, $PbSO_4$ j. t.).

Niisama on väävlit ka organilistes ühendustes, nimelt munavalges.

168. Saamine. Sitsilia annab 75% aastasest väävli toodangust (500.000 t.) Väävliga segatud mullast põletatakse väävel miilides *(kalkarone)* või ahjudes. Osa väävlit põleb ja annab teiste tükkide sulatamiseks tarvismineva kuumuse. Saadud toores väävel destilleeritakse järgmisel teel: Väävlit keedetakse katlas, kust väävliaur külma ruumi juhitakse. Ruumi seintele sadeneb, sublimeerub, väävliõis *(Sulfur sublimatum)*. Kui ruumi temperatuur tõuseb üle 115° C, siis destilleerub vedel väävel, mis vormidesse valatakse, — kangväävel (66. kujund).

169. Omadused. Harilik väävel on rabe, kõva keha, kollast värvi, maiguta ja lõhnatu. Vees ta ei lahustu, küll aga väävelsüsinikuks, CS_2. Väävelsüsiniku lahusest kristalliseerub ta suurte rombiliste püramiididena.

67. kujund.



Väävli sulandamine.

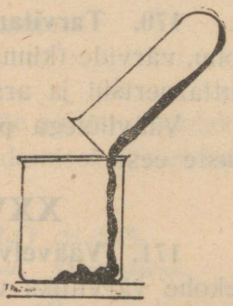
Et aur mitte põlema ei plahvataks, tuleb katseklaas vatiga kergesti korkida.

Lahustame kangväävlit väävelsüsinikus (tuleb eemale hoida tule juurest, sest et väävelsüsinik plahvatab kergesti põlema) ja kallame lahuse laia anumasse. Pärast väävelsüsiniku auramist jäävad ilusad rombilised kristallid järele.

Soendame väävlit katseklaasis (67. kujund). 115° juures ta muutub kollaseks vedelikuks; 200° juures on ta tumepruun ja veniv, nii et teda ei saa välja valada katseklaasist. Edasi soendades läheb uuesti vedelaks ja 444° juures muutub ta raskeks pruuniks auruks, mis külmas ruumis kollase pulbrina seintele sadendab, s. o. väävliõis ehk sublimeeritud väävel. Valame veniva kuuma väävli külma vette, siis ta angub pruu-

niks sitkeks, amorfkehaks, mis väävelsüsinikus ei lahustu (68. kujund). Seda väävlit nimetatakse ka plastiliseks väävliks. Kauema seismise järele muutub kordkorralt kollaseks rombiliseks väävliks.

68. kujund.



Plastilise väävli saamine. Klaas on külma veega täidetud.

Sulandatud vedel vävel kristalliseerub monoklüüniliste sammastena.

Sulandame tiiglis 100 *g* väävlit madalas temperatuuris õlivannis (või kõrgel leegi kohal). Kui väävel veeldunud, siis laseme tiigli jahtuda kuni sündinud õhukene koorukene väävli pinnale. Torkame koore läbi ja valame vedela väävli välja: tiigli seintele on väävelt sünnitanud ilusad kristallid monoklüünsüsteemist (69. kujund)

69. kujund.



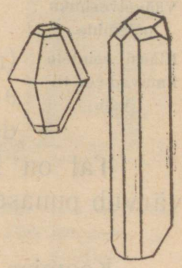
Monoklüünväävli kristallid tiigli seintel.

Nagu neist katseist näha, on väävlil neli allotroobilist muudendit: 1. kõva rombväävel, 2. kõva monoklüünväävel, 3. väävliõis ja 4. sitke väävel (plastiline väävel).

Neist on kaks kuju kristallised (70. kujund). Kehasid, mis sünnitavad kahesuguseid kristalle, nimetatakse ***dimorfilisteks.***

Harilikus temperatuuris monoklüünväävel moondub rombiliseks. 96,5° kõrgemal läheb aga rombväävel monoklüünseks üle, millisena ta keemiseni püsib.

70. kujund.



Romb- ja monoklüünväävli kristallid.

Harilikus temperatuuris väävel on täitsa erapooletu keha. Kõrges temperatuuris ühineb hapnikuga, klooriga jt. Väävliühendusi metallidega nimetatakse sulfiidideks.

Kuumutame laias katseklaasis väävli keema. Viskame sinna peenikese vase laastukese. Vask ühineb väävliga põledes suurt kuumust ja valgust sünnitades.

250° juures sütib väävel õhus põlema, sünnib väävlishapend, SO_2, (v. katse hapnikuga).

Väävel ei juhi soojust ega elektrit. Hõõrumisel elektriseerub ta ise.

170. Tarvitamine. Väävlit tarvitatakse musta püssirohu, värvide (kinnaver, ultramariin), vulkaniseeritud kautšuki, guttaperčši ja arstirohtude valmistamisel.

Väävliõiega pritsitakse puid, mis neid hoiab seentehaiguste eest.

XXV. Väävli ühendused.

171. Väävelvesinik, H_2S. Väävel ühineb vesinikuga otsekohe värvituks vänge mädamuna lõhnaga gaasiks, väävelvesinikuks, H_2S.

71. kujund.



Väävelvesiniku põlemine.

Klaasi seintele ilmuvad vee tilgad.

Väävelvesinik sünnib hapete ja väävlit sisaldavate metallide ühenduste vastastikuses reaktsioonis.

Valame katseklaasi väävlisraua peale lahjendatud soolhapet.

$$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S$$

Väävlisraud. Soolhape. Kloorisraud. Väävelvesinik.

Kui väävelhapet väävlisraua peale valada, sünnib niisama väävelvesinik:

$$FeS + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2S$$

Väävlisraud. Väävelhape. Rauavitriol. Väävelvesinik.

Väävelvesinik on väga mürgine ja võib saada surma põhjuseks. Õhus põleb ta (71. kujund).

$$2H_2S + 3O_2 = 2H_2O + 2SO_2$$

Väävelvesinik. Hapnik. Vesi. Väävlishapend.

H_2S sünnib orgaaniliste kehade lagunemisel, (mädamunad), sellepärast teda on alati leida kloaakides ja mujal, kus orgaanilised ained mädanevad.

Tal on happe omadused: niiske sinine lakmuse paber värvub punaseks väävelvesinikus.

$$H_2S + O = H_2O + S.$$

Keemias tarvitatakse väävelvesinikku reaktiivina kehade analüseerimisel, sest väävelsüsinik ühineb kergesti metallidega — tinaga, hõbedaga jne.

172. Väävlishapend ja väävlishape. Hapnikuga ja vesinikuga sünnitab väävel mitu ühendust, millest tähtsamad on väävlishapend, SO_2, ja väävelhapend, SO_3, ja neist saadud happed.

Väävlishapendi ehitusvalem on järgmine:

$$O = S = O.$$

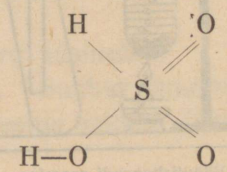
Väävlishapend leidub mõnede vulkanite aurus. Saadakse väävli põlemisel ja ka väävelhappe taandamisel. Soendame katseklaasis väävelhapet vasklaastudega:

$$\underset{\text{Vask.}}{Cu} + \underset{\text{Väävelhape.}}{2H_2SO_4} = \underset{\text{Vasevitriol.}}{CuSO_4} + \underset{\text{Vesi.}}{2H_2O} + \underset{\text{Väävlishapend.}}{\mathbf{SO_2}}$$

Väävlishapend on värvitu gaas, raske lõhnaga; veeldub — 10° või 3 atm. rõhumisel. Vedelikuna aurates tekitab madala temperatuuri; sellepärast tarvitatakse teda ka jahutamismasinates. 1 maht vett lahustab — 18° juures 42 mahtu väävlishapendit ja sünnitab väävlishappe:

$$\underset{\text{Väävlishapend.}}{SO_2} + \underset{\text{Vesi.}}{H_2O} = \underset{\text{Väävlishape.}}{H_2SO_3}$$

ehk



Väävlishappe soolasid nimetatakse sulfiitideks.

Väävlishapendi gaasis ei põle küünal; ta võtab taimedelt värvi, — punane roos kaotab oma värvi, kui teda panna klaasi alla SO_2 atmosfäri (72. kujund). Selle juures ei lagune värv lõpulikult: kui roos väävelhapesse kasta, saab ta loomuliku värvi tagasi, sest selle juures lahkub väävlishapend.

72. kujund.



Õie värvi kadumine väävlishapendi atmosfäris.

Süütame väävli kausis põlema ja mahutame klaasi alla, kus on õied ja lehed.

Väävlishapendit tarvitatakse siidi, villa, õlgede jne. valgendamiseks ja ka taimede värviplekkide kaotamiseks. Niisama leiab ta suurt tarvitamist puupappi ja sellest valmistatud paberi valgendamiseks (sulfiittselluloos).

Tilgutame mangaanhapukaaliumi lahusse väävlishapet: violet värv kaob, sest mangaanhapukaalis olev hapnik ühineb väävlishappega.

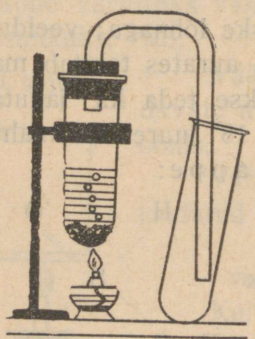
Tehnikas saadakse väävlishapend väävlit sisaldavate metallkivide kuumutamisel ja põletamisel.

Valame katseklaasis vase tükkide peale kanget väävelhapet. Katseklaasis segu soendusel eraldub väävlishapend (73. kujund):

$$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O + SO_2$$

Vask. Väävelhape. Vaskvitriol. Vesi. Väävlishapend.

73. kujund.



Väävlishapendi saamine.

Korjame katseklaasi. Ühe osa juhime läbi vee. Kas toetab gaas põlemist? Missugused omadused on veel?

Kuumutame katseklaasis pulbriks tõugatud püriiti. Lendub väävlishapend. Osa väävlit sublimeerub katseklaasi seintele.

173. Väävelhapend, SO_3. Kui väävlishapendit segada hapniku või õhuga ja juhtida segu läbi toru, milles kuumutatud platineeritud asbest, siis väävlishapend ühineb hapnikuga väävelhapendiks, SO_3:

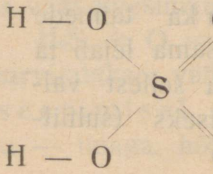
$$SO_2 + O = SO_3 \text{ ehk } S(=O)(=O)$$

Platineeritud asbest etendab siin katalüsaatori osa. Väävelhapend on kristalline, lumetaoline mass.

174. Väävelhape, H_2SO_4. Väävelhapend veega ühinemisel sünnitab väävelhappe:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$

ehk Väävelhape.



H_2SO_4 on värvitu, õlitaoline raske vedelik, mis alla 0° hangub valgeks kristallmassiks. Ta imeb vett õhust: on hügroskoobiline keha, mis otstarbel teda tarvitatakse kuivatamiseks eksikkaatorites. Erik. = 1,84. (99,31%).

Kui tilgutada vett väävelhappesse, siis tekib nii suur soojus, et vesi auruks muutub ja väävelhape laiali pritsib. Sellepärast ei või vett valada väävelhapesse, vaid väävelhapet — vette (Ettevaatust!).

Kui väävelhapet veega ühendada, siis väheneb nende kogumaht:

50 *ccm* vett + 50 *ccm* H_2SO_4 = 96 *ccm* hapet.

Mitmed organilised kehad, nagu suhkur, $C_{12}H_{22}O_{11}$, ja tselluloos, $C_6H_{10}O_5$, seisavad koos süsinikust, vesinikust ja hapnikust, mille juures hapniku ja vesiniku suhe on sarnane kui vees (1 : 2). Kui need ained kokku puutuvad kontsentreeritud väävelhappega, siis jääb ainult järele süsi. Arvatavasti selle juures vesinik ja hapnik ühinevad veeks, mille väävelhape enesesse imab.

Surume peeru väävelhappesse. Peerg süsineb.

Valame suhkru peale väävelhapet. Suhkur muutub söeks, kuna segu läheb nii kuumaks, et ta keema hakkab. (Ettevaatust!).

Niisama laguneb kiiresti väävelhappe mõjul puuvill, mis tselluloosist ehitatud. Väävelhappega peab ettevaatlikult ümber käima, sest et ta naha ja kudede peale häävitavalt mõjub. Väävelhappe mõju kehasse või riietesse vähendab a m o n i a k-v e d e l i k ja teised lehelised.

Suurem hulk metalle lahustuvad väävelhappes. Selle juures tõrjub metall väävelhapest vesiniku või väävlishapendi välja.

Väävelhappe soolasid nimetatakse s u l f a a t i d e k s.

Väävelhapet tarvitatakse tööstuses suurel hulgal. Tema abil saadakse soodat, lämmastikhapet, maarjast, tõrvavärve, kunstlist indigot, alizariini jne.

Praegusel ajal saadakse väävelhapet järgmisel viisil.

Ahjudes põletatakse väävlit või püriiti, FeS_2:

$$4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

Püriit. Hapnik. Raudhapend. Väävlishapend.

Eralduv väävlishapend, SO_2, segatakse õhuga ja juhitakse läbi torude, milles on platineeritud asbest. 400° juures väävlishapend ühineb õhuhapnikuga platineeritud asbesti katalüüdilisel mõjul ja sünnib väävelhapend, mis veega ühinemisel annab väävelhappe.

Seda väävelhappe saamise viisi nimetatakse kontaktviisiks.

Teisel teel saadakse väävelhape nn. tinakammer — protsessis.

Suitsev väävelhape on kontsentreeritud väävelhappe ja väävelhapendi segu.

175. Väävelsüsinik, CS_2, saadakse väävli ja süsiniku ühinemisel kõrges temperatuuris. Väävelsüsinik on läbipaistev vastiku haisuga vedelik. Erik. 1,26. Keeb 46° juures; aur on mürgine ja sütib kergesti põlema:

$$CS_2 + 3O_2 = CO_2 + 2SO_2$$

Tilgutame klaasanumasse 20—30 tilka väävelsüsinikku. Loksutame anumat, et seinad oleksid niisutatud. Kui anumasse suruda hõõguv peerg, siis plahvatab põlema aur sinakal leegil, kuna seintele sadeneb väävel. Broom, jood, väävel, vosvor jt. lahustuvad kergesti väävelsüsinikuks. Lahustab ka õlisid ja rasvu.

Tarvitatakse tehnikas õlide saamisel seemnetest, kontidest jt.

176. Seleen, Se, ja telluur, Te. Väävliga on sarnased kaks haruldast elementi: seleen ja telluur. Seleenil (tumehall metallläikega element) on omadus elektrit juhtida ainult siis, kui tema peale langevad valgusekiired. Valgusekiirte põnevuse tõusuga kasvab elektrijuhtivus. Sellepärast tarvitatakse seleeni kaugemaa fotograafias.

XXVI. Süsinik.

Carboneum, C = 12,005.

177. Leidumine. Süsinik on organilise elu alus. Kõik loomade ja taimede organismid sisaldavad süsinikku.

Kuumutame katseklaasis puupuru, taime osasid, lihatükikest, suhkrut, tärklist. Algab lagunemise reaktsioon; järele jääb — süsi.

Taime osade põlemine, mädanemine ja kõdunemine sünnivad ka sel põhjusel, et neis olev süsinik hapnikuga ühineb. Süsinikku leidub suurel hulgal ka mitteorganilises looduses niihästi sidumata kui ka seotud olekus. Mineralid: marmor, lubjapagu, paas, kriit, dolomiit jt. on süsiniku ühendused. Atmosfäri õhus esineb süsinik süsihapugaasis, CO_2, mida mahu järele on õhus kunni 0,0003%.

Vaatamata selle peale, et süsinik esineb looduses igalpool, sünnitab ta meile kättesaadavas materias ainult 0,21%.

Peab tegema vahet süsiniku ja söe vahel: süsinik on element, kuna süsi on lihtaine, mis mitmesugusel kujul esineb. Puusüsi, kivisüsi jt. on lihtained, milles leidub süsinikku elemendina vähemal või suuremal hulgal.

178. Saamine. Puhast süsinikku saadakse kuivajamisel neist kehadest, milles leidub süsinikku kõige rohkem. Keemiliselt peaaegu puhta süsiniku võib saada suhkru ajamisel. Enne ajamist puhastatakse suhkur ümberkristalliseerimisega kõrvalistest ainetest.

Mahutame korgitud katseklaasi tükikese suhkrut. Läbi korgi on juhitud katseklaasi klaastoru. Kui katseklaasi kuumutada, siis algab suhkru lagumine: osa aineid lahkub gaasidena ja vedelikkudena, kuna süsinik järele jääb.

Looduses esineb puhas süsinik kahel allotroobilisel kujul: teemandina ja grafiidina. Peale nende on olemas veel muud süsiniku allatroobilised teisendid, mis üldse nimetatakse amorfsüsinikkudeks.

179. Teemant. Teemanti leitakse Indias, Brasilias, Lõuna-Aafrikas, Borneos j. m.

Ta on kristallehitusega mineral. Harilikult värvitu, kuid leidub ka kollakaid, sinakaid j. m. värvilisi teemante.

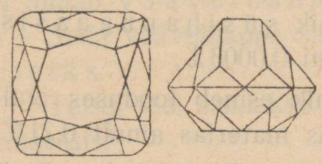
Teemant on kõva mineral. Kõvadus = 10.[1])

Teemant murrab tugevasti valgusekiiri. Valgusekiirte murdmine sünnitab iseäranis ilusa värvimängu lihvitud

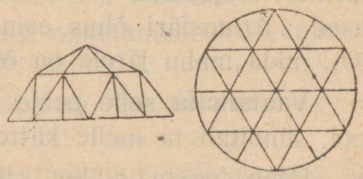
1) Kõvaduse suhtes moodustavad järgmised mineralid *Mohs*'i kõvadusskaala: 1. talk, 2. kivisool (vips), 3. lubjapagu, 4. sulandajapagu, 5. apatiit (klaas), 6. põllupagu, 7. kvarts, 8. topaas, 9. korund, 10. teemant.

teemandis. Briljandi lihvimisel antakse teemandile mitmesugune välimine kuju (74. ja 75. kujundid), et kiirte murdmine sünniks igakülgselt.

74. kujund.



75. kujund.



Lihvitud teemandid:

Briljant: ülevalt ja küljelt. Rosett: küljelt ja ülevalt.

Kõige suurem seni leitud teemant, *Cullinan*, kaalus lihvimatult 621 *g*; *Kohinoor* kaalub lihvitult 22 *g*[1]).

Teemandi kildusid tarvitatakse klaasi lõikamiseks, teemantide lihvimiseks ja kõvade mäetõugude puuride otsade valmistamiseks.

Katsetega tõestas juba *Lavoisier*, et teemant on puhas süsinik. Ta süütas kumerklaasi fookuses teemandi, mis kinnises klaastorus hapniku atmosfäris põles süsihapugaasiks, CO_2.

Moissan'il õnnestas valmistada süsinikust teemantisid kunstlisel teel (1887). Suhkrust kuivajamisel saadud süsiniku ta lahustas elektriahjus sulandatud rauas (76. kujund). Kui *Moissan* raua jahutas äkitselt, siis moondus osa süsinikku jahutamisest tingitud kõrgest rõhumisest teemandiks.

Sel teel saadud teemandid on õige väikesed (0,5 *mm*) kuid katse tõestab siiski, et teemant on süsinik. Et teemante kätte saada, peab raua lahustama soolhappes.

Kui teemanti kuumutada õhuta ruumis üle 2500°, siis moondub ta grafiidiks.

180. Grafiit. Grafiiti leitakse Siberis, Kanaadas, Californias, Kumberlandis j. m. Ta on pehme mineral (kõvadus 0,5—1) ja jätab kriipsutades mustjashalli joone. Grafiit põleb hapniku atmosfäris süsihapugaasiks.

---

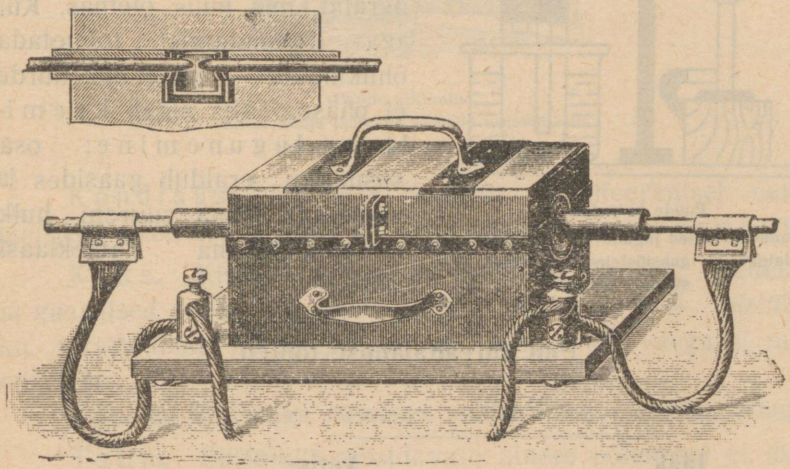
[1]) Harilikult loetakse kalliskivide ja kulla kaalüksuseks karati (= 0,205 *g*).

Ta juhib hästi elektrit, kuna teemant ei juhi.

Grafiiti tarvitatakse elektroodideks, masina liikuvate osade määrimiseks (pulbrina) ja pliiatsite valmistamiseks.

Pliiatsite valmistamiseks segatakse grafiidi pulber ühes savi ja veega taignaks, mis pressitakse läbi peenikeste torukeste. Saadud pulgakesed põletatakse ahjus ja mahutatakse kokkuliimitud pulgakeste vahele.

76. kujund.



Elektriahi.

Valmistatakse põletatud lubjatükkidest. Sisemises õõnsuses süsi elektroodide vahele mahutatakse tiigel metalliga, mis vaja sulandada. Elektrivoolu mõjul tõuseb ahjus temperatuur kuni 3500°. Üleval on ahju läbilõige.

Juure segatud savi hulgast ja põletamise kuumusest oleneb pliiatsite mitmeastmeline kõvadus (pliiatsi Nr. Nr.).

Kui sulandatud rauda küllastada süsinikuga ja aeglaselt jahutada, siis eraneb raua osade vahele süsinik grafiidina.

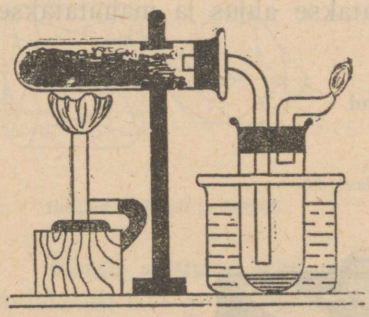
Viimasel ajal saadakse grafiiti kunstliselt koksi ja kvartsi segu kuumutamisel elektriahjus.

Grafiit ja teised süsiniku teisendid ei sulane: kõrges temperatuuris (üle 3600°) muutuvad nad otsekohe auruks.

181. Amorfsüsinik. Süsinik, mis saadakse orgaaniliste ainete lagumise tootena kuivajamisel, esineb mitmesugusel kujul. Neid süsiniku teisendisi nimetatakse amortsüsinikuks.

Puusüsi. Mahutame katseklaasi saepuru, laastusid jne. ja kuumutame. Algab puu keemiline lagunemine, kuivajamine (77. kujund). Puude kuivajamisel saadakse vedelad, gaasilised ja kõvad tooted.

77. kujund.



Puude kuivajamine.
Eranevad tooted jagunevad jahutamisel vedelateks ja gaasilisteks; viimaseid võib süüdata põlema.

Kui puu õhus põleb, siis kõik puude sees olev süsinik ühineb hapnikuga, ja järele jääb ainult tuhk, s. o. need mineralid, mis puus olemas. Kui aga kuumutamist toimetada õhukindlalt — nii, et õhk juurde ei pääse, siis algab keemiline lagunemine: osa süsinikku eraldub gaasides ja vedelikus, kuna suurem hulk amorfsüsinikuna katseklaasi jääb.

Puu kuivaltajamise tooted.

Puu.

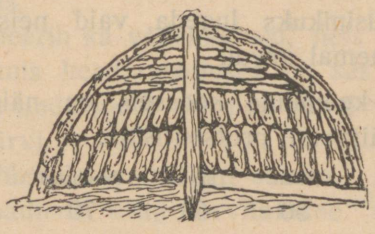
Jääk	Aetis:	
puusüsi.	vedel:	gaasiline:
	puutõrv — *puuäädik* — *puupiiritus*	*puugaas:*
	kerged õlid: bensiin. — rasked õlid: kreosoot.	H_2, CH_4, CO, CO_2

Suuremal hulgal saadakse puusütt miilimisel. Puud, oksad, kännud jne. laotakse kuhja, mis pealt mullaga kinni kaetakse. Kui puud alt põlema süüdata, siis algab kuivajamine, kus juures eralduvad gaasid tõstavad põledes kuumutamise temperatuuri (78. kujund). Vedelad produktid valguvad kuhja põhja, kust nad kõrvale juhitakse.

Puude söetamist toimetatakse viimasel ajal retortides (tulikindlad anumad), et kaotsi ei läheks tehniliselt kallid vedelad ja lenduvad tooted.

Puusütt tarvitatakse sepatööstuses, metallide sulandamisel kõrgahjudes, söefiltride valmistamiseks, toidu keetmisel jne.

78. kujund



Puude miilimine.
Keset kuhja jäätakse gaaside eranemiseks toru, kus ka põlemine sünnib.

K o n d i s ü s i saadakse kontide destilleerimisel nagu puusüsi. Kondisüsi sisaldab palju k a l t s i u m v o s v a a t i.

K o k s. Kivisöö ajamisel saadakse k o k s, vedelad ja gaasilised produktid. Koksi, milles on kuni 91% süsinikku, tarvitatakse kütteks, kõrgahju protsessis, veegaasi saamisel jne.

Koks on kivisöega samases suhtes, nagu puusüsi puuga.

T a h m. Süsinikku sisaldavate ainete põlemisel ei jõua kõik süsinik ühineda hapnikuga. Osa süsinikku eraldub õige peenikese pulbrina, t a h m a n a, külmade asjade peale.

Tahma saadakse suuremal hulgal õlide põletamisel. Tarvitatakse trükimusta, tuši ja värvide valmistamiseks. Tahmavärv on väga püsiv, sest et süsinik ei lahustu vedelikkudes ega muutu õhus.

Tahm imeb energiliselt hapnikku, sellepärast sütib ta kergesti põlema.

Paneme uuriklaasidele kaks väikest vosvori terakest ja riputame ühe peale tahma pulbrit. Viimane sütib kiiremini põlema.

R e t o r s ü s i. Kivisüte ajamisel korjub retortide seintele must aine, r e t o r s ü s i, mis väga sarnane on grafiidiga.

Retorsüsi juhib hästi elektrit; seks otstarbeks teda tarvitatakse elektroodidena ja kaarlampide sütena.

Retortsöes on väga vähe tuhka.

182. Mineralsüsi. Mineralsüte hulka arvatakse turvas, pruunsüsi, ja antratsiit.

Need söed on sündinud aeglasel ajamisel organilistest kehadest, taimedest. Koosseisu poolest ei või neid mitte puhtaks süsinikuks lugeda, vaid neis esineb süsinik suuremal või vähemal arvul.

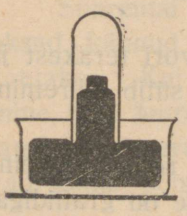
Mineralsöe keemiline koosseis on näidatud järgmises tabelis (arvud näitavad protsentisid):

	Puu.	Turvas.	Pruunsüsi.	Kivisüsi.	Antratsiit.
Süsinik	50	60	70	82	94
Vesinik	6	6	5	5	3
Hapnik	43	32	24	12	3
Lämmastik	1	2	1	1	jäljed
Soojasoetus, s. kalorid	2700	3500	6000	8000	8400

Antratsiit on kõige vanem mineralsüsi ja seisab süsinikule õige lähedal. Nooremad mineralsöed (turvas, pruunsüsi) sisaldavad palju muid organilisi aineid. Kui mineralsüsa ajamisel kuumutada, siis läheb lagumise protsess lõpuni; järele jääb koks.

Süte omadused. Puusüsi ja kondisüsi on väga urbsed kehad. Selletõttu võivad nad suure hulga gaasisid enesesse imeda ja kinni hoida. Seda omadust nimetatakse adsorbtsioniks.

79. kujund.



Adsorbtsioon.
Puusüsi imab ammoniaki.

Täidame katseklaasi, mis avausega seatud elavhõbedasse, ammoniakiga, NH_3. Kui klaasi suruda tükikese värskelt põletatud puusütt, siis süsi imab enesesse ammoniaki, ja elavhõbe tõuseb katseklaasis kõrgemale (78. kujund).

1 *ccm* (= 1,57 *g*) sütt adsorbeerib 15° juures 178 *ccm* ammoniakki, 166 *ccm* kloorvesinikku, HCl; 165 *ccm* väävlishappendit, SO_2; 97 *ccm* süsihapugaasi, CO_2 jne. Temperatuuri langemisega suureneb süte adsorbeerimise võime.

Adsorbeerimine sünnib nii energiliselt, et selle juures ka soojus sünnib. Mitme puu peenikene söepulber hakkab iseenesest põlema.

Iseäranis suur on pukspuu *(Buxus sempervirens)* adsorbeerimise omadus.

Süsi adsorbeerib ka vedelikkusid, neis olevaid gaase ja värvisid. Iseäranis head omadused on ses suhtes kondisöel. Keedame tindi, joodi või muu värvi vesilahust sütega. Lahus kaotab värvi.

Keedame lõhnalist vedelikku sütega. Lõhn kaob. Adsorbeerimise omaduste tõttu tarvitatakse sütt vedelikkude filtreerimisel ja puhastamisel.

Seistes õhus kaovad söe adsorbeerimise omadused (miks?).

Nende omaduste uuendamiseks tuleb sütt kuumutada natukene alla 300°.

184. Süsiniku omadused. Süsinik ei lahustu üheski vedelikus, ainult sulandatud raud lahustab eneses vähesel mõõdul süsinikku 3500° juures.

Madalas temperatuuris ei avalda süsinik aktiivsust, on täiesti erapooletu keha. Ainult kõrges kuumuses süsinik ühineb hapnikuga süsihapugaasiks.

Süsinik esineb ühenduses mitmesuguse valentsiga: ta võib olla nelja-, kahe-, isegi kolme-valentne (mõnedes orgaanilistes ühendustes).

Niisama muutlik on süsiniku erikaal: teemandi erik. = 3,5, grafiidi = 2,1—2,3 ja muude süsiniku teisendite erikaal on 1,6 kuni 2,0.

XXVII. Süsiniku ühendused.

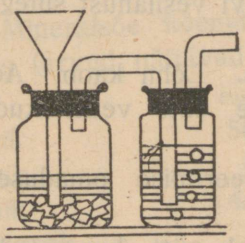
185. Süsinikkahelishapend, CO_2. Süsiniku ühendusi on väga palju. Suurem hulk neist moodustavad organilise looduse. Et süsiniku ühendused organilises looduses teistest keemilistest ühendustest mitmeti lahkuvad, siis vaadeldakse neid harilikult iseäraldi organiliste ainete keemias.

Lihtsam süsiniku ühendus on süsinikkahelishapend, mis harilikult nimetatakse süsihapugaasiks.

Süsihapugaasi leidub atmosfäri õhus, kuhu ta satub organiliste ainete lagumise produktina: loomade ja taimede hingamisel, põlemisel, mädanemisel.

Atmosfäris on süsihapugaasi 0,6 kunni 0,7 g ühes kuubikmeetris (1 m^3).

80. kujund.



Süsihapugaasi saamine.

Marmori või lubjatükkide peale valame lahjendatud soolhapet. Eralduvat gaasi võib puhastada vees.

Mitmes kohas tuleb süsihapugaasi välja maa seest (Jaava saarel — „Surma org" Neapoli lähedal — „Korea koobas" jt.); niisama on teda mineralvetes (selters, narsaan).

Ühendustes on süsihapugaasi lubjapagus, kaltsium- ja magneesiumkarbonaatides (kriidis, marmoris).

186. Saamine. Süsihapugaasi võib saada süsiniku põlemisel hapnikus:

$$C + O_2 = CO_2$$

Süsinik. Hapnik. Süsihapugaas.

Kui marmori või paasi kuumutada, siis süsihapugaas lahkub neist:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2$$

Paas. Põletatud lubi. Süsihapugaas.

Tehnikas saadaksegi harilikult süsihapugaas marmori ja paekivi kuumutamisel. Laboratooriumis saadakse süsihapugaas marmorist või kriidist soolhappe mõjul:

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

Marmor. Soolhape. Kloorkaltsium. Süsihapugaas. Vesi.

Kallame lahjendatud soolhapet marmori tükikeste peale, juhime eralduva gaasi avausega ülespoole seatud anumasse (80. kujund). Põleva peeruga katsudes veendume, et see kustub anumas.

Süsihapugaasi saame ka s ö ö g i s o o d a (*Natrium bicarbonicum*) kuumutamisel 100—200°:

$$2NaHCO = Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$$

Kahelissüsihapu naatrium (söögisooda). Sooda. Vesi. Süsihapugaas.

187. Füüsikalised omadused. Süsinikkahelishapend on raske, värvitu ja lõhnatu gaas. Tihedus = 1,529. Üks liiter gaasi kaalub harilikul rõhumisel (760 *mm*) ja temperatuuris (15°) 1,977 *g*

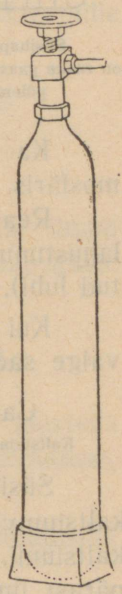
Süsihapugaasi lahustuvus muutub rõhumise suhtes niisama, nagu see ka teiste gaaside juures sünnib.

1 *atm.* rõhumisel lahustub vees süsihapu gaasi maht mahus.

2 *atm.* rõhumisel lahustub juba kaks mahtu, 3 *atm.* rõhumisel kolm jne. Kui rõhumine väheneb, siis haihtub gaas lahusest. Seda näeme, kui seltersi pudel avada: süsihapugaas lahkub vedelikust mullidena.

Süsihapugaasi võib kergesti veeldada. 35 *atm.* rõhumisel muutub ta 0° juures vedelaks. Vedel süsihapugaas läheb müügile teras anumates (81. kujund).

81. kujund.



Anum vedelate gaaside hoidmiseks.

Vedel süsihapugaas tekitab aurates väga madala temperatuuri. Kui anuma kraan avada, siis hakkab aurama süsihapugaas, ja temperatuur langeb nii madalale (—78°), et ülejäänud vedelik h a n g u b lumetaoliseks kehaks, — kõvaks süsihapugaasiks.

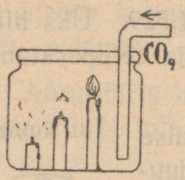
Et süsihapugaas raske on, näitab järgmine katse. Tasakaalu seatud kaalude kausil seisab anum. Juhime anumasse gaasi saamise aparaadist süsihapugaasi: anum läheb raskemaks ja vajub alla.

188. Keemilised omadused. Süsihapugaas ei toeta põlemist ega hingamist, sest et hapnik on süsinikuga tugevasti seotud selles ühenduses.

Juhime anumasse, kus põlevad mitmepikkused küünlad, süsihapugaasi (82. kujund). Küünlad kustuvad madalamast alates (miks?).

Ainult mõned aktiivsed metallid põlevad süsihapugaasis.

82. kujund.



Süsihapugaas on raske gaas ja ei toeta põlemist.

Surume kitsasse anumasse süsihapugaasi atmosfäri põleva magnesiumi lindi. Põlemine kestab edasi ja anuma põhja ja seintele ilmuvad mustad tükikesed. Valge lahustame lahjendatud magnesiumhapendi soolhappes, et musti süsiniku osakesi paremini vaadelda.

$$2Mg + CO_2 = 2MgO + C$$

Magnesium. Süsihapugaas. Magnesiumhapend. Süsinik.

Ka vanaadium ja naatrium põlevad süsihapugaasi atmosfäris.

Reaktiiviks süsihapugaasile on lubjavesi[1]), milles on lahustunud kaltsiumvesihapend, $Ca(CO)_2$ (kustutatud lubi).

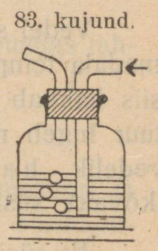
Kui läbi lubjavee juhtida süsihapugaasi, siis ilmub vette valge sade (83. kujund).

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$$

Kaltsiumvesihapend. Süsihapugaas. Süsihapukaltsium. Vesi.

Süsihapugaas ühineb vees lahustunud kaltsiumvesihapendiga ja sünnitab süsihapukaltsiumi, mis vees ei lahustu. Sellepärast ilmub ka valge sade.

83. kujund.



Süsihapugaas. Lubjavees ilmub valge saade — kriit

Süsihapugaas ei toeta ka hingamist. Kui õhus üle 5% süsihapugaasi on, siis mürgituse tundemärgid ilmuvad inimeste ja loomade juures. Ööpäeva jooksul hingab täiskasvanud inimene välja kuni 500 l CO_2.

189. Süsihape. Vesi, milles lahustatud süsihapugaas, on terava, hapuka maiguga (limonad, selters, õlu). Kui läbi sinise lakmuse lahuse juhtida süsihapugaasi, siis värvub lakmus nõrgalt punaseks. Sellest on näha, et süsihapugaas vees lahustudes nõrga happe sünnitab, mis süsihappeks nimetatakse. Süsihappe valem on H_2CO_3 ($H_2O + CO_2 = H_2CO_3$). Iseseisvalt, puhtalt on süsihape tundmatu.

1) Segame veega kustutatud lupja ja loksutame hästi läbi. Selgunud vee filtreerime pudelisse, mis korgitatult peab hoidma.

Süsihape lagub seistes ja keetmisel kergesti („kolkunud õlu").

Juhime läbi lubjavee süsihapugaasi (83. kujund). Ilmub süsihapukaltsiumi valge sade, $CaCO_3$. Kui aga süsihapugaasi ikka rohkem läbi lubjavee lasta, siis sade kaob jälle: vees lahustunud süsihapugaas sünnitab s ü s i h a p p e, H_2CO_3, mille mõjul lagub $CaCO_3$:

$$\text{I. } Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$$

$$\text{II. } CaCO_3 + H_2CO_3 = CaH_2(CO_3)_2$$

Kaksiksüsihapukaltsium.

Kui pärast seda saadud lahust kuumutada, siis ilmub uuesti süsihapukaltsiumi, $CaCO_3$, valge sade ja süsihapugaas, CO_2, lendub:

$$\text{III. } CaH_2(CO_3)_2 = CaCO_3 + H_2O + CO_2$$

190. Karbonaadid. Süsihape sünnitab ühinedes alustega k a r b o n a a t i s i d, s. o. soolasid, mis saadud süsihapest, H_2CO_3.

Kaltsiumvesihapend sünnitab ühinemisel süsihappega kaltsiumkarbonaadi ehk süsihapukaltsiumi:

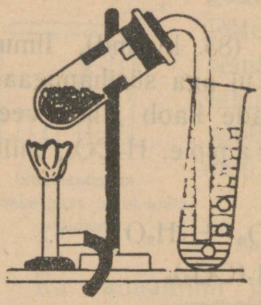
$$\underset{\text{Kaltsiumvesihapend.}}{Ca(OH)_2} + \underset{\text{Süsihape.}}{H_2CO_3} = \underset{\text{Kaltsiumkarbonaat.}}{CaCO_3} + \underset{\text{Vesi.}}{2H_2O}$$

Teised süsihappe soolad on sooda, Na_2CO_3; potas, K_2CO_3.

191. Küsimused ja ülesanded. Kui palju saab süsihapugaasi 0,01 *g* teemandi põlemisel? — Et süsihapugaas õhust raskem on, siis võib teda valada ühest anumast teise. Kuidas toimetada seda? — Kuidas võib näha, et anum on täidetud süsihapugaasiga? — Valage kitsamast klaasist küünla tule peale süsihapugaasi. Mis sünnib? — Kuidas võib näidata, et inimene hingab välja süsihapugaasi? — Missugune on hapniku ja süsiniku protsendiline suhe süsihapugaasis? — ($CO_2 : O_2 = 100 : x$) — „Koera koopas" läkatuvad koerad ja teised vähemad loomad, kuna inimene midagi halba ei tunne. Millest tuleb see? — Tilgutage soolhapet lubjavette, kus süsihapugaasi mõjul on ilmunud valge sade. Miks läheb lubjavesi uuesti valgeks?

192. Reduktsioon. Segame 2—3 *g* vaskhapendi pulbrit, CuO, kümmendiku osa söepulbriga ja segu soendame katseklaasis. Eralduvad gaasid juhime läbi lubjavee (84. kujund). Süsi ühineb katseklaasis vaskhapendi hapnikuga, sünnitab

84. kujund.



Redutseerimine.
Süsi taandab vaskhapendi vaseks. Lubjavesi läheb valgeks.

süsihapugaasi ja metall — vask jääb katseklaasi:

$$2CuO + C = 2Cu + CO_2$$

Vaskhapend. Süsinik. Vask. Süsihapugaas.

Võtame natuke vaskhapendit klaastorusse, mille läbi vesinik juhitakse (85. kujund). Kui toru vaskhapendi kohalt kuumutada, siis hakkab toru otsast veeaur välja tulema, kuna vaskhapend moondub metallilise vaseks, sest et vaskhapend seisab koos vasest + hapnik. Vesinik ühineb hapnikuga, kuna järele jääb vask.

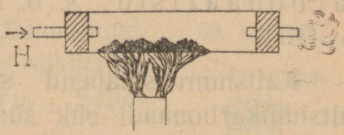
Neis katsetes on sündinud reduktsioon ehk taandamine. Taandamisel sünnivad kaks reaktsiooni: lagumise ja ühinemise reaktsioonid.

193. Süsinikhapend, CO, sünnib süsiniku põlemisel vähese õhu (hapniku) juurdepeasemisel: süsiniku hapendumine ei ole lõpulik, ja süsinikkahelishapendi, CO_2, asemele sünnib süsinikhapend, CO.

Süsinikhapend sünnib ka siis, kui üle hõõguvate süte juhtida süsihapugaasi:

$$CO_2 + C = 2CO$$

85. kujund.



Toru H on ühendatud vesiniku saamise aparaadiga. Vaskoksüüdi kohalt tuleb klaastoru kuumutada. Teisest toru otsast lahkub veeaur. Toru jahutamisel tuleb vesinikku alatasa läbi lasta, vastasel korral ühineb kuum vask uuesti hapnikuga (millest on seda näha?).

Sel teel sünnib süsinikhapend ahjus hõõguvate süte põlemisel. Alumiste süte põlemisel sünnib süsihapugaas, mis läbi ülemiste hõõguvate süte tungides süsinikhapendiks taandub. Sütest välja peasedes ühineb süsinikhapend õhuhapnikuga ja põleb sinaka leegiga uuesti süsihapugaasiks (hõõguvate süte peal on märgata sinakas tuli).

Laboratoriumis saadakse süsinikhapend oblikahappe, $C_2H_2O_4$, ja viie-kuue kordse mahu kontsentreeritud väävelhappe, H_2SO_4, segu soendamisel:

$$C_2H_2O_4 = CO_2 + CO + H_2O$$

Selle juures sünnib süsihapugaas ja süsinikhapend. Nende gaaside lahutamiseks juhime eralduva gaasi läbi söötnaatroni lahuse, mis ainult süsihapugaasi kinni peab.

Võtame 10 *g* kristalloblikhapet ja valame selle peale kolbis 50—60 *g* kontsentreeritud väävelhapet. Soendamisel eralduva gaasi juhime läbi söötnaatroni lahuse ja korjame veega täidetud anumasse.

Süütame korjatud gaasi põlema.

Sipelghappe ja tema soolade lahused väävelhappes eraldavad soendamisel niisama süsinikhapendi:

$$H_2CO_2 = CO + H_2O$$

Sipelghape. Süsinikhapend. Vesi.

Neis reaktsioonides seisab väävelhappe mõju ainult selles, et veemolekuli enesesse imeda, mille tõttu süsinikhapend vabaks saab.

Süsinikhapend on värvitu, lõhnatu ja maigutu gaas. Lahustub vees vähe. Õhus põleb ta sinaka leegiga süsihapugaasiks:

$$2CO + O_2 = 2CO_2 + 136\ Kal$$

2 mahtu. 1 maht. 2 mahtu.

Kõrges temperatuuris on süsinikhapendil suur tung ühinemiseks hapnikuga. Ta võtab ka hapniku teistest ühendustest ära (reduktsioon, taandamine).

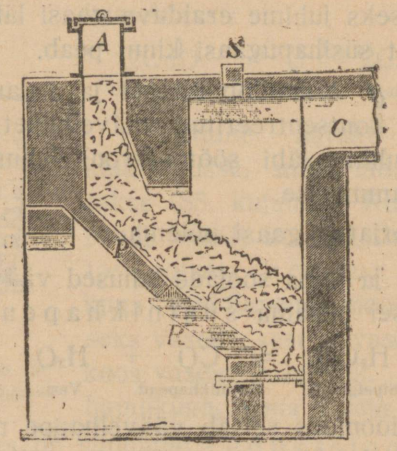
Süsinikhapend on väga mürgine. Sissehingamisel ühineb ta veres oleva hämoglobiiniga, mille tõttu viimane ei saa imada enam hapnikku kopsudes. Süsinikhapendi mõjul valutab pea, inimene kaotab mõistuse ja sureb.

194. Õhugaas. Süsinikhapend sünnitab põlemisel soojust. Sellepärast leiab ta tarvidust küttena õhugaasi ehk generaatorgaasi näol.

Gaasisünnitajates ehk generaatorites põletatakse koksi restide peal (86. kujund). Koksi põlemisel sünnib alumistes osades süsihapugaas, mis läbi hõõguva koksi korra tungides süsinikhapendiks taandub. Viimasega segub õhu lämmastik; segu juhitakse torudega ahjudesse, kus süsinikhapend põleb süsihapugaasiks, CO_2.

Õhugaasis on 26% CO, 4% CO_2 69% N_2 j. m. gaase.

86. kujund.



Generaator.

A kaudu täidetakse generaator koksiga, mis resti R peal süsihapugaasiks põleb. Ülemistes koksi kihtides taandub CO_2 süsinikhapendiks, mis avausest S tuleva õhuga segub. Toru C juhib õhugaasi ahju, kus ta lõpulikult põleb.

195. Vesigaas. Kui üle hõõguvate, kuumutatud kuni 1000—1200°, süte veeaur juhtida, siis laguneb vesi järgmiselt:

$$C + H_2O = CO + H_2$$

Süsinik.	Veeaur 1 maht.	Süsinikhapend. 1 maht.	Vesinik. 1 maht.

Saadakse gaaside segu, v e s i g a a s, mis põleb kõrget kuumust sünnitades.

Vesigaasi tarvitatakse kütteks ja valgustuseks.

Õhugaasi ja vesigaasi segu nimetatakse j õ u g a a s i k s.

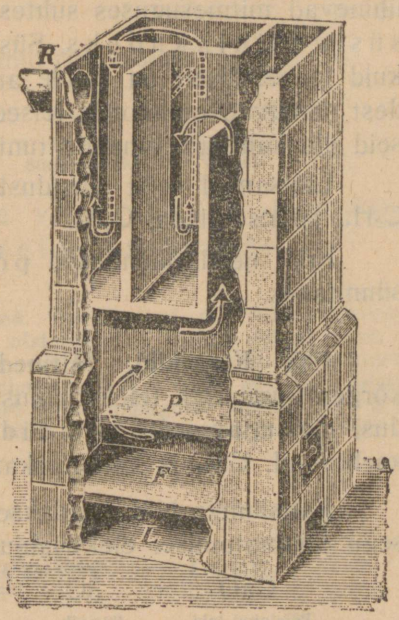
Generaatorgaas annab 950 *Kal*, jõugaas 1320 *Kal* ja vesigaas 3020 *Kal* (1 kuubikmeeter gaasi).

196. Kütmine. Süsinik sünnitab põlemisel, s. o. ühinemisel hapnikuga suure hulga soojust. Nimelt annab 1 *kg* sütt kuni 8140 *Kal*. Sellepärast tarvitatakse süsinikku sisaldavaid kehasid kütteks.

Kõva küte: puud, turvas jne. põletatakse ahjudes (87. kujund), kus tuli ja soojad gaasid ahjukivid kuumaks teevad. Viimased soendavad toa õhku.

Kütmisel ei tohi ahju liig vara kinni panna: küttega sünnib siis ainult kuivaltajamine, mis mitte ei anna, vaid tarvitab soojust. Niisama ei või ka lasta kütet täiesti ära põõleda, — ahi jahtub siis kiiresti. Et ahjus peale sulgumist süsinikhapend sünnib (miks?), siis peab selle eest hoolitsema, et süsinikhapend ei pääseks eluruumidesse (ahjuukse peavad õhukindlad olema).

87. kujund.



Ahi.
F — tulepesa. P — nooled näitavad soojade gaaside käiku. R — korsten. L — ahjualune.

197. Süsinik ja lämmastik. Organilised ained sisaldavad peale süsiniku veel lämmastikku. Sellepärast saadakse organiliste kehade kuivaltajamisel peale süsiniku ka süsiniku ühendust lämmastikuga aatomite rühma CN kujul, mis ***tsüaaniks*** nimetatakse. Iseseisvalt ei ole tsüaani saadud, vaid ta esineb ainult tsüaani ühendustes.

Tsüaangaas, $(CN)_2$, on värvitu mürgine gaas. Sünnib vähesel hulgal kõrgahjus.

Tsüaanisvesinik ehk sinihape, HCN, on niisama värvitu mürgine gaas, mis „Berliini sinisest“, $Fe_7(CN)_8$, hapete mõjul vabaneb. Jahutamisel muutub ta vedelikuks. Sinihappel on kibedate mandlite lõhn ja maik, sest ka mandlid sisaldavad õige vähe sinihapet.

Sinihape mõjub juba õige vähesel hulgal surmavalt.

Sinihappe soolasid nimetatakse tsüaniididekś. Neist on tähtsamad kaaliumtsüaniid ehk tsüaankaalium, KCN, mis galvanoplastikas ja kulla saamisel tarvitatakse, ja naatriumtsüaniid, tsüaannaatrium, NaCN.

198. Süsiniku ja vesiniku ühendused. Süsinik ja vesinik ühinevad mitmesuguses suhtes. Nende ühendusi nimetatakse süsivesinikkudeks. Süsivesinikkude arv on väga suur, kuid teoreetiliselt on nende arv isegi piiritu. Süsivesinikkudest sünnivad omakorda teised süsiniku ühendused, missuguseid üle kahesaja tuhande tuntud on.

Lihtsamad neist ühendustest on metaan, CH_4, etüleen, C_2H_4, ja atsetüleen, C_2H_2.

Kõik need ühendused põlevad süsihapugaasi ja vett sünnitades.

199. Karbiidid. Mitmed metallid ühinevad süsinikuga kõrges kuumuses (elektriahjus). Süsiniku ja metallide ühendusi nimetatakse karbiidideks: aluminiumkarbiid, Al_4C_3, karborund, CSi, ja kaltsiumkarbiid, CaC_2.

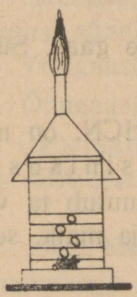
Kaltsiumkarbiid saadakse sütepuru ja põletatud lubja segu kuumutamisel elektriahjus:

$$\underset{\text{Põletatud lubi.}}{CaO} + \underset{\text{Süsinik.}}{3C} = \underset{\text{Kaltsiumkarbiid.}}{CaC_2} + \underset{\text{Süsinikhapend.}}{CO}$$

Kaltsiumkarbiid lagub vee mõjul atsetüleeni sünnitades.

Viskame anumasse tükikese kaltsiumkarbiidi. Reaktsioon sünnib õige rahulikult, kui vee asemele võtta suhkru lahus.

88. kujund.



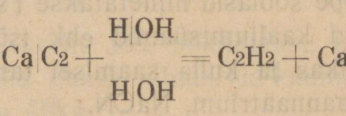
Atsetüleen.
Enne kui gaasi põlema süüdata, tuleb vähe oodata, kuni õhk ühes atsetüleeniga on lendunud. Õhu ja atsetüleeni segu on plahvatav.

Katame anuma lehtriga kinni ja sütitame eralduva gaasi põlema (86. kujund):

$$\text{I.}\quad \underset{\text{Karbiid.}}{CaC_2} + \underset{\text{Vesi.}}{H_2O} = \underset{\text{Kaltsiumhapend: lubi.}}{CaO} + \underset{\text{Atsetüleen.}}{C_2H_2}$$

$$\text{II.}\quad CaO + H_2O = \underset{\text{Kaltsiumvesihapend: kustutatud lubi.}}{Ca(OH)_2}$$

Seda reaktsiooni võib lühidalt järgmiselt kujutada:



Atsetüleen on värvitu, vastiku lõhnaga gaas. Ta põleb heleda valgustava leegiga.

Atsetüleeni põlemine sünnib järgmiselt:

$$2C_2H_2 + 5O_2 = 4CO_2 + 2H_2O$$

2 mahtu.	5 mahtu.	4 mahtu.	2 mahtu.
Atsetüleen.	Hapnik.	Süsihapugaas.	Veeaur.

Atsetüleeni tarvitatakse valgustuseks ja ühes hapnikuga metallide autogeensel kokkusulatamisel.

200. Küsimised ja ülesanded. Posti otsad, mis maa sisse kaevatakse, söetatakse enne seda. Mis otstarbel? — Kuidas sünnib tahm? — Mis vahe on põlemise ja süsinemise vahel? — Kuidas võib järele katsuda, et atmosfäri õhus on olemas süsihapugaasi? — Miks on õllel, seltersil, limonadil terav maik? — Kui mitu *l* süsihapugaasi sünnib 1000 *g* puu põlemisel, milles 49% O, 6% H, 45% O? — Kui mitu *g* CO_2 saab 1 *kg* marmorist? — Mitu *l* see on?

XXVIII. Põlemine. — Leek.

201. Põlemine. Põlemine on kiirelt edenev keemiline reaktsioon, milles eraldub soojus ja sünnib valgus.

Selleks, et algaks keemiline reaktsioon, on vaja kehasid soendada teatud temperatuurini. Seda temperatuuri, mille juures algab põlemine, nimetatakse sütitustemperatuuriks. On aga põlemine kord alganud, siis edeneb ta iseenesest edasi, sest et põlemisel sündiv soojus hoiab põleva keha osad sütitustemperatuuri kõrgusel. Kui temperatuur madalamale langeb, siis jääb põlemise reaktsioon seisma.

Kui küünla peale puhuda, siis kustub ta, sest et külma õhu mõjul temperatuur langeb.

Sütitustemperatuur on igal kehal isesugune: vosvor hakkab põlema 60°, vesinik 500°, vosvorvesinik — harilikus temperatuuris.

Mõnede kehade sütitustemperatuur.

Turvas	225°	Vesinik	500°
Puu	300°	Koks	700°
Kivisüsi	325°	Metaan	800°

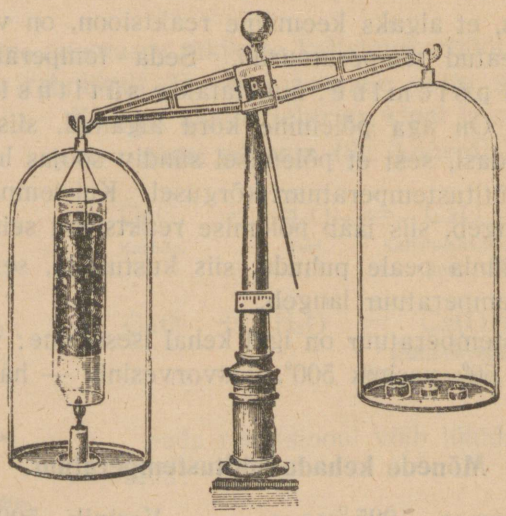
Järgmiste kehade ühinemisel sünnib põlemine:

Ühinevad ained.	Põlemisel saadud kehad.	
Vesinik ja hapnik	Vesi:	$H_2 + O — H_2O$
Väävel „ „	Väävlisgaas:	$S + O_2 — SO_2$
Süsinik „ „	Süsihapugaas:	$C + O_2 — CO_2$
Vosvor „ „	Vosvorhapend:	$2P + 5O — P_2O_5$
Väävel „ raud	Väävlisraud:	$Fe + S — FeS$
Antimon ja kloor	Kloorisantimon:	$Sb + 5Cl — SbCl_5$

Põlemise kohta öeldakse, et üks keha põleb ja teine t o e t a b põlemist. See ei ole aga mitte õige: põlemisel sünnib vastastikune reaktsioon põlevate kehade vahel. Nii võib öelda, et hapnik põleb vesinikus, kui ka — vesinik põleb hapnikus.

Põlevad ained ei kao mitte, vaid sünnitavad uue keha, uute omadustega. Tasakaalu seatud kaalude kausil põleb küünal, mille kohal ripub klaassilinder kloorkaltsiumiga ja naatronlubjaga (89. kujund). Põledes kaob küünal, kuid kauss küün-

89. kujund.



Põlemine.

Kauss küünlaga raskeneb, sest et põlemisel saadud toodetes on ka õhu hapnik.

laga läheb raskemaks: põlemisel ühineb õhu hapnik küünla põlevate ainetega, ja ühinemise tooted — vesi ja süsihapugaas — peetakse klaassilindris kinni.

202. Sooja hulk. Põlemisel sünnib soojus.

Soojust mõõdetakse kaloritega, soojusüksustega. Väikene kalor *(kal)* on soojuse hulk, mis läheb tarvis ühe grammi *(1 ccm)* vee soendamiseks 0° kuni 1° (nullpunkti kalor). Suureks kaloriks *(Kal)* nimetatakse seda soojuse hulka, mis läheb vaja 1 kilogrammi *(1 cdm)* vee soendamiseks 1° võrra.

1 *kg* annab *Kal:*

raud	1070	räni	8000
tsink	1300	**süsinik**	8100
naatrium	2200	**vesinik**	34000
aluminium	7000		

Keemilistes reaktsioonides märgitakse vahel kalorite arv juurde, mis reaktsioonis eraldub või neelub.

Keemilisi nähtusi saadab ikka soojuse muutus, mis võib olla positiivne (soojaandja reaktsioon) kui ka negatiivne (soojavõtja reaktsioon). Vabanev ehk tarvitatav soojuse hulk keemilises reaktsioonis suhetatakse gramm-molekulile (mitte kaalüksusele *g* või *kg*), ja kalorite arv märgitakse + või — keemilise ekvatsiooni kõrvale, näit.:

$$\underset{12g}{C} + \underset{32g}{O_2} = \underset{44g}{CO_2} + 100000\ kal$$

Süsinik. Hapnik. Süsihapugaas. Saadakse soojust.

S. o.: 44 *g* süsihapugaasi saamisel saadakse 100000 *kal.* soojust.

Kui 1 *g* vesinikku põleb veeauruks, siis saadakse 28800 *kal.*

$$H_2 + O = H_2O + 58180\ kal$$

See tähendab: 2,016 *g* vesinikku põleb veeauruks, mille juures sünnib 58180 *kal* soojust.

Kui keemilises reaktsioonis tarvitatakse soojust, siis märgitakse vastav kalorite arv miinusiga.

Süsinik põleb süsinikhapendiks järgmise ekvatsiooni järele:

$$C + O = CO + 29300\ kal$$

Tähtsamate kütete soojasoetus on järgmine: (1 *kg* kütet annab põledes s. kalorisi):

puu	4500 *Kal*	kivisüsi	7—8000 *Kal*
turvas	4—6000 „	antratsiit	8—9000 „
pruunsüsi	7—7000 „		

203. Leek. Kui mitmesuguste ainete põlemist vaadelda (raua, väävli, magnesiumi, küünla), siis näeme, et ühed kehad põlevad l e e g i g a (küünal), teised — l e e g i t a (raud).

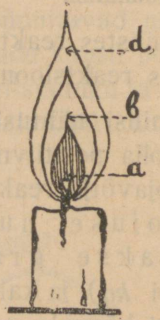
Vaatleme küünla leegi sündimist ja ehitust.

90. kujund.



Küünla leek.
Tahti ümbritseb stearriini, vaha või paraffiini gaas.

91. kujund.



Küünla leek.
a—küünla tahti ümbritsevad gaasid.
b—taandav zoon.
d—hapendav zoon

Süütame küünla tikuga põlema: põlev tikk sulandab stearriini või vaha vedelaks, mis tahti mööda üles imbub, gaasiks muutub ja põlema hakkab.

Juhime küünlaleeki tahi lähedale kõvera klaastoru (90. kujund). Toru teisest otsast jookseb välja gaas, mida p õ l e m a võib süüdata. Jahutamisel muutub gaas uuesti stearriiniks, vahaks jne.

Kui küünlaleeki lähemalt vaadelda, siis näeme selles mitu zooni (91. kujund).

Sisemine leegi osa, mis tahti ümbritseb, on t u m e; selles on, nagu nägime, põlev aine gaasilises oleks.

Seda leegi osa nimetatakse g a a s i d e s ü n d i m i s e z o o n i k s. Selle osa temperatuur on võrdlemisi madal. Kui sinna ettevaatlikult juhtida tikupea, siis ei hakka ta mitte kohe põlema. Valgustusgaasi leegis võib seda katset väga kergesti toimetada.

Järgmine osa, mis esimest ümbritseb, on punakat värvi ja annab valgust. Kui sellesse osasse juhtida külma traadi, siis kattub see musta t a h m a g a.

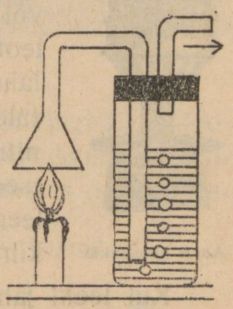
Seda leegi osa nimetatakse v a l g u s t a v a k s z o o n i k s. Selles osas sünnib steariini süsivesinikkude lagumine s ü s i n i k u k s ja v e s i n i k u k s, milledel kalduvus on ühineda hapnikuga leegi kõrge kuumuse tõttu. Algab s ü s i n i k u p õ l e m i n e, h õ õ g u m i n e, mille tõttu l e e k v a l g u s t a n n a b.

Et selles zoonis põlevad ained suure jõuga püüavad hapnikuga ühineda, siis võtavad nad hapniku tema ühendustest ära. Sellepärast nimetatakse seda leegi osa ka t a a n d a v a k s, r e d u t s e e r i v a k s leegiks.

Leegi kõige välisemas osas sünnib süsiniku ja vesiniku lõpulik põlemine s ü s i h a p u g a a s i k s ja v e e k s.

Seame lehtri üle põleva küünla ja imeme lenduvad gaasid läbi lubjavee (92. kujund). Lehtri k ü l m a d e l e seintele ilmub alguses v e e a u r, kuna lubjavees ilmub valge s ü s i h a p u k a l t s i u m (valge sade).

92. kujund.



Põlemise tooted.

Lehtri külmadele seintele ilmub veeaur; lubjavees ilmub süsihapugaasist valge sade.

Äärmist leegi osa nimetatakse kuumaks, m i t t e v a l g u s t a v a k s z o o n i k s. Et selles osas kuumutavad kehad kergesti hapnikuga ühinevad, hapenduvad, siis nimetatakse seda zooni ka h a p e n d a v a k s, o k s ü d e e r i v a k s l e e g i k s.

Peale nimetatud osade ümbritseb leeki veel veeauru ja süsihapugaasi nägemata mantel, millest põlemise tooted õhku lenduvad.

Nagu küünlaleegi vaatlusest selgub, märkame leeki gaaside põlemisel. Leek sünnib ainult hõõgkuumade gaaside ühinemisel. Leek võib olla valgustav ja mittevalgustav. Leegi valgus oleneb kõvadest kehadest, mis kuumutamisel valgusekiiri heidavad.

Kui valgustavasse leeki juhtida rikkalikult õhku ja hapnikku, siis väheneb valguse jõud, sest et hõõguvad kõvad kehad kiiresti põlevad. Kui õhu juurdepääsemist takistada, siis hakkab tuli suitsema, leegist eraldub tahmana suur hulk põlemata süsinikku.

93. kujund.



Aueri hõõgsukk.

On olemas kehi, mis kuumutamisel iseäranis palju valgusekiiri heidavad. *Auer v. Welsbach* leidis (1885), et haruldaste metallide tooriumi ja tseeriumi hapendid kuumutamisel hõõguma hakkavad ja tugevaid valgusekiiri heidavad.

Nn. „auersukk“ valmistatakse puuvillast või raamist (India nõges, *Böhmeria nivea L.*) ja leotatakse tooriumi ja tseeriumi lämmastikhapu lahuses (93. kujund). Kui võrgu seada gaasitulde, siis põleb puuvill ja laguvad metallide nitraadid. Järele jääb õrn võrk tooriumi ja tseeriumi hapenditest, mis kuumutamisel gaasi leegis hõõgab ja heidab tugevaid valgusekiiri.

Kui leeki jahutada külma õhuga, veega või metallivõrguga, mis juhib hästi soojust ja sellega leegi temperatuuri alandab, siis kustub leek.

Hoiame leegi peal metallvõrgu, siis näeme, et leek jääb võrgu alla (94. kujund). Kui aga võrguga leegi pooleks lõigata, siis võib tuli võrgu peal edasi põleda (95. kujund).

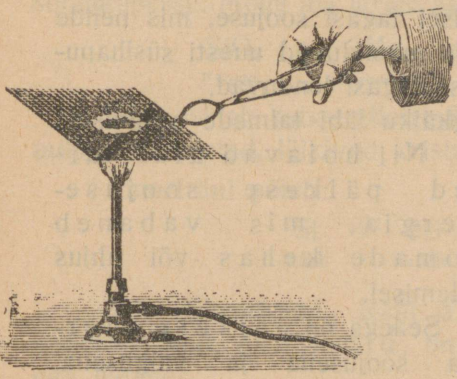
Juhtumisel, kus võrk täiesti kuumaks on läinud ja ta põlevaid gaase ei jahuta, laseb ta leegi enesest läbi.

Davy lamp, mis kivisöe kaevandustes tarvitusel kaevandusgaasi plahvatuse ärahoidmiseks, on ehitatud nimetatud põhimõttel. Plahvatav gaas võib tungida läbi võrgu tule juurde, kus ta ka plahvatub, kuid leek ei pääse väljaspoole võrku (96. kujund).

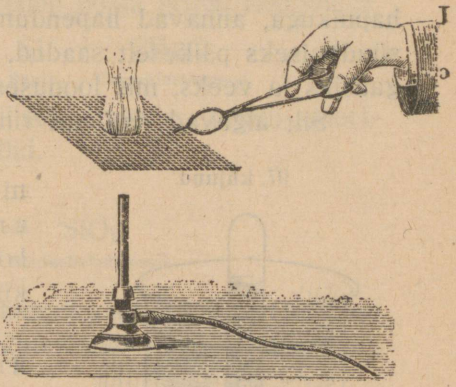
XXIX. Süsiniku ringkäik looduses.

204. Taimed. Süsiniku tähtsus on organilises looduses väga suur ja huvitav. Organismides olev süsinik ja tema ühendused on päritud õhu süsihapugaasist, milleks moonduvad uuesti organismid elu kustumisel

94. kujund.



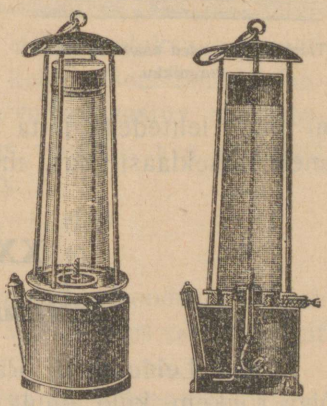
95. kujund.



Metallvõrgu mõju leegi peale.

Iseäranis tähtis on taimede osa süsiniku ringkäigus looduses. Taimed saavad kudede ehituseks tarvismineva süsiniku õhust süsihapugaasina. Taimede rohelistes osades olevad klorofüllil ja protoplasmil on omadus õhust imada süsihapugaasi ja seda päikesekiirte mõjul lahutada süsinikuks ja hapnikuks. Süsinik ja osa hapnikku ühinevad klorofüllis veega, mis taimed maa seest saavad, ja sünnitavad tselluloosi, tärklise, suhkru j. t. süsivesikud.

96. kujund.



Davy lamp.

Ülejäänud osa hapnikku, mis süsihapugaasist saadud, vabaneb ja lendab õhku tagasi.

Nii rikastavad taimed õhku hapnikuga, puhastavad süsihapu-

gaasist ja sünnitavad loomadele tarvisminevaid toiduaineid ja inimestele ka kütet.

Taimedes sündivat reaktsiooni võib järgmiselt ette kujutada:

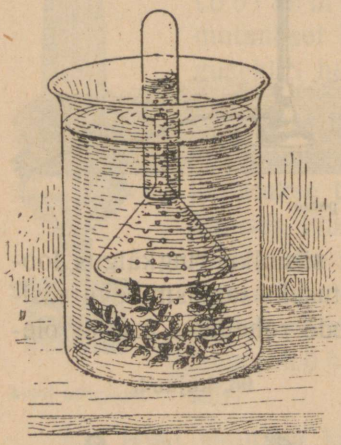
$$6CO_2 + 5H_2O = C_6H_{10}O_5 + 6O_2 - 671000\ kal$$

Süsihapugaas. Vesi. Tärklis. Tselluloos. Hapnik.

Loomade kehas ühinevad taimes sündinud süsivesinikud hapnikuga, annavad hapendumisel tagasi soojuse, mis nende sündimiseks päikeselt saadud, ja moonduvad uuesti süsihapugaasiks ja veeks, mis loodusesse tagasi lenduvad.

Siit algavad nad uut ringkäiku läbi taimede organismi.

97. kujund.



Taimede rohelised osad eraldavad hapnikku.

Nii hoiavad alal taimed päikese soojuseenergia, mis vabaneb loomade kehas või ahjus küdemisel.

Sellega on päikese energia soojusena ja valgusena, mis moondub organismides keemiliseks energiaks, kogu elusa looduse alus.

Et taimed eraldavad hapnikku, näitab järgmine katse. Süsihapugaasiga küllastatud vette mahutamine lehtri alla taimede rohelised osad (97. kujund). Parem on võtta selleks katseks veetaimi (näit. *Elodea canadensis*). Kui anum lehtedega jätta seisma päikesekiirte kätte, siis koguneb katseklaasi gaas, mis katsumisel on hapnik.

XXX. Räni.

Silicium, Si = 28,3.

205. Leidumine. Ränit leidub looduses peale hapniku kõige rohkem, kuid ainult ühendustes: kvartsis, opaalis, ränis j. t. silikaatides, mis leiduvad mäetõugudes.

Hapnikuga ühinedes sünnitab räni kahelishapendi, SiO_2, mis on maapinnas leiduvate mineralide tähtis osa.

206. Saamine ja omadused. Räni saadakse ränikahelishapendist taandamise teel magnesiumi või aluminiumiga.

Segame hoolikalt 1 *g* magnesiumi pulbrit 1,5 *g* kvartsi pulbriga ja soendame katseklaasis ettevaatlikult. Algab maruline reaktsioon (hoitagu silmi!). Valame kõik 100 *ccm*. 20% soolhappesse. Mõne aja järele sadeneb põhja pruun ränipulber.

$$SiO_2 + 2Mg = Si + 2MgO$$

Kvarts. Magnesium. Räni. Magnesiumhapend.

Räni esineb kahes allotroobilises teisendis: pruun amorfpulber ja mustad, läikivad kristallid.

Amorfräni põleb:

$$Si + 2O = SiO_2$$

Räni. Hapnik. Ränikahelishapend.

207. Ühendused. Räni ja hapniku ühendus, SiO_2, ränikahelishapend, r ä n i m u l d, on amorfpulber, ei lahustu vees ega hapetes.

Looduses on ehitatud ränimullast kvarts (mäekristall, ametist, r ä n i k i v i j. t.), kui ka mõnede loomade skelett ja taimede kuded.

Lahustades lehelistes ühineb ränimuld v e s i k l a a s i k s ehk naatrium- või kaaliumsilikaadiks.

$$SiO_2 + 2NaOH = Na_2SiO_3 + H_2O$$

Ränimuld. Söötnatron. Natriumsilikaat. Vesi.

Ränihappeid on tuntud mõned; neist loetakse normaalhappeks H_4SiO_4, värvitu sülditaoline keha. Soendamisel lahkub temast vee molekul ja saadakse mittelahustuv ränihape. H_2SiO_3, valge keha, mis kuumutades viimase vee molekuli kaotab ja ränimullaks, SiO_2, moondub,

$$\text{I. } H_4SiO_4 = H_2SiO_3 + H_2O$$
$$\text{II. } H_2SiO_3 = SiO_2 + H_2O$$

S i l i k a a d i d on ränihapete soolad. Looduses leidub neid väga palju: kõva maakera koor seisab koos peaasjalikult ränikahelishapendist ja silikaatidest.

Nii on graniidis kolm minerali: kvarts, põllupagu ja vilgukivi, mis omakorda kõik on räni ühendused.

Segame potast puhta valge liivaga (peab hõõruma väga peeneks) ja kuumutame plaatina- või portselaantiiglis mõne tunni jooksul. Sünnib klaasitaoline keha:

$$K_2CO_3 + SiO_2 = K_2SiO_3 + CO_2$$

Potas. Ränimuld. Vesiklaas. Süsihapugaas.

Vesiklaas on vedel keha, mis tehnikas tarvitatakse tulekindla riide ja täidetud seepide valmistamisel.

. Savi. Savi on aluminiumsilikaat, mis sündinud põllupaost mäetõugude murenemisel.

Karborundum. Kvarsti, koksi ja keedusooda segu sulaneb elektriahjus ränikarbiidiks, CSi. Kõvaduse tõttu tarvitatakse karborundumi metallide poleerimisel ja teritamisel.

$$SiO_2 + 3C = CSi + 2CO$$

Ränimuld. Süsinik. Ränikarbiid. Süsinikhapend.

208. Süsiniku rühm. Süsiniku rühma sünnitavad: süsinik, räni ja mõned harva leiduvad elemendid, nende hulgas toorium ja tseerium. Nende elementide kõrgem valents on neli.

Nimetatud elementide juures muutuvad omadused astmeliselt aatomkaalu tõusuga. Aatomkaalu suurenemisega läheneb element metallidele.

Toorium ja tseerium on peaaegu täiesti metalli omadustega.

Süsinik on organilise elu alus, kuna räni etendab tähtsat osa mitteorganilises looduses.

XXXI. Boor.

Boron, B = 11,0.

209. Leidumine ja omadused. Boori ei leidu looduses sidumata, vaid boorhappes, H_3BO_3, ja selle soolades.

Boorhapet leidub veeaurus, mis mõnes kohas maa seest välja tuleb (Toskanas fumarolid).

Boor saadakse sulatatud boorhappest magnesiumi abil. Boor on pruun pulber. Kui poorkolmelishapendit aluminiumiga taandada, siis saadakse boori kristallid, mis kõvaduse ja läike poolest teemandi sarnased. Nad ei sulane isegi paukgaasi leegis.

210. Ühendused. Boorhape, H_3BO_3, on valge lehtkristallaine pärlmutri läikega. Saadakse veeaurust Toskanas. Soojas vees ja alkoholis lahustub kergesti. Tarvitatakse desinfitseerimise otstarbel arstiteaduses.

Tähtsam boorhappe sool on b o o r a k s, $Na_2B_4O_7\ 10H_2O$.

Lahustame soendades 20 *g* kristallbooraksid 100 *ccm* vees ja lisame juurde 10 *ccm* kontsentreeritud soolhapet. Jahtudes kristalliseerub boorhape välja.

Lahustame alkoholis (10 *ccm*) kristallikese boorhapet ja süütame lahuse põlema. Leek on roheline.

Boor on kolmeväärine element. Ta kujundab alumiiniumiga j. m. haruldaste elementidega ühise b o o r i r ü h m a.

XXXII. Lahused. — Elektrolüüs.

211. Lahuse iseloom. Lahused lähevad mitmeti lähku niihästi keemilistest ühendustest kui ka mehanilistest segudest. Mitmed kõvad kehad ei ühine otsekohe üksteisega lahustes aga sünnitavad ühendusi.

Kõva keha võib vedelikus olla kaaluvas (suspendeeritud) või lahustatud olekus. Niisama võib ka vedelik olla lahustatud olekus või supendeeritud (emulsioon, piim). Kaaluvad kehad lahkuvad mõne aja seismise järele s u s p e n s i o o n i s t: nad sadenevad põhja või tõusevad pinnale. (Sarnased on n. n. k a l l o i i d l a h u s e d).

Lahustame vees tükikese mangaanhapukaaliumi. Väike kristallikene värvib 1—20 *l* vett ühesuguseks punaseks vedelikuks.

Lahuse tundemärgid on: sademe puudus, homogeensus ja õige väikestesse osakestesse jagunemine.

Valmistame lubjast ja veest l u b j a p i i m a; viimase filtreerimisel saame lahuse — lubjavee. L u b j a p i i m on sellega osalt lahus osalt suspensioon.

Lahustuvad kõvad kehad vedelikkudes (sool — vees), vedelikud vedelikkudes (alkohol — vees) ja kõvad kehad kõvades (kõvad lahused, mis saadakse metallide sulatamisel); niisama lahustuvad gaasid vedelikkudes ja kõvades kehades absorbtsioon).

212. Dialüüs. *Thomas Graham* (1864) pani tähele, et liimitaoliste, mittekristalliseeruvate ainete (liim, gummi, šelatin, munavalge) lahused mis ta nimetas kolloiidideks *kolla*-liim), ei lähe puhtasse vette läbi pärgamendist või põienahast kilede, membraanide, kuna kristalliseeruvate ainete lahused, kristalloiidid lähevad. Sellega võib lahutada, dialüüsida, kolloiidisid kristalloiididest.

Praeguse aja keema tunnistab, et aine kolloidaalne olek mateeria üldine omadus on: keha võib olla kõvas, vedelas, gaasilises ja kolloidaalses olekus.

Kolloiidlahuses on aine vähematesse osadesse jagunenud kui suspensioonis: kolloiidid lähevad läbi filtri.

Dialüüsida võib läbi põienaha, pärgamendipaberi või kolloodiumist valmistatud kotikeste.

213. Lahustumise piirid. Katsed tõendavad, et üks keha teises võib lahustuda piiratul hulgal või ka piiramata.

Võtame 100 *ccm* vett ja lahustame selles 30 *g* keedusoola. Sool lahustub täiesti. Lisame soola gramm-haaval juurde. Uued lisandused lahustuvad kuni 40 *g*. Kui ka lahust soendada kuni 100°, ei lahustu selles üle 40 *g* keedusoola ära.

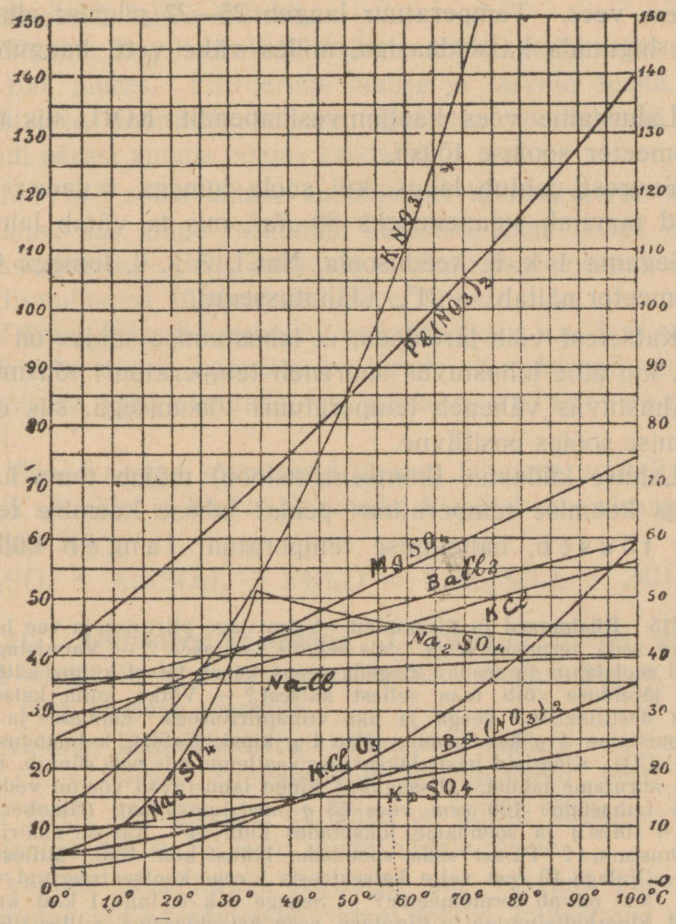
Võtame ja kordame seda katset 100 *ccm* veega ja kaaliumi salpeetriga. 28° juures lahustub 40 *g* kergesti ära. Salpeetrit juurde lisades ja segu soendades, näeme, et kuni 114° peaaegu 280 *g* võib lahustada. Kui seda lahust jahutada, siis langevad kristallid põhja ja vähe lahust jääb neile peale. Küllastatud lahust, millest aine kristalliseerunud, nimetatakse emalahuseks.

Kui valada vette ükskõik kui palju alkoholi, lahustub see kõik ära.

214. Temperatuuri mõju ja muutused lahustamisel. Lahustuvus tõuseb harilikult temperatuuriga.

98. kujundil on esitatud mitmete ainete lahustuvus vees 0° kuni 100°. Horitsontaaljoone peale on märgitud temperatuur, vertikaaljoone peale — aine hulk, mis sajas vee osas lahustub. Tabel näitab kujukalt kõverjoontega soolade lahustumise muutlikkust.

98. kujund.



Soolade lahustuvuse kõverjooned.

$KClO_3$ — Bertholet' sool, $Ba(NO_3)_2$ — lämmastikhapubaarium, K_2SO_4 — väävelhapukaalium, Na_2SO_4 — Glauberi sool, NaCl — keedusool, KCl — kloorkaalium, $BaCl_2$ — kloorbaarium $MgSO_4$ — väävelhapumagnesium, $Pb(NO_3)_2$ — lämmastikhaputina, KNO_3 — kaalisalpeeter.

Nii on näha, et Glauberi soola, Na_2SO_4, lahustuvus tõuseb 0° kuni 38°; kõrgemas temperatuuris langeb lahustuvus. Kaalisalpeetri, KNO_3 lahustuvus tõuseb kiiresti ühes temperatuuriga.

Lahustumise juures võib eralduda soojus või tarvitatakse soojust.

Võtame 300 *g* ammoniumnitraati, $(NH_4)NO_3$, ja lahustame 200 *ccm* vees. Temperatuur langeb 25—27 pügalat alla. Kui lahust liigutada katseklaasiga, milles vähe vett, hangub vesi jääks.

Lahustame vees kaaliumvesihapendit, KOH, siis näitab termomeeter soojuse tõusu.

Suuresti jahtub lahus, kui soola lumega segada: 1 *kg* 0° lund tarvitab sulanemiseks 80 *Kal*, mis ta võtab lahusest.

Segame 1 k.-ü. keedusoola, NaCl, 3 k.-ü. lumega 0°, — termomeeter näitab — 21°. (Jahutussegu).

Katsetest võib järeldada, et lahustumise soojus on negatiivne, kui aine lahustuvus suureneb temperatuuri tõusmisega. Kui lahustuvus väheneb temperatuuri tõusmisega, siis on lahustumise soojus positiivne.

Lahuse küllastus (kontsentratsioon) mõjub tema hangumise ja keemise temperatuuri peale: lahuse keemise temperatuur tõuseb, hangumise temperatuur langeb küllastusega.

215. Küsimused ja ülesanded. Valmistage piirituse ja vee lahus ja liigutage seda termomeetriga. Mis selgub vaatluses? — Valmistage küllastatud soolalahus ja seadke mageda veega kõrvu talvel külma kätte. Missuguse järelduse võib teha sellest katsest? — Võtke kolm katseklaasi 10 *ccm* destilleeritud veega ja üks viinapiiritusega. Esimesse ja viimasesse puistame 1 *g* keedusoola, teise 1 *g* kipsi, $CaSO_4$, kolmandasse 1 *g* kriiti, $CaCO_3$. Klaasisid hästi loksutades vaatleme, mis neis sünnib. Filtreerime ja aurutame lahust. Missugused ained lahustuvad võetud vedelikkudes? — Luhastame 100 *ccm* vees 55 *g* naatriumsulfaati (Glauberi sool, $Na_2SO_4 + 10H_2O$) ja soendame loksutades kuni 34°. Kas on naatriumsulfaat lahustunud? Pärast seda soendame lahust kuni 100°. Millest tekib sade? — Valage 10 *ccm* vette katseklaasis 1 *ccm* kontsentreeritud väävelhappet. Mis näitab termomeeter? — Segage 2 k.-ü. lund 1 k.-ü. kristalliseeritud kloorkaltsiumiga ja liigutage segu katseklaasiga, milles tilk elavhõbedat. Mis sünnib elavhõbedaga? Mis näitab termomeeter? — Valmistage küllastatud keedusoola lahus vees ja vaadelge lahuse keemise temperatuuri.

216. Mõned muud lahuste omadused. Teatud tingimustel sünnib n. n. ülikülla stat ud lahus, milles ainet rohkem on lahustatud, kui see temperatuurile ja lahustuvusele vastab. 42,7 *g* Glauberi soolast ja 100 *g* veest 100° juures. Katame klaasi pealt kinni ja hoiame vähemagi põrutuse eest kuni lahus aeglaselt jahtub toatemperatuurini. Sade ei ilmu, ehk küll 20° juures ainult 19,4 k.-ü. 100 *g* vees lahustub. Kui la-

hust liigutada või visata sisse kristallikese Glauberi soola, siis kristalliseerub lahus äkitselt.

Võtame 20 *g* booraksit, $Na_2B_4O_7 . 10H_2O$, ja lahustame 100 *g* vees 100° juures. Filtreerime lahuse ja laseme seista. Kui kristallikese booraksit lahusse riputada, siis ilmuvad paari sekundi pärast anuma põhjas kristallid.

Mitme soola lahuse aurutamisel kristalliseerub esimeseks aine, mis kõige raskemini lahustub, kuna teised emalahustesse jäävad. Seda omadust tarvitatakse aine puhastamiseks lisandustest (ümberkristalliseerimine).

Pärast kristalliseerimist on kristallides n.n. kristallvesi, mis ainega keemiliselt seotud. Kui kristallvett kuumutamisega välja aurutada, siis saadakse kaltsineeritud sool.

Mõned soolad sünnitavad ühisest lahusest kristalliseerumisel kaksik- ja kolmiksoolad, millel omapärane kristallkuju. Nii

$$K_2SO_4 + Al_2(SO_4)_3 + 24H_2O = K_2Al_2(SO_4)_4 + 24H_2O.$$

217. Diffusioon ja osmos. Lahustatud ainetel on tung levida ühtlaselt lahustamise vahendis. Seda nähtust, diffusioon, võib katsega tõestada.

Valame klaassilindrisse küllastatud suhkru või vasksulfaadi lahuse peale ettevaatlikult destilleeritud vett; mõne päeva järele on märgata, et lahus on täiesti ühtlane. Täielik diffusioon lõpeb vahel isegi mõne nädala järele.

Valame pika toruga lehtrisse, mis rasvast puhastatud põienahaga või pergamendiga kinni seotud, küllastatud suhkru lahust ja mahutame veega anumasse. Varsti on märgata vedeliku tõusu lehtri torus. Sedasama katset võib korraldada vasksulfaadiga.

Katses tungib vesi läbi põie lahusesse, kuid lahus tungib osalt ka vette, mida võib otsustada maigu või värvi järele.

Vedelikkude segamist läbi vaheseina nimetatakse osmoseks, millega seletatavad taimede toitmisel sündivad protsessid.

218. Henry seadus. Gaaside lahustuvus vedelikus on muutlik; ta oleneb temperatuurist ja rõhumisest. Gaasi lahustuvus tõuseb rõhumisega *Henry* seaduse järele:

Gaasi lahustuvus on otsekoheses proportsioonis rõhumisega.

219. Ioonide teooria. Hapete, aluste ja soolade omadused muutuvad vesilahustes. Nii ei ühine soolaks happed alustega kuivalt, küll aga vesilahustes. Niisama esinevad iseloomulikult happelised ja aluslised omadused ainult vesilahustes.

Neist ja teistest nähtustest peame oletama, et vesi hapete, aluste ja soolade peale erilist mõju avaldab.

Rahuldava seletusega hapete ja aluste omaduste kohta vesilahustes esines *Arrhenius* (1887); ta väljendas hüpoteesi, et nimetatud keemiliste ainete molekulid on lagunenud vesilahustes väikestesse osadesse, mis ta iooniideks (rändajad) nimetas.

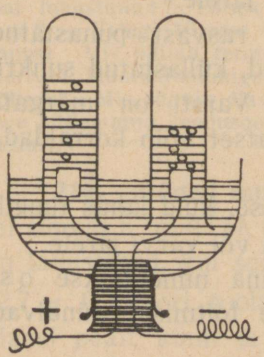
Gaasilistes ja kõvas olekus alused, happed ja soolad seisavad koos molekulidest; vesilahustes laguneb osa nende kehade molekule kahte ossa, milles üks või rohkem elemente sünnitavad iooni.

220. Radikalid. Vesiniku saamisel sündis järgmine reaktsioon:

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2H$$

Tsink. Väävelhape. Tsingivitriol. Vesinik.

99. kujund.



Vee elektrolüüs.

Sellest võrrandist näeme, et elementide rühm SO_4 ilma muutuseta tsingiga ühineb. Et kahe aatomi vesiniku ja niisama ühe tsingi aatomi sidumiseks on vaja kaks jõudu, siis järeldame sellest, et rühm SO_4 on tervikus kahe valentne.

Rühm SO_4 esineb mitmes ühenduses: $CuSO_4$, Ag_2SO_4, $MgSO_4$, $Al(SO_4)_3$, kus ta igalpool on kahevalentne.

On olemas veel teisi sarnaseid rühmi, mis esinevad ühendustes: CO_3 H_2CO_3, Na_2CO_3, K_2CO_3; OH (hüdroksüül rühm): NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$ jne.

Elementide rühmad, mis esinevad ühendustes ja keemilistes reaktsioonides lagumata lähevad ühest ühendusest teise, nimetatakse radikalideks.

Radikalid, mis happetesse jäävad pärast vesiniku väljatõrjumist ja metalliga ühinemisel soola sünnitavad, nimetatakse happejäägiks; nende järele tunneme ka soolasid, sest soolades esineb ikka happejääk:

väävelhape	H_2SO_4,	happejääk	SO_4
soolhape	HCl	„	Cl
lämmastikhape	HNO_3	„	NO_3
süsihape	H_2CO_3	„	CO_3
vosvorhape	H_3PO_4	„	PO_4
ränihape	H_2SiO_3	„	SiO_3

Happejääk ei esine iseseisvalt.

221. Elektrolüüs. Elektrivoolu mõjul võib ioonisid lahutada. Kui läbi happe soola või aluse lahuse juhtida elektrivool, siis lahkuvad ioonid: üks osa kogub anoodi (+), teine katoodi (—) juurde.

Hapustatud vee lahutamisel kogus vesinik katoodi, hapnik anoodi juurde (99. kujund).

Niisama laguneb soolhape elektrivoolu mõjul vesinikuks ja klooriks. Soolad lagunevad neil tingimustel metallideks ja hapnikuks jne.

Arrhenius'e hüpoteesi järele võib seda nähtust nii seletada.

Keha, mis elektrivoolu mõjul laguneb vesilahuses, on osandatud ioonidesse. Ühed neist ioonidest on laetud jaatava (+), teised — eitava (—) elektriga.

Füüsikast teame, et lahknemelised laengud tõmbuvad vastastikku, ühenimelised — tõukuvad.

Tavalistel tingimustel hoiavad ioonid endid koos, sest et nad laetud lahknimeliste laengutega. Kui aga elektrivool juhitakse läbi lahuse, siis lahkuvad ioonid üksteisest: need, mis laetud jaatava (+) elektriga, rändavad katoodi (—) poole; eitava (—) elektriga laetud ioonid rändavad anoodi (+) juurde.

Nii sünnib elektrivool lahuses (100. kujund).

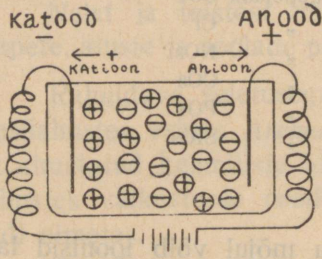
Lahust, mis elektrivoolu sel teel juhib, nimetatakse **elektrolüüdiks,** ja ioonide rändamist ja ainete lagumist,

mis elektrivool toetab, elektrolüüdiliseks dissotsiatsiooniks (osandumiseks) ehk elektrolüüsiks.

Lahjendatud lahustes on kõik molekulid osandunud, ioonidesse, kuna küllastatud lahustes ainult osa on lagunenud.

Mõned ioonid on värvilised. Nii vase ioonid sinised, MnO_4 ioonid lillad.

100. kujund.



Elektrolüüs.

Katioonid koguvad katoodi juurde, anioonid — anoodi juurde.

Ioonid, mis laetud jaatava elektriga ja rändavad katoodi poole, nimetatakse ***katioonideks;*** ioonid, mis laetud eitava elektriga ja rändavad anoodi poole — ***anioonideks.***

Katioonid märgitakse + või · ; anioonid märgitakse — või ' ; K+, Na+, Sl—, NO_3—, või Na·, OH' jne.

Hapetes on katioon vesinik, anioon — happejääk; alustes on katioon — metall, anioon — hüdroksüülrühm, OH soolades on katioon metall ja anioon happejääk.

Näitused:

lämmastikhape, HNO_3 = katioon H · anioon NO_3'
naatriumhüdroksiid, NaOH = katioon Na · anioon OH'
lämmastikhapukaalium, KNO_3 = katioon K · anioon NO_3'

Elektrilaengu hulk märgitakse punktide ja kommade arvuga.

Seejuures loetakse vesiniku aatomi laeng üheks:

I) väävelhapuvask, $CuSO_4$ = katioon Cu·· , anioon SO_4"
II) väävelhape, H_2SO_4 = katioon 2H · , anioon SO_4"

Mitte kõik keemilised ühendused ei ole elektrolüüdid. Nii ei juhi elektrit puhas vesi, alkohol, eeter, petroleum, suhkrulahus.

222. Väävelhappe elektrolüüs. Puhas vesi ei juhi elektrit, sellepärast tuleb teda hapustada väävelhappega. Väävelhape laguneb vees ioonidesse: 2H · ja SO_4". Elektrivoolu mõjul rändavad vesiniku ioonid katoodi juurde, kus nad laengust vabanedes gaasiliseks vesinikuks muutuvad. Happejäägi

ioonid, SO_4, annavad oma laengu anoodile ära. Kuid radikal SO_4 ei esine iseseisvalt, vaid ta ühineb sündimise momendil lahuse vee vesinikuga uuesti väävelhappeks, ja veest vabanev hapnik kogub anoodi juurde. Nii kogunevad väävelhappega hapustatud vee elektrolüüsis vesinik katoodi juurde ja hapnik anoodi juurde.

Neid reaktsioone võib nii kujutada:

$$H_2SO_4 = \underset{\text{Katood.}}{2H\cdot} + \underset{\text{Anood.}}{SO_4''}$$

ehk:

$$H_2SO = 2H\cdot + SO_4''$$
$$\underset{\text{Katood,}}{2H = H_2} \mid SO_4 \mid \underset{\text{Anood.}}{H_2O = H_2SO_4} \mid O$$

Nagu seletusest selgub, ei sünni siin mitte vee elektrolüüs, vaid väävelhappe elektrolüüs ja happejäägi mõju lahuse vee peale.

223. Söötnaatroni elektrolüüs. Kui elektrivool juhtida läbi söötnaatroni lahuse, siis peaks katoodi juurde koguma naatrium ja anoodi juurde vesijääk, OH (hüdroksüülrühm):

$$NaOH = \underset{\text{Katood.}}{Na\cdot} + \underset{\text{Anood.}}{OH'}$$

Elektrolüüsis saame aga katoodi juures vesiniku ja anoodi juures hapniku. Seda nähtust tuleb nii seletada:

1. Elektrivoolust vabanenud naatriumi ioon lahutab katoodi juures vee vesinikuks ja vesijäägiks; vesinik lendub, kuna naatrium vesijäägiga sünnitab uuesti söötnaatroni:

$$\text{I.}\quad 2Na + 2H_2O = 2NaOH + \mathbf{2H}$$

2. Elektrivoolust vabanenud kaks[1]) vesijääki, 2OH, sünnitavad anoodi juures vee ja vabastavad hapniku:

$$\text{II.}\quad 2OH = H_2O + \mathbf{O}$$

Nii sünnivad siis söötnaatroni elektrolüüsis järgmised kolm reaktsiooni:

$$\text{I.}\quad 2NaOH = 2Na\cdot + 2OH'$$
$$\text{II.}\quad \underset{\text{Katood.}}{2Na + 2H_2O = 2NaOH + \mathbf{2H}} \quad - \quad \text{III.}\quad \underset{\text{Anood.}}{2OH = H_2O + O}$$

1) Sellepärast pidi ka katoodi juures vaadeldama kaht naatrium iooni.

224. Vaskvitrioli elektrolüüs. Elektrivoolu juhtimisel läbi vaskvitrioli lahuse rändab vask katoodi juurde, kus ta ka iseseisvalt metallina eraneb. Happejääk, SO_4, eraneb anoodi juures, kuid et ta iseseisvalt ei püsi, siis ühineb ta eraldumise momendil lahuse vee vesinikuga väävelhappeks, ja hapnik vabaneb anoodi juures.

Sünnivad järgmised kaks reaktsiooni:

1. $CuSO_4 = \underset{\text{Katood.}}{Cu} + SO_4$

2. $SO_4 + H_2O = H_2SO_4 + \underset{\text{Anood.}}{O}$

225. Happelised ja aluslikud omadused. Happe omadused, nagu lakmuse värvi muutus jne. olenevad ioonist $H^{\cdot}$, kui lahustes dissotsiatsioon (osandumine) on sündinud.

Sellest oleneb ka happe kangus: mida suuremal ulatusel on sündinud osandumine, seda kangem on hape. Kanged happed on: lämmastik-, sool- ja väävelhape; nõrgad: vosvor-, süsi- ja ränihape.

Hapeteks võib nimetada elektrolüüdisid, mis sisaldavad vesiniku ioonisid.

Aluste lehelislikud omadused olenevad vesijäägist, OH', mida suurem on osandumine, seda kangem on lehelis. Alus on aine, mille vesilahuses on OH' ioonid.

Kanged alused on: lehelis- ja lehelismuldmetallide hüdroksüüdid.

Soolades on metalli ja happejäägi ioonid.

Kesendamist, soola sündimist aluse ja happe ühinemisel võib niiviisi seletada.

Aluse lahuses on metallioonid ja OH' ioonid, happe lahuses on $H^{\cdot}$ ioonid ja happejäägi ioonid. Ühinevad $H^{\cdot}$ ja OH' ioonid mitteosanduvaks veeks, kuna metall ja happejäägi ioonid püsivad osandanud olekus.

Näit.:

$$\underbrace{Na^{+} + OH^{-}}_{\text{Söötnaatron.}} + \underbrace{H^{+} + Cl^{-}}_{\text{Soolhape.}} = \underbrace{Na^{+} + Cl^{-}}_{\text{Keedusool.}} + \underset{\text{Vesi.}}{H_2O}$$

D. Metallid.

XXXIII. Metallide üldised omadused.

226. Elementide liigitamine. Kõige selgemini esineb elementide happeline ja aluslik iseloom. On olemas elementa, mille ühendused hapnikuga ja vesinikuga on aluslikkude omadustega, kui ka elementa, mille vastavad ühendused on happeliste omadustega.

Selle järele võib siis elementa jagada kahte rühma:

1. happeid sünnitavad ja
2. aluseid sünnitavad elemendid.

Viimaseid elementa nimetatakse ka ***metallideks;*** happeid sünnitavaid elemente — ***mittemetallideks.***

On olemas mõned elemendid, mis vahepealsed. Nii on antimon välimuse kui ka keemiliste omaduste poolest metalli sarnane niisama ka vismut. Metallitaolisi mittemetalle nimetatakse ka metalloididеks.

Aluseid sünnitavaid elementa on arvu poolest rohkem: 80-st tuntud elemendist on 50 metallid, ülejäänud — mittemetallid.

227. Metalli omadused. Metallide füüsikalised omadused, mille poolest nad mittemetallidest lahku lähevad, on järgmised: Neil on iseloomulik metallläik, nad juhivad hästi soojust, elektrit; nad on taotavad ja venitatavad. Ka mõnedel mittemetallidel on need omadused; nii on joodil ja grafiidil metallläik ja retortsüsi juhib hästi elektrit.

Metallid on läbipaistmatud. Ainult õhukesed (kulla ja hõbeda) metallilehed lasevad nõrgalt valgusekiiri läbi.

Metallid on peale elavhõbeda kõik k õ v a d kehad, mis kõrges temperatuuris sulavad.

Valgusekiirte v ä r v i järele võib otsustada metallide temperatuuri kõrgust.

Raua juures algav puna on 525°, tumepuna 700°, kollakaspuna 1100°, algav valge 1300°, valge kuumus — 1500°.

Metallide elektrokeemiliste omaduste hulka kuulub see, et ainult nemad lahustes k a t i o o n i d e n a k a t o o d i p o o l e r ä n d a v a d. Mittemetallid võivad ainult ühendustes teiste elementidega katioone sünnitada (NH_4, ammoniumi). A n i o o n i s i d sünnitavad m i t t e m e t a l l i d ja mõned metallid ühendustes teiste elementidega.

Gaasilises olekus ja sulandites on metallid ü h e a t o m i l i s e d.

228. **Metallide jaotus.** Erikaalu järele jagunevad metallid kahte liiki: ***kerged metallid,*** mille erikaal alla 5,0, ja ***rasked metallid,*** mille erikaal üle 5,0. Kuigi see jaotus paistab olevat juhuslik, näitab ta siiski ka metallide keemilisi omadusi.

Kergetel metallidel on suur sugulus hapnikuga ja nende hapendid on püsivad; rasketes metallides nimetatud omadused on esitatud nõrgemalt.

229. ***Kerged metallid:***

	Aatomkaal.	Erikaal.	Sulam. punkt.	Keemise punkt.	Valents.
Liitium, Li	6,94	0,53	180°	1400°	I
Kaalium, K	39,10	0,86	63°	758°	I
Naatrium, Na	23,00	0,97	97°	742°	I
Kaltsium, Ca	40,07	1,52	780°	—	II
Magnesium, Mg	24,32	1,75	633°	1100°	II
Aluminium, Al	27,1	2,58	657°	1800°	III
Baarium, Ba	137,37	3,75	850°	—	II

230. *Rasked metallid:*

	Aatom-kaal.	Erikaal.	Sulam. punkt.	Keemise punkt.	Valents.
Tsink, Zn	65,37	7,15	419°	929°	II
Inglistina, Sn	118,7	7,29	232°	2270°	II, IV
Mangaan, Mn	54,93	7,4	1245°	ca. 2000°	II, VII
Raud, Fe	55,84	7,86	1530°	2450°	II, III
Kadmium, Cd	112,40	8,6	321°	778°	II
Nikkel, Ni	58,68	8,9	1484°	—	II
Vask, Cu	63,57	8,93	1084°	2310°	I, II
Hõbe, Ag	107,88	10,5	961°	1955°	I
Tina, Pb	207,20	11,34	327°	1525°	II, IV
Elavhõbe, Hg	200,6	13,60	38,8°	357°	I, II
Kuld, Au	197,2	19,3	1064°	ca. 2530°	I, III
Plaatina, Pt	195,2	21,48	1780°	—	II, IV
Osmium, Os	190,9	22,48	2500°	—	VIII

231. Püsivmetallideks nimetatakse neid, mis milgi tingimusel ei tõrju veest hapnikku välja. Nende hapendid laguvad juba kuumutamisel.

Kõike metalle võib järgmistesse rühmadesse mahutada:

1. Kerged metallid.

1. Lehelismetallid: Kaalium, naatrium, (ammonium).
2. Lehelismuldmetallid: Kaltsium, strontsium, baarium, magnesium, raadium.
3. Muldmetallid: Aluminium.

2. Rasked metallid.

4. Tsingirühm: tsink kadmium.
5. Rauarühm: raud, kobalt, nikkel.
6. Mangaanirühm: mangaan.
7. Kroomirühm: kroom, volfram, uraan.
8. Tinarühm: tina, inglistina.
9. Poolpüsivmetallid: vask, elavhõbe.
10. Püsivmetallid: hõbe, kuld, plaatina.

232. Küsimused. Missugustel metallidel on magneedilised omadused? — Kas võib ainult metallläigi järele elementi tunda?

XXXIV. Kaalium.

Kalium, K = 39,10.

233. Leidumine. Kaaliumi leidub ainult seotud kujul looduses kaunis rohkesti. Teda on mitmesugustes silikaatides, peaasjalikult põllupaos ja vilgukivis. Viimaste lagumisel satub kaalium põllupinda, sealt taimedesse ja loomadesse. Taimedele on kaaliumi soolad tingimata tarvilikud, seks otstarbeks väetatakse põldusid kunstrammuga. Kaaliumi ühendusi leidub ka merevees ja kivisoola kaevandustes (Straßfurdis, pealmised kihid sisaldavad karnalliiti, $MgCl_2 + KCl + 6H_2O$).

234. Saamine ja omadused. Kaaliumi saadakse elektrolüüsi teel kaaliumi ühendustest. Esimesena sai kaaliumi *Davy* (1807) kaaliumhüdroksüüdist, KOH, viimasel ajal saadakse kaaliumi kaaliumkarbonaadist kuumutamisel sütega:

$$K_2CO_3 + 2C = 2K + 3CO$$

Kaaliumkarbonaat. Süsinik. Kaalium. Süsihapend.

Kaalium on valge, hõbeläikega metall, hapendub kiiresti õhus. Teda peab alal hoitama petroleumis. Kui visata vette tükike kaaliumi, siis lahutab ta energiliselt vee, kus juures eralduv vesinik põlema plahvatab.

$$2KOH + 2H_2O = 2KOH + H_2$$

Kaalium. Vesi. Kaaliumhüdroksüüd. Vesinik.

Katsega peab olema ettevaatlik: kaalium keeratagu filtreerimisepaberi tükikesse ja anum kaetagu pealt kergelt paberilehega kinni.

Kaalium ja tema ühendused värvivad leegi sinililla k s (violett).

235. Kaaliumi ühendused. — Kaaliumvesihapend, KOH (söötkaali) on valge kristallaine; müüakse pulgakestena. Kesendab happeid ja sünnitab soolasid:

$$KOH + HCl = KCl + H_2O$$

Söötkaali. Soolhape. Kloorkaalium. Vesi.

Söötkaalit tarvitatakse pehme (rohelise) seebi ja lahustuva klaasi keetmisel.

Söötkaali mõjul laguvad organilised ained.

Õhus mureneb, imades süsihapugaasi, CO_2:

$$2KOH + CO_2 = K_2CO_3 + H_2O$$

Söötkaali. Süsihapugaas. Potas. Vesi.

Söötkaali on üks kangematest alustest.

Kloorkaalium, KCl *(Kalium chloratum)* leidub looduses sülviinina. Tarvitatakse Berthollet' soola ja kaaliumi salpeetri valmistamisel. Teda on ka merevees. Kloorkaaliumiga ehk kaaliumkloriidiga on sarnased joodkaalium, JK, mis esineb mitmes meretaimes. Kaaliumkloriidi juuresolekul lahustub jood ka vees. Broomkaalium, KBr, tarvitatakse arstiteaduses närvide rahustajana.

Kahelissüsihapukaalium, K_2CO_3, kaaliumkarbonaat, potas, on taimede tuhas peaaineks. Tema saamiseks põletati mitmesuguste taimede osad pottides tuhaks. Tuhk sulatati vees, millest saadi potas aurutamise teel *(Pottasche)*. Niisama saadakse potas ka lambavillahigist jm. ainetest.

Praegusel ajal saadakse suurem osa potast *Leblanc*'i metoodi järele kloorkaaliumist.

Potas on valge aine. Lahustub kergesti vees. Tarvitatakse pehme, rohelise seebi valmistamisel ja kristall-klaasi keetmisel.

Võtame klaasitäie puutuhka ja lahustame vees. Lahusel on lehelise omadused, — värvib punase lakmuse paberi siniseks.

Aurutamisel saame valge aine — potase.

Kaaliumi salpeeter, KNO_3 kaaliumnitraat, saadakse tšiilisalpeetrist kloorkaaliumi mõjul:

$$NaNO_3 + KCl = KNO_3 + NaCl$$

Tšiilisalpeeter. Kloorkaalium. Kaaliumi salpeeter. Keedusool.

Selle küllastatud segu aurutamisel kristalliseerub NaCl, kuna KNO_3 lahusse jääb.

Võtame 20 *g* naatriumi salpeetrit, 18 *g* kloorkaaliumi ja 50 *g* keeva vett: mõne minuti keemise järele langeb keedusool põhja, kuna nõrutatud lahuses kristalliseerub kaaliumi salpeeter.

Kaaliumnitraadi kristallid on rombilised prismid, kuna naatriumnitraadi kristallid on kuubid. Teda lahustub soojas vees rohkem kui külmas. Maik on soolane. Kuumutades lahustub ta ja annab kergesti oma hapniku põlevatele kehadele. Hõõguv süsi ja väävel põlevad suure leegiga sulatatud salpeetris. Kaaliumi salpeetrit tarvitatakse ühes keedusoolaga liha soolamisel, tulestikus ja musta püssirohu valmistamiseks.

Must (suitsev) püssirohi on 75% KNO_3, 12% S ja 13% puusüsi m e h a n i l i n e s e g u. Vabalt õhus kuumutades põleb püssirohi 270° juures ilma plahvatuseta. Sündivate gaaside maht on rohkem kui tuhat korda püssirohu võetud pulbrist suurem, iseäranis veel siis, kui plahvatuse temperatuur tõuseb 1800°—2200°. Kui põlemine sünnib kinnises torus, siis tekib kiiresti gaas, mis on plahvatuse põhjuseks. Plahvatus sünnib umbes järgmise ekvatsiooni järele:

$$2KNO_3 + C + S = K_2SO_4 + CO_2 + 2N$$

Kaaliumi salpeeter. Süsi. Väävel. Kaaliumsulfaat. Süsihapugaas. Lämmastik

Sündinud reaktsioon on aga tõepoolest palju keerulisem. Siin on segatud ained võetud järgmiselt:

Salpeetrit,	$2KNO_3$	74,83 osa
Puusütt,	3C	13,31 „
Väävlit,	S	11,86 „
		100,000 osa

Püssirohtu valmistatakse mitmes riigis eri koosseisuga. 2200° juures võrdub püssirohu gaasi surumine 6400 *atm.*

K l o o r h a p u k a a l i u m, $KClO_3$, Berthollet' sool, kaaliumkloraat *(Kalium chloricum)* on kristallaine. Tarvitatakse tuletikkude valmistamisel, hapniku saamisel ja arstiteaduses antiseptilise vahendina. Mürgine. Väävli ja Berthollet' soola segu plahvatab kõvast löögist.

Tikkude pead on Berthollet' soola ja väävelantimoni segust valmistatud, mis kleebiva ainega tikkude külge kinnitatud. Tooside külge on määritud kleebiva ainega punane vosvor klaaspuru seguga.

Hõõrumisel sütib vosvor Berthollet' soola hapniku mõjul põlema, mis ka tiku põlema süütab.

Kaaliumi soolasid tarvitatakse väetisainena. Nende mõjul kasvavad taimed palju lopsakamalt.

236. Küsimused ja ülesanded. Kui palju saab söötkaalit, KOH, 90 *g* potasest. K_2CO_3, ja kui palju on selleks vaja kaltsiumhüdroksüüdi, $Ca(OH)_2$? — Mitu *g* kaaliumkloraati, $KClO_3$, on vaja, et temast eralduva hapnikuga 25 *g* rauda põletada rauatagiks. Fe_3O_4? — Kuidas sünnib söötkaali metallkaaliumist? Riputage salpeetrit hõõguvate süte peale. Mis sünnib? Miks?

XXXV. Naatrium.

Natrium, Na = 23,05.

237. Leidumine. Naatriumi leidub looduses väga palju, kuid ainult seotud kujul. Nii sisaldab naatriumi keedusool, milles üle kahekolmandiku naatriumi on, mitmed mineralveed, merevesi, sooda, tšiilisalpeeter jt.

238. Saamine ja omadused. Metallist naatriumi saadakse elektrolüüsiga sulanud söötnaatronist:

$$\underset{\text{Söötnaatron.}}{NaOH} = \underset{\text{Naatrium.}}{Na} + \underset{\text{Hüdroksüüli rühm.}}{OH}$$

Esimesena sai sel teel naatriumi *Davy* 1807. a.

Naatrium on hõbevalge metall ja nii pehme, et teda võib noaga lõigata. Hapendub kergesti õhus, sellepärast peab naatriumi alal hoitama petroleumis. Naatriumi molekul seisab koos ühest aatomist. Naatrium lahustub vedelas ammoniakis.

Kui naatriumi kuumutada lusikas, põleb ta kollasel leegil naatriumülihapendiks, Na_2O_2.

Viskame tükikese naatriumi vette. Tükk hakkab vee pinnal kiiresti liikuma, mille juures aur eruldub. Kui sama katset nii korraldada, et naatriumi filtreerimispaberisse keerata, siis plahvatab naatrium põlema. Eralduv aur on vesinik:

$$\underset{\text{Naatrium.}}{Na} + \underset{\text{Vesi.}}{H_2O} = \underset{\text{Söötnaatron.}}{NaOH} + \underset{\text{Vesinik.}}{H}$$

Vett punase lakmuse paberiga katsudes näeme, et ta selle siniseks värvib. (Parem on vette punast lakmust kallata).

NaOH on naatriumhapendi hüdraat, mis lahustudes vees sünnitab lehelise. Naatriumhapendi hüdraati nimetatakse ka söötnaatroniks, lahust — naatroni leheliseks.

Söötnaatronit tarvitatakse tehnikas mitmeks otstarbeks. Müügile läheb harilikult valgete pulgakestena. Tarvitatakse ka kõva seebi keetmisel. (S e e b i k i v i, k a u s t i l i n e s o o d a).

XXXVI. Naatriumi ühendused.

239. Kloornaatrium, NaCl, keedusool. Keedusoola leidub looduses väga palju, kõige rohkem meres, kus teda on lahustatud keskmiselt 3,5%.

Merevesi sisaldab peale keedusoola ka muid aineid. Keskmiselt on 1000 jaos merevees:

10,68 j. naatriumi	19,40 j. kloori
1,33 „ magnesiumi	2,68 „ väävli ühend., SO_4
0,42 „ kaltsiumi	0,066 „ süsiniku ühend., CO_3
0,38 „ kaaliumi	0,044 „ broomi.

Kivisoolana leidub kloornaatriumi soola lademetes mitmel pool: Saksamaal (Straßfurt jm.), Galitsias (Wieliczka), Hispanias (Cardova), Kaukasias, Venemaal (Orenburgi ja Jekaterinoslavi kub.), Kalifornias.

Kivisoola lademed on tekkinud arvatavasti kinniste merede põhjas: vesi auras, kuna vees lahustatud soolad põhja sadenesid. Kivisoola lademetes leidub peale kloornaatriumi ka muid ühendusi (kaaliumi ja magnesiumi soolasid, kipsi).

Kivisool läheb keemilises tööstuses naatrumi ja kloori ühenduste saamiseks; iseäranis valmistatakse temast Glauberi soola, soodat, soolhapet jne.

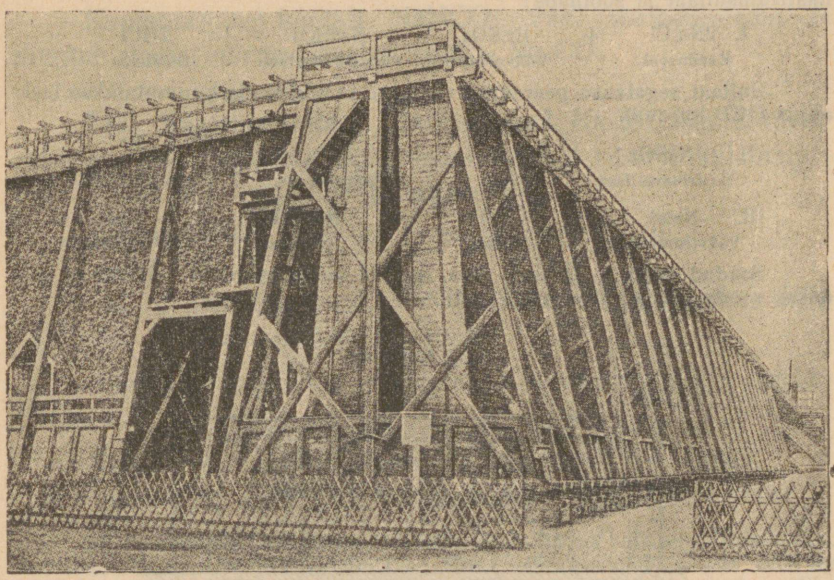
Suurem jagu söögiks tarvitatavat soola saadakse merede ja soolaste järvede veest aurutamisega.

Soojades maades saadakse mereveest sool sel teel, et merevesi juhitakse madalatesse loikudesse, kus päikese soojuse tõttu vesi aurab ja sadeneb peaaegu puhas sool. Külmas kliimas saadakse soola külmetamisel: mage vesi külmab jääks, kuna küllastatud lahusest sool välja aurutatakse. Mitmel pool on veel tarvitusel ka g r a d i i r i d (101. kujund). Gradiirid on 1—2 *m* laiad, kuni 10 *m* kõrged ja isegi kuni 1 *km* pikad haovirnad. Soolane vesi pumbatakse üles, kus ta üle rennide

äärte hagude peale pritsib. Kips ja lubi jäävad koorena hagude külge, vesi aurab kiiremini, ja küllastatud soola lahus, mis gradiiride alla valgub, aurutatakse lõpulikult tules.

240. Omadused. Sool lahustub peaaegu ühesuguselt nii külmas kui ka soojas vees. Toa temperatuuris lahustub 100 *g* vees peaaegu 36 *g* soola. Sool takistab mädanemist ja sellepärast tarvitatakse teda liha, kalade jm. soolamiseks.

101. kujund.



Gradir.

Inimesele on keedusool väga tarvilik: ta on tarvilik maomahla saamisel, leidub inimese ja loomade veres ja lihas. Taimed ei tarvitse keedusoola, suuremal määral on ta neile isegi kahjulik.

Söögiks tarvitatav sool peab olema puhastatud kloormagnesiumist; viimane annab soolale hügroskoobilised omadused.

Sool sulaneb 820° juures.

Kui soola lahust aurutada, siis langevad põhja soola kristallid. Ülejäänud emalahuses on veel muud ained. Kui lahuse

auramine sünnib pikkamööda, siis tekivad kristallidest püramiidid. Soola kristallid on kuubid.

241. Süsihapunaatrium, $Na_2CO_3 . 10H_2O$, sooda — on peale keedusoola kõige tähtsam naatriumi ühendus. Teda leidub Egüptuse järvedes, Kaspia meres, Mehikos, Kalifornias jm.

Juba vanal ajal tarvitati soodat seebikeetmisel ja klaasivalmistamisel. Toodi soodat Egüptusest või saadi meretaimede tuhast. 1791. a. valmistas *Leblanc* soodat keedusoolast. *Leblanc*'i järele valmistatakse soodat järgmiselt: kõige pealt soendatakse keedusoola kange väävelhappega, — saadakse naatriumsulfaat ja soolhape:

I.	$2NaCl$	+	H_2SO_4	=	Na_2SO_4	+	$2HCl$
	Keedusool.		Väävelhape.		Naatriumsulfaat.		Soolhape.

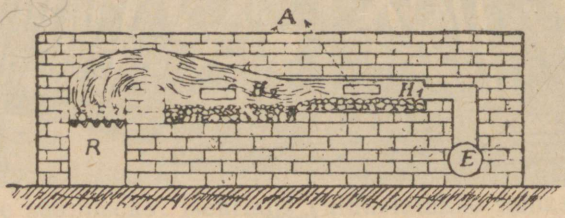
Sulfaat segatakse peenikese söepuru ja lubjaga ja kuumutatakse leekahjus (102. kujund).

II.	N_2SO_4	+	$2C$	=	$2CO_2$	+	Na_2S
	Naatriumsulfaat.		Süsi.		Süsihapugaas.		Väävlisnaatrium.

III.	Na_2S	+	$CaCO_3$	=	Na_2CO_3	+	CaS
	Väävlisnaatrium.		Lubi.		Sooda.		Väävliskaltsium.

Saadud segu leotatakse vees, milles sooda lahustub. Lahusest saadakse sooda kristalliseerimisel kätte.

102. kujund.



Leekahi sooda saamiseks.

Viimasel ajal saadakse sooda *Solvay* viisi järele (1865). Keedusoola lahusesse juhitakse ammoniak ja pärast seda kõrge rõhumise all küllastatakse süsihapugaasiga:

$NaCl$	+	$(NH_4)HCO_3$	=	$NaHCO_3$	+	NH_4Cl
Keedusool.		Ammoniumkarbonaat.		Kahelissüsihapunaatrium.		Ammoniumkloriid.

Kahelissüsihapunaatriumist saadakse juba sooda.

Sodakristalliseerub prismadena, milles 63% kristallvett: $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$. Niiskes õhus mureneb kristallsooda.

Kui kristallsoodat, $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$, soendada kuni 60° C, siis saadakse veevaesem sooda, $Na_2CO_3 \cdot H_2O$. Viimasest saadakse kõrge kuumutamise juures veeta, kaltsineeritud sooda Na_2CO_3

242. **Kahelissüsihapunaatrium.** $NaHCO_3$, apteegi sooda, tarvitatakse mineraalvete valmistamisel ja arstirohuna.

Kui võtta 10 *g* söögisoodat, 8 *g* viinhapet, 20 *g* suhkrut ja segada korgitud pudelis veega, siis valmineb umbes 1 tunni järele kihisev jook.

Kahelissüsihapunaatrium saadakse oma kristallvees lahustatud naatriumkarbonaadist süsihapugaasi läbi juhtimisel:

$$\underset{\text{Sooda.}}{Na_2CO_3} + \underset{\text{Süsihapugaas.}}{CO_2} + \underset{\text{Vesi.}}{H_2O} \rightleftarrows \underset{\text{Söög sooda.}}{NaHCO_3}$$

Kuumutamisel kaotab $NaHCO_3$ vee, süsihapugaasi ja muutub uuesti normaalkarbonaadiks, Na_2CO_3.

243. **Naatriumsulfaat,** Glauberi sool, Na_2SO_4 leidub mineralvetes. Tarvitatakse klaasivalmistamisel ja arstlikul otstarbel. Leidis arst *Glauber* 17. aastasajal.

Kuumutamisel lahustub ta enese kristallvees.

244. **Naatriumnitraat,** $NaNO_3$, naatriumi salpeeter, tšiilisalpeeter on lämmastikhappe sool.

Naatriumi salpeetrit tarvitatakse lämmastikhappe valmistamiseks:

$$\underset{\text{Naatriumi salpeeter.}}{NaNO_3} + \underset{\text{Väävelhape.}}{H_2SO_4} = \underset{\text{Hapu naatrium sulfaat.}}{NaHSO_4} + \underset{\text{Lämmastikhape.}}{HNO_3}$$

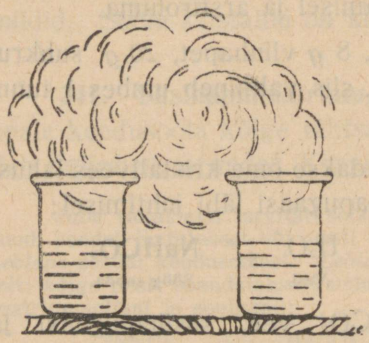
245. **Küsimused ja ülesanded.** Kui mitu *kg* on vaja naatriumnitraati, et saada 50 *kg* lämmastikhapet? — Kui palju saadakse soodat 1000 *kg* keedusoolast? — Miks värvib klaas kuumutamisel leegi kollaseks? — Miks praksub keedusool tules?

XXXVII. Ammoniumi ühendused.

246. **Ammoniak,** NH_3, ühineb otsekohe hapetega soolasid sünnitades. Need soolad on kaaliumi sooladega sarnased ja neis on ikka olemas ammoniumi rühm NH_4 (ehk *Am*).

Ammoniumi ühendusi võib sellest tunda, et nad sünnitavad kaaliumi ja naatriumi vesihapenditega ammoniaki, mis terava lõhnaga ja punase lakmuse siniseks värvib.

103. kujund.



Salmiaki aur.
Ühes anumas on soolhape, teises ammoniakvedelik.

247. Kloorammonium, NH_4Cl, saadakse gaasiveest. Ta on valge kristallpulber, mis kuumutamisel lendub ilma veeldumata (sublimatsioon).

Seame kõrvuti kaks klaasi soolhappega ja ammoniakvedelikuga (103. kujund). Peagi ilmuvad valged salmiaki aurupilved:

$$\underset{\text{Ammoniak.}}{NH_3} + \underset{\text{Kloorvesinik.}}{HCl} = \underset{\text{Salmiak.}}{NH_4Cl}$$

Tarvitatakse jootmisel, sest et kuumutamisel lahkub soolhape, mis hävitab metallil oleva hapendi ja sellega paljastab puhta metalli pinna.

Soendame vaselehe peal inglistina. Et vase peal on olemas vaskhapend, CuO, siis ei hakka inglistina vase külge. Kui aga vase peale alguses natukene salmiaki riputada, siis jääb vase peale inglistina kirme.

Kuumutamisel laguneb salmiak soolhappeks ja ammoniakiks; viimased ühinevad jahutamisel uuesti salmiakiks.

Siin sünnib ***pöörduv reaktsioon,*** mis märgitakse järgmiselt:

$$\underset{\text{Salmiak.}}{NH_4Cl} \rightleftarrows \underset{\text{Ammoniak.}}{NH_3} + \underset{\text{Soolhape.}}{HCl}$$

Kuumutame salmiakki katseklaasis või aurutamisekausis, mille üle on seatud lehter. Katseklaasi ilmub valge aur, mis ülemistel külmadel seintel sublimeerub salmiakiks.

248. Ammoniumvesihapend, $(NH_4)HO$, on ammoniakvedelikus. Tal on aluse omadused; sellepärast nimetatakse teda ka ammoniumleheliseks, söötammoniumiks. Ammoniakvedeliku kuumutamisel laguneb ta ammoniakiks ja veeks:

$$\underset{\text{Ammoniumvesihapend.}}{(NH_4)HO} = \underset{\text{Ammoniak.}}{NH_3} + \underset{\text{Vesi.}}{H_2O}$$

Ammoniumvesihapend kesendab happeid.

Kui tilgutada ammoniakvedelikku, mis lakmusega sinistatud, soolhapet, siis saame erapooletu vedeliku: vedelik värvub lillaks, mis soolhappe järgmisest tilgast punastub.

Aurutamisel saame salmiaki kristallid:

$$\underset{\text{Ammoniumvesihapend.}}{NH_4|OH} + \underset{\text{Soolhape.}}{H|Cl} = \underset{\text{Salmiak.}}{NH_4|Cl} + \underset{\text{Vesi.}}{H_2O}$$

Kui kloorammoniumi, NH_4Cl, võrrelda keedusoolaga, NaCl, kloorkaaliumiga, KCl, siis näeme, et elementide rühm NH_4 etendab siin metallide Na ja K osa: ta tõrjub vesiniku happest välja.

Elementide rühm, NH_4, nimetatakse ***ammoniumiks.*** Iseseisvalt ta ei esine. See hüpoteediline aine etendab ühendustes üheväärise metalli osa.

Ammoniumi soolad, mis nimetatakse ka ammoniaki sooladeks, saadakse ammoniaki ja hapete ühendusel.

249. Ammoniumkarbonaat, $(NH_4)CO_3$, on valge kristallaine. Tarvitatakse nuusksoolana, sest et ta ammoniaki eraldab, ja saiade küpsetamisel („põdrasarvesool"). Viimasel juhtumusel tõstab eralduv süsihapugaas, CO_2, taina üles.

250. Küsimused ja ülesanded. Missugused omadused on ammoniakil? — Mis otstarbeks tarvitatakse ammoniakvedelikku, nuuskpiiritust *(Liquor Ammonii caustici)*? — Mitu *g* 70% lämmastikhapet on vaja, et 250 *g* 20% ammoniakvedelikku kesendada?

251. Haruldased elemendid. Liitium, Li = 6,94, rubidium, Rb = 85,45 ja tseesium, Cs = 132,81 leiduvad looduses õige harva. Liitiumi soolasid tarvitatakse arstiteaduses. Ta on kõige kergem metall. Looduses leidub teda liitiumkarbonaadina, Li_2CO_3 mõnedes tervisvee allikates.

252. Lehelismetallide ülevaade. Lehelismetallid on üheväärised. Nad on veest kergemad ja lahustuvad kergesti. Lehelismetallidel on suur sugulus hapnikuga. Veega ühinedes sünnitavad kangeid aluseid.

Omadused.	Liitium. Li	Naatrium. Na	Kaalium. K	Rubidium. Rb	Tseesium. Cs
Aatomkaal	6,94	23,00	39,10	85,45	132,81
Tihedus	0.53	0,97	0,86	1,52	1,88
Sulamise t°	180°	97°	63°	38°	28°
Leegi värv	Purpurpunane	Kollane	Violett	Tumepunane	Helesinine

Lehelismetallide hulka arvatakse ka ammonium, NH_4, mis küll iseseisvalt ei esine.

Nagu tabelist näha, langeb sulamise t° ühes aatomkaalu ja erikaalu suurenemisega.

253. Leekreaktsioon. Mõned kehad annavad leegile iseloomuliku värvi, kui neid kuumutada.

Nii värvib naatrium ja tema ühendused leegi kollaseks, kaalium — lillaks, liitium — punaseks jne.

Kuumutame plaatinatraadi silmuses soodat. Vaatleme leegi värvi.

Kordame sedasama katset potasega.

Leegi värvi järele võib otsustada missugune aine esineb võetud kehas.

254. Spektraalanalüüs. Füüsikast on teada, et klaasprismas valgusekiired murduvad, kusjuures mitmesugustel kiirtel on isesuurune murduvus.

Kui mitmesuguste ainete leeki läbi prisma vaadelda, siis näeme värvilisi jooni, mis igale ainele iseloomulikud. Nii on naatriumi spektris ainult kollane, liitiumi spektris punane joon teatud kohal.

Liitainete spektrumi vaadeldes näeme selles mitmesuguseid jooni. Nende joonte abil on võimalik määrata keha koosseisu.

Kehade koosseisu määramist spektrumi abil nimetatakse ***spektraalanalüüsiks.***

Spektraalanalüüsi seadsid teaduslikule alusele 1860. a. *Kirchhof* ja *Bunsen.*

Spektraalanalüüsi abil on võimalikuks saanud määrata ka ***taevakehade*** koosseisu.

XXXVIII. Kaltsium.

Calcium, Ca = 40,07.

255. Leidumine. Kaltsiumi leidub looduses seotud kujul lubjapaos, marmoris, kriidis, kus ta on ühendatud süsihapugaasiga, $CaCO_3$.

Niisama on kaltsiumi kipsis, $CaSO_4.2H_2O$, apatiidis, vosvoriitides ja sulandajapaos CaF_2.

256. Omadused. Kaltsium on hõbehall metall. Õhus seistes ilmub kaltsiumi pinnale hüdroksüüdi kirme. Lahutab vett harilikus temperatuuris. Saadakse elektrolüüsi teel kaltsiumi ja kloori ühendusest.

257. Ühendused. K l o o r k a l t s i u m, $CaCl_2$. Seda soola tarvitatakse gaaside kuivatamiseks, sest et ta vett enesesse imab ja seda kinni hoiab.

Lahustame 10 *g* lupja või marmorit kanges soolhappes. Aurutame liivavannis vedeliku ära.

Ülejääk on kloorkaltsium, mis õhus seistes niiskub.

K a l t s i u m h a p e n d, CaO. On tähtsam kaltsiumi ühendus, mis põletatud lubja nime all tuntud. Tehniliselt saadakse kaltsiumhapendit lubja põlemise ahjudes marmori või paekivi kuumendamisel (104. kujund).

$$\underset{\text{Paas.}}{CaCO_3} = \underset{\text{Põletatud lubi.}}{CaO} + \underset{\text{Süsihapugaas.}}{CO_2}$$

Puhas põletatud lubi on valge amorfaine, mis ainult elektriahju kuumuses sulaneb. Õhus seistes imab ta ahnelt vett ja süsinikkahelishapendit, CO_2.

K a l t s i u m v e s i h a p e n d, $Ca(OH)_2$. Kui põletatud lupja veega niisutada, siis muutub ta suurt kuumust tekitades valgeks pulbriks; selle juures suureneb ka maht. See eksotermiline reaktsioon sünnib põletatud lubja ja vee keemilisel ühinemisel:

$$\underset{\text{Kaltsiumhapend.}}{CaO} + \underset{\text{Vesi.}}{H\,OH} = \underset{\text{Kaltsiumvesihapend.}}{Ca\begin{matrix}OH\\OH\end{matrix}} + \underset{\text{Saadud soojus.}}{15500\ kal}$$

Seda nähtust nimetatakse harilikult l u b j a k u s t u t a m i s e k s. Kustutatud lubi, $Ca(OH)_2$. Kustutatud lubi lahustub vees õige vähe (1 : 700); saadud lahus on l u b j a v e s i. Veega segades sünnitab l u b j a p i i m a.

Lubjavesi imab enesesse süsihapugaasi, kaltsiumkarbonaati ehk k r i i t i sünnitades:

$$\underset{\text{Kustutatud lubi.}}{Ca(OH)_2} + \underset{\text{Süsihapugaas.}}{CO_2} = \underset{\text{Kaltsiumkarbonaat (kriit).}}{CaCO_3} + \underset{\text{Vesi.}}{H_2O}$$

Lubjavesi on lehelisliſe reaktsiooniga, — värvib punase lakmuse siniseks.

Tarvitatakse süsihapugaasi kinnipüüdmiseks.

K a l t s i u m k a r b o n a a t, $CaCO_3$. Looduses leidub seda lubjapao, marmori, Islandipao ja kriidina.

Laboratoriumis võib saada teda lubjavee ja süsihapugaasi ühendamisel, või sooda ja kloorkaltsiumi aselduse reaktsioonis:

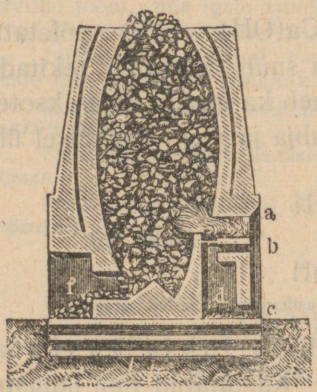
$$CaCl_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3 + 2NaCl$$

Kloorkaltsium. Sooda. Kaltsiumkarbonaat. Kloornaatrium.

Lubi ei lahustu puhtas vees. Vähe lahustub vees, milles on lahustatud süsihapugaasi. Vett, milles on lahustunud kaltsiumkarbonaat, nimetatakse „k õ v a k s v e e k s“ ehk „kargeks veeks.“ Kui sarnast vett soendada, siis sadeneb kaltsiumkarbonaat põhja ja vesi muutub p e h m e k s.

Juhime selgesse lubjavette (100 *ccm*) vees pestud süsihapugaasi. Alguses ilmub valge sade, mis pärastpoole t ä i t s a või p e a a e g u kaob.

104. kujund.



Lubja põletamise ahi.

Ülevalt puistatakse lubjapagu ahju. a — ahjuääs. f — põletatud lubja väljavõtmise koht.

Kui lahust filtreerida ja filtraati kauemat aega keeta, siis ilmub uuesti süsihapukaltsium, $CaCO_3$. (Katsuda soolhappega!).

Kustutatud lubi segatakse vee ja liivaga „k r o h v i k s“. mis tarvitatakse sideaineks ehitamisel.

Kuivamisel aurab krohvist vesi ära, kuna põletatud lubi õhus oleva süsihapugaasiga ja liivas oleva ränihappega kõvaks kehaks muutub, mis hoiab kivid koos.

Kokkuvõetult sünnivad järgmised reaktsioonid lubja tarvitamisel:

I $CaCO_3 = CaO + CO_2$ lubja põletamine.
II $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$ lubja kustutamine.
III $Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O$ lubja tarvitamine krohviks ja sideaineks.

K a l t s i u m s u l f a a t, väävelhapukaltsium, $CaSO_4$. Looduses leidub $CaSO_4$ kipsis $CaSO_4 . 2H_2O$. Kipsis olev vesi lendub kuumutamisel: saadakse p õ l e t a t u d kips.

Kui põletatud kipsi veega segada, siis ühineb ta uuesti veega kõvaks kehaks. Kuumutatult 107—120° on kipsi vormel $CaSO_4 . H_2O$, 130—140° $CaSO_4$.

Kui kipsi kuumutada kuni 500—600°, siis kaotab ta sidumise võime veega; sarnast kipsi nimetatakse „s u r n u d k i p s i k s".

Kipsi tarvitatakse mitmesuguste kujude voolimisel, krohvimisel ja vormide valmistamiseks. Ka arstiteaduses tarvitatakse kipsi murtud ja kinnikasvavate luude sidemeks.

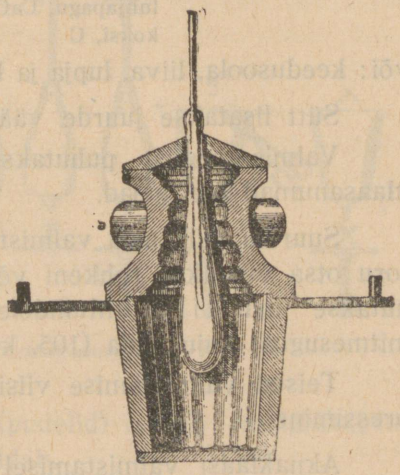
K l o o r l u b i *(Calcaria chlorata)* on valge pulber, mille koosseis muutlik, peaasjalikult $CaCl_2O + H_2O$. Kloorlubi imab õhust vett ja süsihapugaasi, hapete mõjul eraneb kloorlubjast kloor; sellepärast tarvitatakse kloorlupja riiete, lõngade, paberi jne. valgendamiseks, kui ka desinfitseerimise vahendina.

258. Kaltsium looduses. Kaltsiumi leidub looduses väga palju. Süsihapukaltsium sünnitab paekivi, mormori, kriidi jne. Peale seda leidub kaltsiumi ka mineralvetes.

Kaltsium on väga tarvilik toiduaine taimedele.

Taimede kaudu satub kaltsium loomade kehadesse, kus ta kondikude sünnitab. Kontides on 58% kaltsiumvosvaati ja 6% süsihapukaltsiumi.

105. kujund.



Karavini puhumine sellekohasesse vormi. Vorm seisab koos kahest poolest. Kujundil on näha ainult üks pool.

259. Klaas. Klaas on amorfne läbipaistev ühendus, milles harilikult on järgmised ained:

ränimulda,	SiO_2	73%
naatriumhapendit,	Na_2O	12%
kaltsiumhapendit,	CaO	15%
	Klaas:	100%

Naatriumhapendi asemel võib olla ka kaaliumhapend, K_2O, ja kaltsiumhapendi asemel — tinahapend. Mida rohkem on klaasis ränihapet ja kaltsiumhapendit, seda vastupidavam ta on. Aluste rohkusel alaneb klaasi sulanemie t°.

Tooreks materjaliks klaasi valmistamisel on marmor, lubjapagu, lubjakivi, — kaltsiumi ühendused; kvarts, räni, liiv, — ränikahelishapend; sooda (või Glauberi sool) naatriumi klaasi ja potas — kaaliumi klaasi valmistamiseks.

Nende ainete segu, võetud teatud suhtes, sulandatakse tulekindlates tiiglites klaasisulatamise ahjudes (1200°—1500°).

Nii võetakse lihtsa aknaklaasi valmistamiseks:

liiva, SiO_2	100 k.-ü.
soodat, Na_2CO_3	5 „
sulfaati, Na_2SO_4	36 „
lubjapagu, $CaCO_3$	36 „
koksi, C	1,9 „

või: keedusoola, liiva, lupja ja koksi.

Sütt lisatakse juurde väävli kõrvaldamiseks.

Valmis segust puhutakse, pressitakse või valatakse klaasanumad j.m. asjad.

Suurem hulk asju valmistatakse puhumisega. Raudtoru otsa võetakse rohkem või vähem vedelat klaasi ja puhutakse mulliks. Mullidele võib vormidesse puhudes mitmesugust kuju anda (105. kujund).

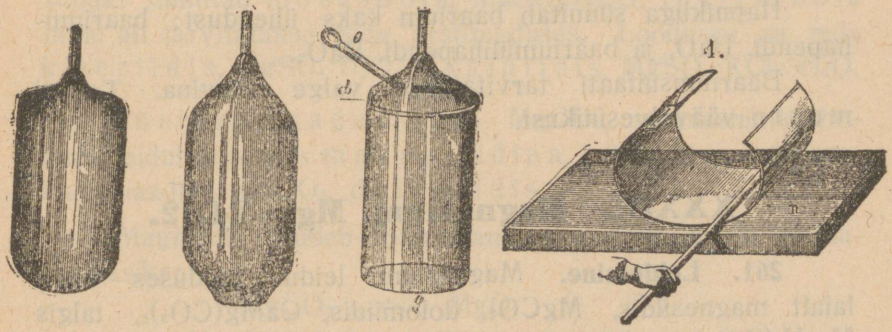
Teised valmistamise viisid on valamine, venitamine ja pressimine.

Aknaklaasi valmistamisel puhutakse alguses suur silinder, mille otsad maha lõigatakse, pikuti poolitatakse ja kuumas ahjus raudroobiga tasapinnaks silitakse (106. kujund).

107. kujundil on esitatud limonadiklaasi puhumine ja valmistamine.

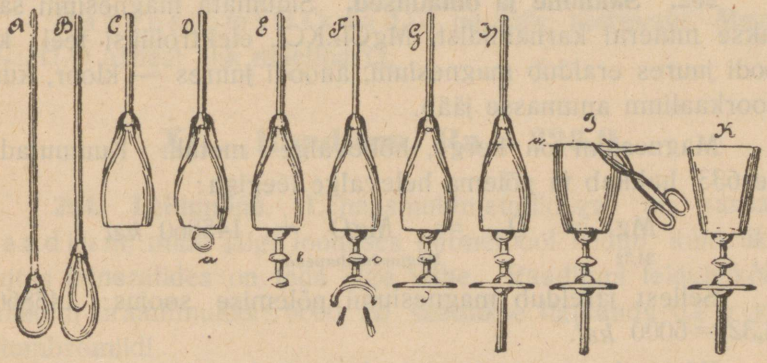
Värvilise klaasi saamiseks segatakse tooresainetesse metallhapendisi. Raudhapend, Fe_2O_3, värvib klaasi punaseks, koobalthapend — siniseks, kuld — purpurpunaseks. Piimaklaasis on kondituhka või vosvoriiti.

106. kujund.



Aknaklaasi puhumine ja sirgeks silimine.

107. kujund.



Limonadi klaasi valmistamine.

Harilik rohekas värv (pudelid) oleneb raudalahapendist, mida toores materjal sisaldab.

Klaas oli tuntud juba vanal ajal Egüptuses. (2000 a. e. Kr.).

260. Baarium. Ba = 137,37 ja **strontsium,** Sr = 87,63. Nende metallide ühendused on kaltsiumi ühendustega sarnased. Baariumi soolad värvivad leegi kollakasroheliseks, strontsiumi soolad — helepunaseks. Sellepärast tarvitatakse nimetatud metallide soolasid ilutulestikus (n.n. „bengali tuled").

Strontsium ja baarium on hõbevalged metallid. Saadakse elektrolüüsi teel kloriididest.

Hapnikuga sünnitab baarium kaks ühendust: baariumhapendi, BaO, ja baariumülihapendi, BaO_2.

Baariumsulfaati tarvitatakse valge värvina. Ta ei mustu väävelvesinikust.

XXXIX. Magnesium, Mg = 24,32.

261. Leidumine. Magnesiumi leidub looduses väga laialt magnesiidis, $MgCO_3$, dolomiidis, $CaMg(CO_3)_2$, talgis $Mg_3H_2(SiO_4)_3$, asbestis jne. „Mõruveed" sisaldavad niisama magnesiumi ühendusi *(Hunyadi Janos).*

262. Saamine ja omadused. Sidumata magnesium saadakse mineral karnalliidist, $MgCl_2.KCl$, elektrolüüsi teel: katoodi juures eraldub magnesium, anoodi juures — kloor, kuna kloorkaalium anumasse jääb.

Magnesium on kerge, hõbevalge metall. Kuumutades üle 633° hakkab ta põlema helevalge leegiga:

$$\underset{24,32}{Mg} + O = \underset{\text{Magnesiumhapend.}}{MgO} + 145860\ kal$$

Sellest järeldub magnesiumi põlemise soojus: 145860 : 24,32 = 6000 *kal.*

Kõrge kuumuse tagajärjel sulab ja aurab osa magnesiumi põlemisel, millest valge aur ja leek sünnivad.

Magnesiumi valgusel on suur keemiline energia. Tarvitatakse fotografeerimisel.

263. Ühendused. — Magnesiumhapend, MgO, magnesia *(Magnesia usta),* mis magnesiumi põlemisel sün-

nib, lahustub vees hüdroksüüdiks, $Mg(OH)_2$. Viimasel on aluslikud omadused.

Kloorismagnesium, $MgCl_2$, sünnib magnesiumhapendi ja soolhappe ühinemisel:

$$MgO + HCl = MgCl_2 + H_2O$$

Magnesiumhapend. Soolhape. Kloorismagnesium. Vesi.

Väävelhapumagnesium, $MgSO_4$, magnesiumsulfaat sünnitab mõrusoola, $MgSO_4.7H_2O$. Inglissoola nime all tarvitatakse teda arstiteaduses. Looduses on teda kiseriidis, $MgSO_4 \cdot H_2O$, ja kainiidis, $MgSO_4 \cdot KCl : 3H_2O$.

Süsihapumagnesium, $MgCO_3$, magnesiumkarbonaat, leidub looduses magnesiidina, kui ka ühes kaltsiumkarbonaadiga, $CaCO_3$, dolomiidis.

Magnesiit laguneb kuumutamisel magnesiaks ja süsihapugaasiks:

$$MgCO_3 = MgO + CO_2$$

Magnesiumkarbonaat. Magnesia. Süsihapugaas.

Kuumutame katseklaasis magnesiiti ja juhime eralduva gaasi läbi lubjavee. Lubjavees ilmub valge sade.

Magnesiumsilikaadid on talk, merevaht, $Mg_2Si_3O_8 : 2H_2O$ asbest ehk mäelina j.t.

XL. Raadium, Ra = 226,0.

264. Leidumine. Lehelismuldmetallidega on sarnane raadium, mille jälgi looduses mitmelpool leidub, kuid üksikutes mineralides on teda õige vähe. Raadiumi leidub kõige rohkem uraanimullas: 6000 *kg* saadakse ligikaudu 0,2 *g* raadiumbromiidi.

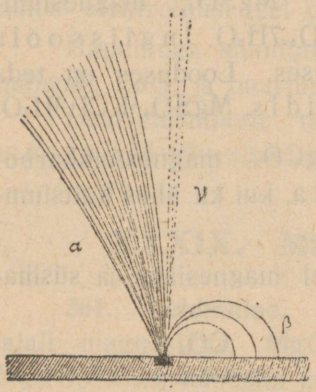
Metall-raadiumi sai esimest korda elektrolüüsi teel *M. Sklodovska-Curie* 1910. a. Parisis. Seni on saadud kokku ainult 50 *g* raadiumi.

265. Omadused. Raadium on valge, metallläikega aine; õhus hapendub ta kergesti ja mustub. Soolhappes lahustub ta kloorraadiumiks, $RaCl_2$.

Raadium ja tema ühendused heidavad isesuguseid kiiri, millel tähelepanemisväärt omadused. Raadiumi soolad värvivad leegi purpurpunaseks.

Juba *H. Becquerel* (1896.) märkas, et uraanimuld, U_3O_8, kiiri heidab, mis fotografia plaadi peale keemiliselt mõjuvad.

108. kujund.



Raadiumi kiired: alfa (α), beeta (β) ja gamma (γ). Magneet juhib β ja α kiired kõrvale, kuna ta γ kiirtesse ei mõju.

Pärastised vaatlused ja katsed tõendasid, et raadium kolme seltsi kiiri heidab: alfa kiired, beeta kiired ja gamma kiired (α, β, γ, 108. kujund). Need kiired edendavad keemilisi reaktsioone: süsihapugaasi, CO_2, ja ammoniaki, NH_3, keemiline lagumine, kollase vosvori moondumine punaseks jne. sünnivad nende mõjul.

Raadiumi kiirte teistest keemilistest omadustest on tähelepanemisväärt järgmised:

Raadiumi kiirte mõjul moondub osa õhuhapnikku ozooniks, vesi — paukgaasiks. Organilised ained, näit. paber, laguvad nende kiirte mõjul, taime kuded surmatakse ja inimese nahal sünnivad visalt paranevad põletishaavad.

Raadiumi kiirte mõjul muutuvad kehad, mis elektrit ei juhi, elektrijuhtideks (õhk).

Raadiumi soolad helendavad ja kutsuvad välja ka teiste ainete helendamise.

Huvitavamatest raadiumi omadustest on see, et ta kiiri heites ise lagub; sellel lagumisel sünnivad uued elemendid: heelium ja raadiumi emanatsioon; viimane moondub jällegi teisteks elementideks. Viimasena tootena sünnib raadiumist tina.

Raadium eraldab lagumisel suure hulga soojust: 1 *g* raadiumi sünnitab ühe tunni jooksul kuni 138 *kal.*

Katseteks tarvitatakse raadiumi ja broomi või kloori ühendusi.

265a. Raadioaktiivsus. Peale uraani on ka tooriumil, aktiniumil ja õige vähesel mõõdul ka kaaliumil ja rubidiumil raadiumi omadused. Need on n. n. raadioaktiivsed elemendid *(radiare* = kiiri heitma). Kiiri, mis need elemendid heidavad, nimetatakse ülesleidja nime järgi ka Becquerel'i kiirteks.

266. Lehelismuldmetallide võrdlus. Nende elementide sarnadus väljendub järgmisest tabelist:

Omadused.	Magneesium Mg	Kaltsium Ca	Strontsium Sr	Baarium Ba
Aatomkaal	24,32	40,07	87,63	137,37
Tihedus	1,74	1,55	2,54	(3,8)
Lahutab vett	väga pikkamisi	pikkamisi	elavalt	väga elavalt
Hapend lahustub veeosades	100000	800	150	30
Sulfaat lahustub veeosades	3	490	7000	400000
Leegi värv	valge	kollakas-punane	karmiinpunane	kollakas-roheline
Valents	2	2	2	2
Sulamise t°	650°	1019°	*ca.* 800°	850-900°

267. Küsimused ja ülesanded. Kui palju kaalub 100 *g* marmori pärast põletamist? — Miks sünnib veekeetmise anumate seintele lubjakirme? — Miks muutub kõva vesi pehmeks, kui sinna soodat juurde lisada?

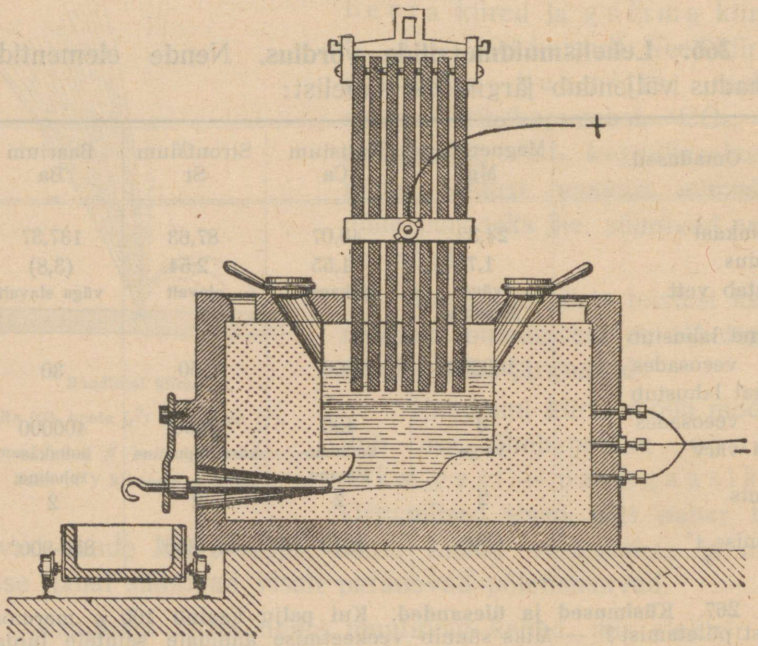
XLI. Aluminium.

Aluminium, Al = 27,1.

268. Leidumine. Aluminiumi leidub maakera koores väga palju mitmesugustes ühendustes. Savi, kaoliin, põllupagu, vilgukivi j.t. on aluminiumi silikaadid. Korund, safiir, rubiin, boksiit — on aluminiumi hapendid, Al_2O_3, mis lisandusega värvitud.

269. Saamine. Aluminiumi saadakse *Héroult'i* elektriahjus, kus savimuld, Al_2O_3, mineral krüoliidiga, AlF_3 3NaF, segatakse ja raudkastis, mis sütega vooderdatud, kõrges kuumuses (10—15000 ampère) keemiliselt laguneb: metall aluminium kogub katoodi (—) juurde (süte vooder), kuna hapnik süsianoodi (+) juures süsihapugaasiks põleb (109. kujund).

109. kujund.



Héroult'i elektriahi aluminiumi saamiseks. Saamine tasub ennast ainult siis, kui elektrienergia odavalt saadakse koskede veejõu kasutamisel.

270. Ajaloolised märkused. Esimest korda sai puhast aluminiumi keemik *Wöhler* 1827. a. aluminiumkloriidi, $AlCl_3$, taandamisel naatriumiga. 1919. a. oli aluminiumi ilmatoodang 24000 *t*.

271. Omadused. Aluminium on hõbevalge metall. Aluminium lahustub kergesti hapetes ja lehelistes; külmas lämmastikhappes ei lahustu.

Viskame katseklaasidesse soolhappega ja söötnaatroniga (või -kaaliga) aluminiumi tükikese. Algab kohe elav reaktsioon, eraldub vesinik:

$$Al + 3HCl = AlCl_3 + 3H$$

Soolhape. Klooraluminium. Vesinik.

$$Al + 3NaOH = Al(ONa)_3 + 3H$$

Söötnaatron. Naatriumaluminaat. Vesinik.

Õhukesed aluminiumi lehed, traat ja pulber põlevad kuumutamisel õhus.

272. Tarvitamine. Aluminiumi tarvitatakse apparaatide, masina osade, anumate, aluminiumi pronksi (5—10% Al ühes vasega) ja magnaliumi (10—25% Mg ühes aluminiumiga) valmistamiseks.

XLII. Aluminiumi ühendused.

273. Aluminiumhapend, Al_2O_3, ehk s a v i m u l d sünnib aluminiumi põlemisel; ta on valge pulber. Looduses sünnitab ta kalliskivisid, — rubiini, safiiri ja korundi.

274. Aluminiumvesihapend, $Al(HO)_3$, sadeneb värvitu hüübena[1]) aluminiumi soolast ammoniaki (või söötnaatroni) lahusest.

Väävelhapualuminiumi lahusesse lisame ammoniakvedelikku juurde:

$$Al_2(SO_4)_3 + 6(NH_4)OH = 2Al(OH)_3 + 3(NH_4)_2SO_4$$

Väävelhapualuminium. Ammoniumvesihapend. Aluminiumvesihapend. Ammoniumsulfaat.

või:

$$AlCl_2 + 3Na|OH = Al(OH)_3 + 3NaCl$$

Kloorisaluminium. Söötnaatron. Aluminiumvesihapend. Keedusool.

275. Aluminiumsulfaat, $Al_2(SO_4)_3$, saadakse kontsentreeritud väävelhappe mõjul s a v i s t; niisama ka aluminiumvesihapendi lahustumisel lahjendatud väävelhappes; aurutades kristalliseerub $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ valgete nõeladena.

276. Maarjas. Lehelissulfaatidega sünnitab väävelhapualuminium ilusad läbipaistvad kristallid, mis harilikult nimetatakse m a a r j a s e k s.

[1]) Hüüve — gallert.

Elementide peri

Sugukonnad	O	I A	I B	II A	II B	III A	III B	IV A	IV B
Väärisus	O	1 [2, 3]		2 [1]		3 [1]		4 [2]	
Hapnik. ühendused	E°	E_2O		EO		E_2O_3		EO_2	
1.									
2.	2. Heelium He 4.00	3. Liitium Li 6,94		4. Berüllium Be 9,1		5. Boor B 11,0		6. Süsinik C 12,005	
3.	10. Neoon Ne 20,2	11. Naatrium Na 23,00		12. Magnesium Mg 24,32		13. Aluminium Al 27,1		14. Räni Si 28,3	
4.	18. Argoon Ar 39,88	19. Kaalium K 39,10		20. Kaltsium Ca 40,07		21. Skandium Sc 44,1		22. Titaan Ti 48,1	
5.			29. Vask Cu 63,57		30. Tsink Zn 65,37		31. Gallium Ga 69,9		32. Germa- [nium Ge 72,5
6.	36. Krüptoon Kr 82,92	37. Rubidium Rb 85,45		38. Strontsium Sr 87,63		39. Ütrium Y 88,7		40. Tsirkonium Zr 90,6	
7.			47. Hõbe Ag 107,88		48. Kad- [mium Cd 112,4		49. Indium In 114,8		50. Inglistina Sn 118,7
8.	54. Ksenoon X 130,2	55 Tseęsium Cs 132,81		56. Baarium Ba 137,37		57. Lantaan La 139,0		58. Tseerium Ce 140,25	
9.		62. Euroopium Eu 152,0		63. ?		64. Gadolinium Gd 157,3		65. Terbium Tb 159,2	
10.		69. Erbium Er 167,7		Tuulium Tu 168,5		71. Üterbium Yb 173,5		72. Lutetsium Lu 175,0	
11.			79. Kuld Au 197,2		80. Elavhõbe Hg 200,6		81. Tallium Tl 204,0		82. Tina Pb 207,2
12.	86. Nitoon Nt 222,4	87. ?		88. Raadium Ra 226,0		89. ?		90. Toorium Th 232,4	

oodne süsteem.

V A B	VI A B	VII A B	VIII
5 [3]	6 [2]	7 [1]	8 [2, 3, 4]
E_2O_5	EO_3	E_2O_7	EO_4
		1. Vesinik H 1,008	
7. Lämmastik N 14,01	8. Hapnik O 16,00	9. Fluor F 19,0	
15. Vosvor P 31,04	16. Väävel S 32,06	17. Kloor Cl 35,46	
23. Vanadiin V 51,0	24. Kroom Cr 52,0	25. Mangaan Mn 54,93	26. Raud Fe 55,84 27. Koobalt Co 58,97 28. Nikkel Ni 58,68
33. Arseen As 74,96	34. Seleen Se 79,2	35. Broom Br 79,92	
41. Niobium Nb 93,5	42. Molübdeen Mo 96,0	43. ?	44. Rutenium Ru 101,7 45. Roodium Rh 102,9 46. Palladium Pd 106,7
51. Antimon Sb 120,2	52. Telluur Te 127,5	53. Jood J 126,92	
59. Praseodüüm Pr 140,9	60. Neodüüm Nd 144,3	61. Samarium Sa 150,4	
66. ?	67. Düsprosium Dy 162,5	68. Holmium Ho 163,5	
73. Tantal Ta 181,5	74. Wolfram W 184,0	75. ?	76. Osmium Os 190,9 77. Iridium Ir 193,1 78. Plaatina Pt 195,2
83. Vismut Bi 208,0	84. ?	85. ?	
91. ?	92. Uraan U 238,2		

Kaalimaarjas, $AlK(SO_4)_2{:}12H_2O$, ja naatronmaarjas, $AlNa(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, sisaldavad suure hulga kristallvett.

Soendame katseklaasis kaalimaarjast. Maarjas lahustub enese kristallvees.

Maarjast tarvitatakse riiete värvimisel värvide kinnitamiseks, nahaparkimisel, paberi liimimisel jne.

Maarjaseks nimetatakse üldse kaksiksulfaate. Kaaliumi asemel võvad olla naatrium, ammonium, rubidium; aluminiumi asemel — raud, kroom j. t.

277. Aluminiumsilikaat. — Savi. Aluminiumsilikaati leidub looduses suurel hulgal. Tähtsam sarnane ühendus on põllupagu, $AlKSi_3O_8$, mis murenedes sünnitab hariliku savi, kuna kaalium mullas lahustub ja taimedele toiduainet annab.

Põllupagu mureneb külma ja soojuse mõjul tükikesteks. Pragudesse tungib vihmavesi, milles õhu süsihapugaas lahustunud. Viimane kutsub välja põllupaos keemilise lagunemise, mis umbes järgmiselt sünnib:

$$\underbrace{K_2O,\ SiO_2;\ Al_2O_3,\ SiO_2}_{\text{Kaali — savimuld — silikaat}} + \underbrace{CO_2}_{\text{Süsihapugaas.}} = \underbrace{K_2O,\ CO_2}_{K_2CO_3\ \text{Kaaliumkarbonaat}} + \underbrace{Al_2O_3(SiO_2)_2}_{Al_2Si_2O_7\ \text{Aluminiumsilikaat.}}$$

Kaaliumkarbonaat lahustub vees, kuna aluminiumsilikaat veega ühinedes ***savi*** sünnitab, $Al_2O_3(SiO_2)_2 \cdot 2H_2O$.

Lupja sisaldavat savi nimetatakse mergeliks.

Puhas savi on täitsa valge (*„Bolus alba“*) ja nimetatakse kaoliiniks, $Si_2O_9Al_2H_4$.

Harilik savi on lisandustega värvitud punaseks, siniseks, kollaseks.

Kaoliini tarvitatakse portsellani valmistamiseks.

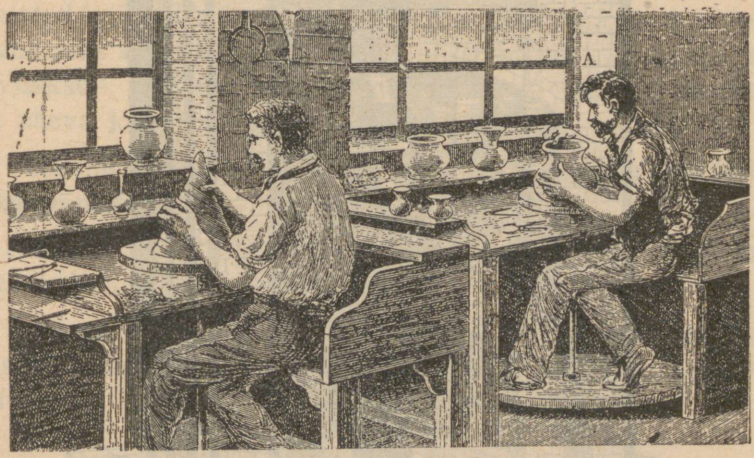
278. Savinõud. Savinõude valmistamine ehk keraamiline tööstus (*keramos* = savi) on tuntud vanast ajast. Savinõude valmistamiseks võetakse mitmesugust savi. Valgest savist,

kaoliinist, valmistatakse portsellan. Portsellan on kaoliini, põletatud põllupao ja kvartsi peeneks jahvatatud segu, millest anumad vormitakse.[1]) Ahjus põletamisel sulavad nad kokku klaasitaoliseks veekindlaks kehaks.

Savinõud vormitakse käsitsi veega pehmendatud massist.

Pärast esialgset õhus kuivatamist põletatakse nad ahjudes (110. ja 111. kujund).

110. kujund.



Savi anumate vormimine.

Harilik savi annab pärast põletamist urbse, poorse keha, mis vett ja õhku läbi laseb. Kui savisse on segatud põllupagu, siis täidab see sulades poorid, ja anumad on seega tihedad. Ka vaapamisega (glasuurimisega) saadakse poorilistest savinõudest veekindlad.

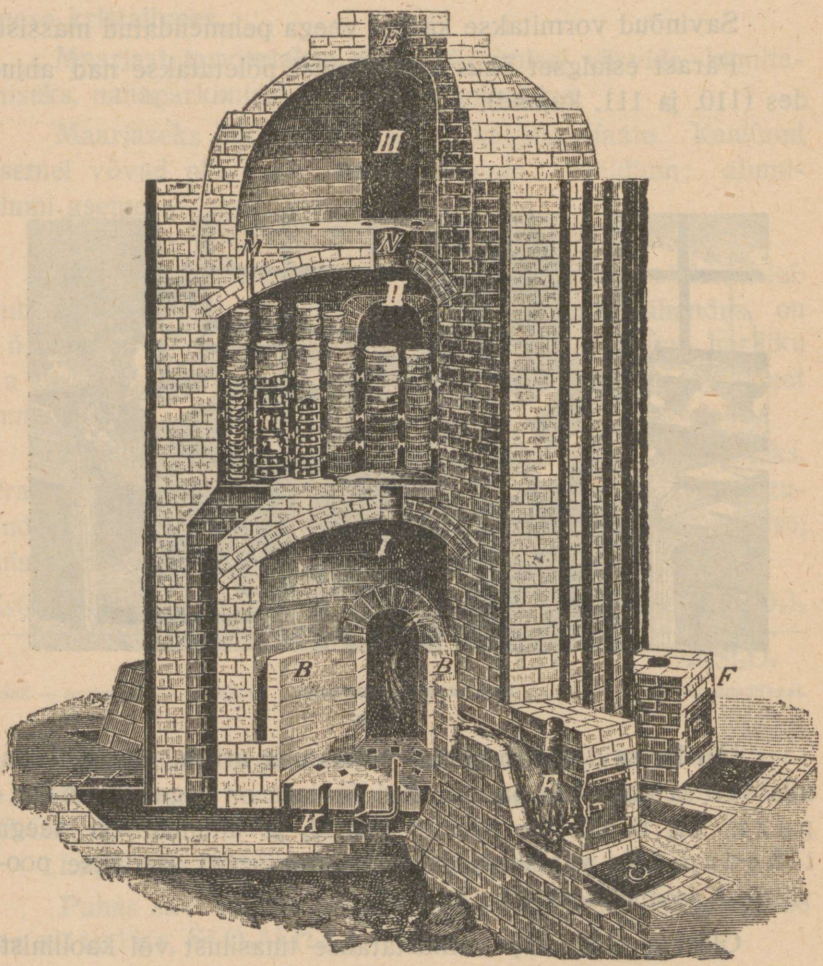
Glasuur ehk vaap valmistatakse tinasilust või kaoliinist, millesse suuremal hulgal on segatud põllupagu ja kvartsi.

Lihtsamal viisil vaabatakse savinõud sel teel, et ahju põletamise ajal keedusoola visatakse. Sool laguneb kuuma veeauru mõjul naatriumvesihapendiks (söötnaatron) ja

1) Võetud ainete vahekord on mitmesugune, mis vabrikute saladus. Keskmiselt on portsellanis 55% kaoliini, 22,5% kvartsi ja 22,5% põllupagu.

soolhappeks. Naatron sünnitab saviga sulaneva silikaadi, mis täidab poorid.

111. kujund.



Savinõude põletamise ahi.

Tulepesadest F satuvad põlevad gaasid alumisse ahju osasse I, kust nad põranda avauste läbi teise korda II juhitakse. III. korral on temperatuur madal. Seal kuivatatakse anumaid.

279. Ultramariin. Kui kaoliini, sooda, süsi ja väävli segu kuumutada, siis saadakse ultramariin. Ultramariin on mür-

gitu värv ja tarvitatakse tapeetide, suhkru, pesu („pesusine") värvimiseks.

Kuumutamise tingimustest oleneb ultramariini värv. On tuntud ligi 100 mitmesugust ultramariini teisendit: valge, roheline, sinine, punane jne.

Sinise ultramariini koosseis on $Si_3Al_3Na_4S_2O_{12}$.

280. Tsement. Savi ja lubjapao vedela segu kuumutamisel saadaks tsement, mida tarvitatakse peeneks pulbriks jahvatatud kujul. Tsement segatakse vee ja liivaga plastiliseks või vedelaks massiks, millega ehitamisel kivisid seotakse ja krohvitakse. Tsement kuivab veekindlaks kivikõvaks aineks mõne päeva jooksul, — sünnib keemiline ühendus: $CaSiO_3 \cdot H_2O$.

Veekindlat portlandi tsementi nimetatakse ***hüdraulik-tsemendiks.***

Kontsentreeritud soolhappe mõjul laguneb tsement, ja eraneb hüübeline ränihape.

Segame pool teelusikat tsementi 50 *ccm* veega, valame klaasanumasse ja lisame segu liigutamisel 50 *ccm* kanget soolhapet juurde. Vähe aja järele angub segu hüübeks.

281. Kõrge temperatuuri saamine. Aluminiumi ja hapniku vahel on kõrges temperatuuris suur keemiline sugulus. Sellepärast võtab aluminium hapniku hapenditest ära (reduktsioon, *Goldschmidt*'i katse 1897. a.)

Segame raudhapendit aluminiumi pulbriga (12 *g* aluminiumi, 36 *g* raudhapendit). Kui segu tiiglis magnesiumi lindi abil põlema süüdata, siis põleb aluminium selle hapniku mõjul, mis ta raudhapendist taandab:

$$\underset{\text{Aluminium.}}{2Al} + \underset{\text{Raudhapend.}}{Fe_2O_3} = \underset{\text{Aluminiumhapend.}}{Al_2O_3} + \underset{\text{Raud.}}{2Fe}$$

Sünnib nii kõrge kuumus, et isegi raud sulab.

Raudhapendi ja aluminiumi pulbri sarnast segu (3 : 1) nimetatakse ***termiidiks.*** Termiiti tarvitatakse raua osade sulatamisel.

282. Haruldased elemendid. Aluminiumiga on sarnased mõned haruldased elemendid: toorium, Th = 232,4; tseerium, Ce = 140,25 jt.

Tooriumi ja tseeriumi hapendisi (ThO_2 ja CeO_2) tarvitatakse *Auer'i* [1]) hõõgsukkade valmistamiseks. Neil metallidel on nimelt see omadus, et nad kuumutamisel ise hakkavad intensiivseid valgusekiiri heitma („hõõg-valgus").

Küsimused ja ülesanded. Katsuge saada maarjase lahusest kriss talle. 40° juures küllastatud maarjase lahusesse riputage niit ja laske lahu? hanguda. —Kas võib aluminiumist anumaid pesta leheliseega (tuhaga)-

XLIII. Elementide perioodne süstem.

283. Ajalugu. 1829. a. märkas *Döbereiner*, et elementide keemiliste omaduste ja nende aatomkaalude vahel väljeneb teatud suhe. *Döbereiner* seadis ühtlased elemendid rühmadesse, mis ta nimetas triaadideks, sest et igas rühmas oli kolm ühtlaste omadustega elementi.

Nii võib järgmisi elementa rühmitada triaadidesse:

Liitium,	Kaltsium,	Väävel,	Kloor,
naatrium,	strontsium,	seleen,	broom,
kaalium.	baarium.	telluur.	jood.

1869. a. seadsid pea ühel ajal *Mendelejev* ja *Lothar Meyer* elemendid teatud süstemi, millest näha oli, et elementide keemilised omadused on nende aatomkaalude perioodsed funktsioonid.

284. Elementide loomulik süstem. Kui elemendid ridastada aatomkaalude tõusu järele alates kõige vähema aatomkaaluga elemendist, heeliumist, siis ilmub, et:

1. kõrvuti seisvate elementide aatomkaalu vahe kaunis püsiv on ja kõigub 1 kuni 4;

2. elementide füüsikalised ja keemilised omadused muutuvad järjest ainult teatud elemendini; pärast seda korduvad need omadused uuesti.

---

[1]) *Auer v. Welsbach* tarvitas esimesena haruldaste muldmetallide hapendisi gaasileegi valguse suurendamiseks (93. kujundil on Auer'i hõõgsukk).

Nii muutuvad elementide omadused alguses heeliumist kuni fluorini; üheksas element, neoon, on heeliumiga, kümnes element, naatrium, on liitiumiga jne. sarnane. Seitsmeteistkümnes element, argoon, alustab uut rida, milles elementide omadused sarnased on esimeses ja teises reas kohakuti seisvate elementidega.

Nii moodustavad kõik elemendid kuus perioodi. Neist on kaks esimest väikesed, kummagis kaheksa elementi, ja neli suurt, milles 15—18 elementi.

Perioodid:	1.	He	Li	Be	B	C	N	O	F	—	—	—
„	2.	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	—	—	—
„	3.	Ar	K	Ca	Sc	Ti	Y	Cr	Mn	Fe	Co	Ni
		—	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	—	—	—
„	4.	Kr	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	—	Ru	Rh	Pd
		—	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	J	—	—	—
„	5.	X	Cs	Ba	La	Ce	Ta	W	—	Os	Ir	Pt
		—	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	—	—	—	—	—
„	6.	—	—	Ra	—	Th	—	U	—	—	—	—

Märkus: 1 ja 2 perioodid on väikesed; 3, 4, 5 ja 6 — suured.

Suured perioodid jagunevad pikaks ja lühikeseks perioodideks.

Kui ainult elementide horisontaal ridasid lugeda, siis on neid kaksteistkümmend. V. tabel 164. ja 165. lehek.

Vesiniku seisukoht ei ole süstemis täitsa kindel. Mõned teadlased jätavad ta tabelist hoopis välja, teised mahutavad ta ühte või teise sugukonda.

Kui kõik elemendid kirjutada paberiribale kõrvuti aatomkaalu tõusu järele ja pabeririba keerata kruuvikäigu järele 12 korda ümber püstsilindri, siis juhtuvad teatud elemendid kohakuti, sünnitavad püstread, milles asetatud ühtlaste omadustega elemendid. Neid püstridasid saab kaheksa ja üheksas null rida.

Püstread moodustavad elementide loomulikud sugukonnad.

Igas sugukonnas võib elementa liigitada kahte rühma. A ja B, kus koondatud rohkem ühtlaste omadustega elemendid.

Igas sugukonnas on ühtlaste omadustega, horisontaalreas — lahkuminevate omadustega elemendid.

Tabelis on näha tühjad lahtrid. Need on seni veel tundmata elementide kohad. Kuid naabruses olevate elementide omaduste järele võib ennustada tundmata elementide omadusi.

Pärast *Mendelejev*'it on mitmete teadlaste poolt elementide perioodset süstemi ühel või teisel viisil täiendatud.

Võetud tabel on Dr. *Ira Remsen*'i järele.

285. Seadusepärasus elementide loomulikus süstemis. Elementide väärisus halogeenide, vesiniku ja hapniku suhtes on muutmatu igas sugukonnas.

Null sugukonna elementide väärisus on null, s. t., et neil ei ole kalduvust ühinemiseks teiste elementidega. Keemiliselt on nad erapooletud.

Esimeses sugukonnas olevate elementide väärisus on halogeenide, vesinikuga ja hapnikuga üks. Ainult vask on hapnikuga ja halogeenidega kahe-, kuld ühe- või kolmeväärine.

Teise sugukonna elemendid on kaheväärised, ainult elavhõbe on hapnikuga ja halogeenidega üheväärine.

Kolmanda sugukonna elemendid on kolme-, neljanda nelja- jne. väärised. Ka neis sugukondades on erandisi.

Kaheksanda sugukonna elemendid ei sünnita vesinikuga ühendusi. Hapnikuga on nad kaheksaväärised, missugune väärisus üldse seni kõige suuremana tuntud.

Sulamise temperatuuri perioodsust elementide loomulikus süstemis näitab järgmine tabel, kus temperatuur on arvatud absoluutsest nullist (— 273°).

Li 459,	Na 371,	K 336,	Rb 312,	Cs 300;
Be 1573,	Mg 924,	Zn 692,	Gd 592,	Hg 234;
Si 1703,	Ge 1200,	Sn 505,	Ph 600,	

Niisama väljenevad ka elementide muud omadused, mis sugukondades esinevad, — kristallkuju, erikaal, hapendite ja kloriidide soojasünnitus jne.

286. Elementide loomuliku süstemi tähtsus. Perioodne süstem võimaldab elementa rühmitada ja neid hinnata ühtlaste omaduste järele.

Tähtis on ka, et perioodne süstem võimaldab ennustada uusi, seni tundmata elementa.

Nagu tabelist näha, on mõnede elementide vahel olemas tühjad lahtrid. Võib oletada, et seal peaksid seisma elemendid, mis seni veel tundmatud. Juba *Mendelejev* (1871) juhtis tähelepanu tühja koha peale, mis siis oli kaltsiumi ja titaani vahel. *Mendelejev* oletas kõrvalseisvate elementide omadusi arvesse võttes, et seal kolmeväärine element peab seisma, mille aatomkaal võrdub 44. Niisama ennustas ta ka teisi füüsikalisi ja keemilisi omadusi.

Ja tõesti, 1879. a. leidis *Nilson* uue elemendi, skandiumi, mille omadused vastavad *Mendelejev*'i poolt ettekuulutatud elemendi omadustele.

Niisama leiti *Mendelejev*'i ettekuulutuste järele germanium j. m.

287. Aatomi ehitus. Praeguse aja keemia ja füüsika õpetavad, et aatom seisab koosaatomi tuumast ja igale elemendile teatud kindlast arvust elektroonidest, mis aatomi tuuma ümber keerlevad. Elektroonide all mõeldakse n. n. „eitava elektri" kõige väiksemaid osakesi. Iga aatomis on elektriline tasakaal, mis oleneb aatomi tuuma tungist: aatomi tuum on laetud jaatava elektriga, sellepärast võib ta ka teatud arvu eitavaid elektroonisid kinni pidada. Aatomit, milles puudub loomulik arv elektroonisid, nimetatakse iooniks; et elektrilist tasakaalu saavutada, selleks rändavadki ioonid katoodi või anoodi poole.

Iga elementi iseloomustab elektroonide arv, mis aatomi tuuma ümber keerleb. Vesiniku tuuma ümber keerleb üks elektroon, liitiumi ümber kolm, berülliumi ümber neli jne. Elektroonide arv aatomi tuuma ümber on elemendi nummer, mis vastab elemendi numbrile elementide perioodses süsteemis.

See elektroonide teooria püüab seletada keemiliste elementide järjestust perioodses süsteemis. Teooria harrastab peaasjalikult füüsikat, kuna keemiliste nähtuste aluseks jääb ikkagi aatom, sest et aatom on aine kõige väiksem osa, mis keemilistes ühendustes esineb.

XLIV. Tsink.

Zincum, $Zn = 65{,}37$.

288. Leidumine. Looduses leidub harilikult metallisid ühendustes hapnikuga või väävliga. Neid metallide ühendusi nimetatakse metallimuldadeks ehk metallikivideks.

Tsinki leidub looduses ühenduses süsihapugaasiga tsingipaos, $ZnCO_3$, ja ühenduses väävliga tsingiläigis, ZnS.

E h e d a l t (s. t. sidumata) ei leidu tsinki looduses mitte.

289. Saamine ja omadused. Tsingi saamiseks põletatakse tsingimulda ühes sütega. Selle juures destilleerub tsink pulbrina või vedelikuna, mis vormidesse valatakse. Sündinud reaktsiooni võib nii ette kujutada:

I. $ZnCO_3 = ZnO + CO_2$

Süsihaputsink. Tsinkhapend. Süsihapugaas.

II. $ZnO + C = Zn + CO$

Tsinkhapend. Süsi. Tsink. Süsihapend.

Tsink on raske, kristallehitusega sinakasvalge metall. Harilikus temperatuuris on ta väga habras. 100—150° juures võib teda venitada ja taguda. 200° juures muutub ta uuesti hapraks, nii et ta löögist pudeneb pulbriks. Kuivas õhus ei muutu tsink. Niiskes õhus ilmub tsingi peale õhuke kirme tsinkkarbonaati, $ZnCO_3$, mis hoiab tsingi hapendumise eest.

Lahjendatud hapetes ja lehelisvesihapendites lahustub tsink, happest vesinikku välja tõrjudes.

Tsink on kaheväärine element.

Iseäranis kergesti ühineb keemiliselt t s i n g i p u l b e r.

Kui vett soendada tsingipulbriga, siis eraldub vesinik.

Segame tsingipulbrit (13 *g*) lämmastikhapuammoniumiga, NH_4NO_3, (16 *g*) ja lisame juurde mõni tilk vett. Selle juures hapendub tsink nii energiliselt, et ta põlema hakkab.

290. Tarvitamine. Tsinki tarvitatakse metallanumate valmistamiseks. Tsingi suland vasega, „kollane vask", leiab laialiselt tarvitamist (60—80% vaske, 20—40% tsinki). Tsingiga kaetakse ka rauda, et teda roostetamise eest hoida.

291. Ühendused. Kui tsinki õhus kuumutada, siis põleb ta sinaka leegiga valgeks pulbritaoliseks tsinkhapendiks:

Zn + O = ZnO

65,4 16 81,4

Tsink. Hapnik. Tsinkhapend.

Tsinkhapendit tarvitatakse valge värvina, mis ei muutu õhus ega ühine väävelvesinikuga.

Tsinkhapend sünnib ka tsingikarbonaadi, $ZnCO_3$ kuumutamisel:

$$ZnCO_3 = ZnO + CO_2$$

Tsingikarbonaat. Tsinkhapend. Süsihapugaas.

Kuumutame söe peal tsingi tükikest joottoru hapendavas leegis. Valge aur, mis selle juures lendub, on tsinkhapend.

Väävelhaputsink, tsinkvitriol, $ZnSO_4.7H_2O$, saadakse tsingi lahustumisel väävelhappes, H_2SO_4. Tarvitatakse arstiteaduses silmatilkadena. Kui teda segada värviga, siis kuivab see kiiremini. Mädanemise eest hoidmiseks leotatakse palkisid ja laudu tsinkvitrioliga.

Kloortsink, $ZnCl_2$, sünnib tsingi lahustumisel soolhappes. Tarvitatakse niisama puude leotamiseks, sest et ta surmab bakteeriaid, mis mädanemist edendavad.

Tsinkkloriidi tarvitatakse ka jootmisel, sest et ta metallhapendid eneses lahustab.

Kloortsingi ja tsinkhapendi segu ühes klaaspuruga tarvitatakse hambatsemendina: $ZnCl_2.3ZnO.2H_2O$.

292. Kadmium, Cd = 112,40, leidub looduses ühes tsingiga. On omaduste poolest mitmeti tsingi sarnane. Väävliskadmium, CdS, on kollane ja tarvitatakse kollase värvina.

293. Sulandid. Metallisid võib segada sulandatud olekus. Selle juures sünnib harilikult vastastikune sulamine („kõvad lahused"). Sulanditel on lahkuminevad omadused võetud metallidega.

Iseäranis tähelepanemisväärt on, et sulandite sulanemise temperatuur on võetud metallide sulanemise temperatuurist madalam.

Kui metallisid teatud vahekorras võtta, siis võib õige madala sulanemise punktiga sulandi saada. Sarnast sulandit nimetatakse ***eutektiliseks sulandiks.***

293a. Woodi suland. Kui võtta vismuti 4 k.-ü., tina 2 k.-ü. inglistina ja kadmiumi kumbagi 1 k.-ü., siis saadakse su-

land, *Woodi* metall, mille sulanemise temperatuur on 60,5°, s. t. ta sulaneb juba tulises vees.

Üksikult on nende metallide sulanemise temperatuur palju kõrgem: Bi 271°, Sn 232°, Pb 327° ja Cd 321°.

294. Küsimused ja ülesanded. Miks ei roosteta tsingitud raud? — Kui palju on vaja tsinki, et saada 1000 *ccm* vesinikku väävelhappest? — Valmistage *Wood*'i metall! — Kuidas veenduda, et võetud on tsinkvalge?

XLV. Elavhõbe.

Hydrargyrum, Hg = 200,6.

295. Leidumine ja saamine. Elavhõbedat leidub ehedalt tilgakestena mõnedes mäetõugudes. Suurem hulk elavhõbedat saadakse kinnaverist, HgS, (väävliselavhõbe). Kinnaveri leitakse Hispanias, Kalifornias, Austrias, Venemaal j. m.

Kinnaver põletatakse kõrgahjudes, mille juures väävel põleb väävlishapendiks, kuna elavhõbeda aur jahutajates veeldub. Pärast saamist filtreeritakse elavhõbe läbi naha või linase riide.

296. Omadused. Elavhõbe on harilikus temperatuuris vedel metall. Hangub —38,8° kõvaks taotatavaks ja venitatavaks hõbevalgeks metalliks. Aurab harilikus temperatuuris, keeb 357° juures. Ei lahustu soolhappes.

Kuumas kontsentreeritud väävelhappes ja lämmastikhappes lahustub.

Elavhõbe juhib hästi soojust ja elektrit.

297. Amalgaam. Mitmed metallid lahustuvad elavhõbedas. Sarnaseid lahuseid nimetatakse ***amalgaamideks.***

Viskame katseklaasi elavhõbedaga tükikese naatriumi. Naatrium lahustub elavhõbedas plahvatusega. Kui naatriumi on võetud vähe, siis saadakse vedel amalgaam, kui rohkem — siis kõva amalgaam.

Niisama lahustuvad elavhõbedas vask, kuld, hõbe. Ainult raud ei sünnita amalgaamisid, ja sellepärast võib hoida elavhõbedat raudanumates.

Hõõrume vaskpleki peal tilga elavhõbedat. Vask muutub hõbevärviliseks. Ühe päeva pärast on elavhõbe auranud ja pleki peale jääb natuke vase pulbrit, mis elavhõbedas oli lahustunud.

298. **Tarvitamine.** Elavhõbedat tarvitatakse termomeetrite, baromeetrite valmistamiseks, kulla ja hõbeda saamisel nende muldadest.

Elavhõbeda amalgaami inglistinaga tarvitatakse peeglite valmistamisel. Amalgaamiga kaetakse klaasipind. Soendamisel aurab elavhõbe ära, kuna õhuke kirme inglistina klaasi peale jääb.

Elavhõbedat tarvitatakse ka arstiteaduses.

Elavhõbe ja tema aur on mürgised.

299. **Ühendused.** Elavhõbe sünnitab kaks rida ühendusi: alahapendilised, Hg_2O, ja hapendilised, HgO.

Elavhõbe ühineb hapnikuga ainult soendamisel (360°). Soendamisel ühineb ta ka väävli, kloori ja broomiga.

Loksutame katseklaasis jooditinktuuri sees tilgakese elavhõbedat. Jooditinktuur kaotab värvi: saadakse joodiselavhõbe, HgJ_2.

Hõõrume uhmris elavhõbedat väävliga: saadakse väävliselavhõbe, HgS:

$$Hg + S = HgS$$

Elavhõbehapend, HgO, on punane pulber, mis kuumutamisel 650° juures elavhõbedaks ja hapnikuks laguneb.

Elavhõbehapendist sai *Priestley* 1774. a. esimest korda hapnikku.

Klooriselavhõbe, HgCl, kalomel, on valge pulber. Tarvitatakse arstiteaduses desinfitseeriva vahendina; vees ei lahustu.

Kloorelavhõbe, $HgCl_2$, sublimaat, on valge kristallaine. Lahustub vees. Tarvitatakse desinfitseerimise otstarbel.

On väga mürgine.

Vastumürgiks sublimaadile on veega lahjendatud munavalge, mis sublimaadiga lahustamatu ühenduse sünnitab.

1% sublimaadi lahust tarvitatakse haavade pesemiseks.

300. Küsimused ja ülesanded. Mitu *g* kloorvaske, $CuCl_2$, saadakse, kui 13,59 *g* vaskhapendit, CuO, soolhappes lahustada ja lahus välja aurutada? — Mis sünnib puhta vasega, kui ta õhu käes seisab? — Kuidas saab elavhõbedat eraldada amalgaamist?

301. Sugukonna ülevaade. Teises sugukonnas A rühmas on kerged metallid: berüllium, magnesium, kaltsium, strontsium ja baarium. Nad on kaheväärised ja sünnitavad hapendisi vormel EO ja vesihapendisi vormel $E(OH)_2$ järele.

Nende metallide sulfaatide lahustavus väheneb aatomkaalu tõusuga: magnesiumsulfaat lahustub kergesti, kuna baariumsulfaat üldse ei lahustu.

Sugukonna rasked metallid (B rühm) on tsink, kadmium ja elavhõbe. Need on kõik kaheväärised elemendid. Ainult elavhõbe esineb ka üheväärisena.

Hapendid, EO, vesihapendid, $E(OH)_2$, karbonaadid, vosvaadid ja sulfiidid, ES, on vees lahustamatud.

XLVI. Raud.

Ferrum, Fe = 55,84.

302. Leidumine. Raud on tähtsam ja looduses kõige rohkem leiduv metall. Maakerapinnas on teda igalpool. Loomade kehas leidub teda niisama, ka vereliblede punane aine, hämoglobiin, sisaldab rauda. Taimede rohelistes osades on rauda klorofüllis.

Ehedat rauda leidub õige vähe meteoriitides ja väikeste osakestena basaltides (2. kujund).

Kui meteooririauda, sideriiti, poleerida ja pinda soolhappega sööta, siis ilmuvad raua pinnale nn. *Widmannstätten*'i jooned (112. kujund).

Arvatavasti seisab ka maakera sisemus rauast, mis 1500 *km* sügavuses algab.

303. Saamine. Keemiliselt puhas raud saadakse raudhapendist taandamise teel vesiniku voolus. Sel viisil saadud raud on must pulber, mis sütib õhus iseenesest põlema.

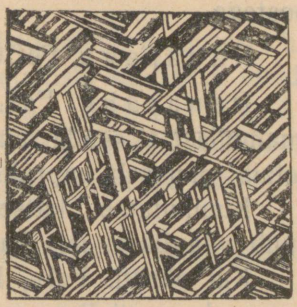
$$\underset{\text{Raudhapend.}}{Fe_2O_3} + \underset{\text{Vesinik}}{3H_2} = \underset{\text{Raud.}}{2Fe} = \underset{\text{Vesi.}}{3H_2O}$$

Tehnliseks otstarbeks saadakse raud kõrgahjudes.

304. Omadused. Keemiliselt puhas raud on hõbevalge metall. Kuivas õhus ei muutu raud, niiskes — r o o s t e t a b. Raua pinnale ilmub nimelt kollakaspruun kirme raudvesihapendit, $2Fe_2O_3.Fe(OH)_3$. Rooste tungib ikka sügavamale raua sisse, kuni raud on läbi roosteks moondunud.

Tules kuumutades ilmub raua pinnale must ***tagi,*** Fe_3O_4, mis rauda hoiab ka roostetamise eest.

112. kujund.



Widmannstätten'i jooned meteooriraua poleeritud ja soolhapega söödetud pinnal.

Raud põleb puhtas hapnikus. Lahjendatud hapetes lahustub raud, kuna kanged happed ei mõju raua peale.

Teda tõmbab oma külge magneet. Magneedi läheduses saab raud ise ka magneedi omadused, mis magneedi kõrvaldamisega kaovad. Ainult süsinikku sisaldavas rauas ja terases jääb magnetism püsima.

Kui rauda kuumutada üle 870°, siis kaob magnetism.

Hõõgkuum raud taandab veeauru.

Kui hõõgkuum raud vette suruda, siis muutub osa vett auruks, mille hapnikuga raud ühineb, ja raua peale ilmub r a u d h a p e n d i kirme, tagi. Sel teel on võimalik vesinikku saada:

$$3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 4H_2$$

Raudhapend.

305. Ühendused. Raud esineb ühendustes kahel kujul: ta võib olla kahe- kui ka kolmeväärine, mille tagajärjel sünnivad a l a h a p e n d i l i s e d ja h a p e n d i l i s e d ühendused.

Tähtsamad rauamullad, millest rauda saadakse, on järgmised:

P u n a n e r a u a k i v i, raudhapend, Fe_2O_3, tarvitatakse ka punase värvina ja klaasi poleerimiseks, („Venetsia punane").

M a g n e e t r a u a k i v i, Fe_3O_4, on parem rauamuld. Sünnib ka raua põlemisel hapnikus. Ta on raua alahapendi ja hapendi ühendus (raudalahapendihapend).

Magneetrauakivil on magneedi omadused.

Pruunrauakivi, $Fe_2O_3.2Fe(OH)_3$, on sarnane rauaroostega.

Rauapagu, $FeCO_3$, on raua ja süsihapugaasi ühendus.

Rauarähk, FeS_2, leidub püriidina looduses. Sellest rauamullast ei saada rauda, sest et osa väävlit rauda jääb, mis metalli punaselt hapraks teeb.

Kuumutame katseklaasis tükikese rauarähka, FeS_2. Ilmub väävliaur, mis katseklaasi seintele sublimeerub.

Kui püriiti, FeS_2, kuumutada tiiglis, siis lahkub väävel auruna, kuna tiiglisse must keha, raudhapend, Fe_2O_3, jääb.

Raudalahapend, FeO, on must pulber; leidub magneetrauakivis.

Väävelhapuraud, rauavitriol, $FeSO_4.7H_2O$, sünnib raua lauhustumisel väävelhappes:

$$Fe + H_2SO_4 = FeSO_4 + 2H$$

Raud. Väävelhape. Rauasulfaat. Vesinik.

Rauavitriol esineb roheliste kristallidena („kübara must"). Tarvitatakse tintide valmistamisel ja riide värvimisel.

Lahustame rauavitrioli vees ja lisame sinna natuke taniini või tamme koort: lahus läheb punakasmustaks (tint).

Kloorraud, $FeCl_3$, sünnib raua põlemisel kloori atmosfäris. Ta on kristallaine, $FeCl_3.3H_2O$. Tarvitatakse peitsiks riiete värvimisel. Arstiteaduses tarvitatakse kloorrauaga leotatud puuvilla vere kinnipanemise vahendina („rauavatt").

Lahustame soolhappes rauda ja aurutame vedeliku ära. Kaussi jääb kloorraud.

Väävlisraud, FeS, sünnib väävli ja raua keemilisel ühinemisel. Tarvitatakse väävelvesiniku saamiseks. Väävlisrauda saame ka järgmiselt: valame rauavitrioli lahusse väävlisammoniumi. Põhja sadeneb must väävlisraua pulber:

$$FeSO_4 + (NH_4)_2S = FeS + (NH_4)_2SO_4$$

Väävelhapuraud. Väävlisammonium. Väävlisraud. Väävelhapuammonium

Küsimused ja ülesanded. Lahustage väävelhappes raudnael ja aurutage saadud roheline lahus ära. Missugune on nende roheliste kristallide koosseis? — Katsuge järele, missuguses vees roostetab puhas raud rutem, kas keedetud või keetmata vees? Millest oleneb see nähtus? — Kui rauavitrioli lahusega pargitud nahka leotada, siis läheb see mustaks. Miks?

XLVII. Raua metallurgia.

306. Kõrgahju protsess. Metallisid leidub looduses e h e d a l t või muldades. Suurem hulk metallisid saadakse muldadest kõrgahjudes. Metallide mullad on: r ä h k, l ä i k, h a p e n d, p a g u. Neist on rähk ja läik väävli, hapend — hapniku ja pagu süsihapugaasi ühendused. Silikaatidest harilikult metalle ei saada.

Metallide saamist muldadest nimetatakse ***metallurgiaks.***

Raua metallurgia sünnib järgmiselt: Tükistatud rauakivid põletatakse vee ja süsihapugaasi eraldamiseks. Põletatud kivid segatakse sütega (koksiga) ja sulandatakse k õ r g a h j u d e s taandamise otstarbel.

Kõrgahjus sünnivad järgmised protsessid:

$$\underset{\text{Raudhapend.}}{Fe_2O_3} + \underset{\text{Süsinik.}}{3C} = \underset{\text{Raud.}}{2Fe} + \underset{\text{Süsihapend.}}{3CO}$$

$$\underset{\text{Süsihapend.}}{Fe_2O_3 + 3CO} = 2Fe + \underset{\text{Süsihapugaas.}}{3CO_2}$$

Kõrgahjud on tulekindlast kivist valmistatud; kõrgus on 20—30 *m* (113. kujund).

Pärast esialgset põletamist segatakse rauamuld s u l a t a j a t e g a. Ränirikastesse rauamuldadesse segatakse sulatajana l u b j a p a g u, happerikastesse muldadesse — k v a r t s i.

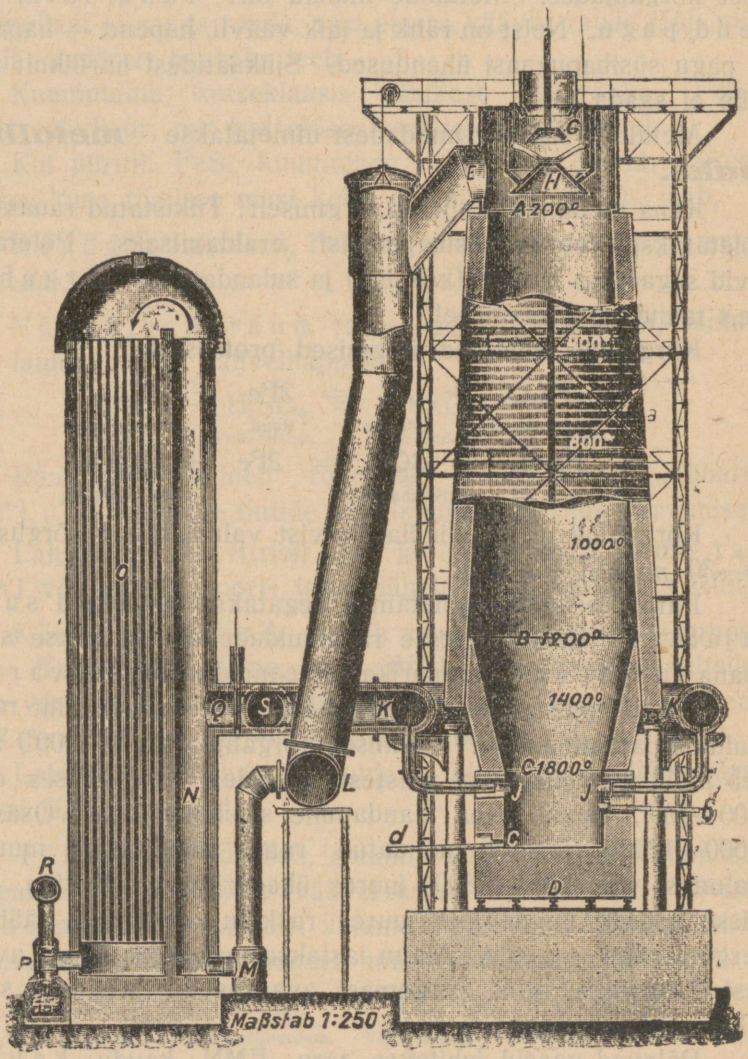
Ülevalt puistatakse kõrgahju kiht sütt (koksi), kiht rauamulda sulatajatega jne. Ülemises kõrgahju osas A (200°) soeneb muld ülestõusvatest tulistest gaasidest. Keskmises osas (400—800°) sünnib raua taandamine süsihapendiga. Osas B (1000—1200°) rikastub taandatud raud süsinikuga, muutub malmiks, mis 1400—1800° juures ühes räbuga, šlakiga, alumisse osasse vajub, kus juures raskem malm alla jääb ja kergem räbu — peale. Malm lastakse teatud aja järele avausest d—c välja, räbu kõrgemast avausest b. Avaused sulutakse savi pruntidega.

Põlevad gaasid juhitakse toru EMN kaudu k a u p e r i s s e, kus nad põlevad ja soendavad torudes O olevat õhku, mis juhitakse kõrgahju SKJ kaudu, et põlemise temperatuur oleks kõrgem.

Et gaasid välja ei peaseks, on kõrgahi ülevalt kaetud lehtriga — H.

Kõrgahjud töötavad vahetpidamata aastate jooksul.

113. kujund.



Kõrgahi.

A — soenduse zoon; B — 400—800° taandamine; 1000—1200° — süsinikuga küllastumine; 1400—1800° — sulanemine ja räbu sündimine; b — räbu, c — malmi väljalaskmiseavaused; J — sooja õhupuhumine.

Räbu, mis lastakse ahjust välja, on klaasitaoline rauda sisaldav silikaat. Tarvitatakse tsemendi valmistamiseks, ehituskividena jne.

Kõrgahjus sünnivad järgmised reaktsioonid:

1. Põlev süsi sünnitab süsihapugaasi, mis tungides läbi hõõguvate süte

2. moondub süsihapendiks:

$$C + CO_2 = 2CO$$

3. Süsihapend taandab r a u a rauamullast:

$$Fe_2O_3 + 3CO = 2Fe + 3CO_2$$

4. Sulanud raud lahustab eneses sütt ja muutub m a l m i k s.

307. Malm. Kõrgahjudest ei saada mitte puhas raud, sest et sulanud raud enesesse imab sütt kuni 6%. Rauda, milles on 2,5—6% sütt nimetatakse m a l m i k s. Peale seda võib olla selles t o o r e s r a u a s veel ränimulda, vosvori, väävlit j. m.

Kui malm, mis mangaani sisaldab, äkitselt hangub, siis ühinevad süsi ja raud keemiliselt. Sarnast malmi nimetatakse v a l g e k s m a l m i k s ehk tsementmalmiks, Fe_3C.

Valge malm, mis väga habras on, töötatakse ümber teraseks ja rauaks.

Kui malm sisaldab räni ja rohkem süsinikku ja hangub pikkamisi, siis eraneb süsi grafiidina raua osakeste vahele.

Seda nimetatakse h a l l i k s m a l m i k s. Tarvitatakse mitmesuguste malmasjade valamiseks. On vähesel mõõdul venitatav ja taotav.

308. Teras. Teras ja raud saadakse malmist, kui viimasest kõrvaldada süsinik ja muud soovimatud lisandused.

T e r a s e s on 0,5—2,3% süsinikku, kuna rauas on süsiniku protsent alla 0,5.

Terast võib k a r a s t a d a: kui kuuma terast äktiselt jahutada, siis muutub ta väga kõvaks, kuid ühes sellega ka hapraks.

Aeglasel jahtumisel jääb teras pehmeks.

Terase liikisid on väga palju; süsiniku hulk ja muud lisandused annavad terasele mitmesugused omadused.

Eriteras, — soomus-, noatera-, vedru-, treimis-, pöitliteteras jne. valmistatakse tiiglites, kus sulandatud terasele juurde segatakse niklit, kroomi, volframi, vanadiumi j. m.

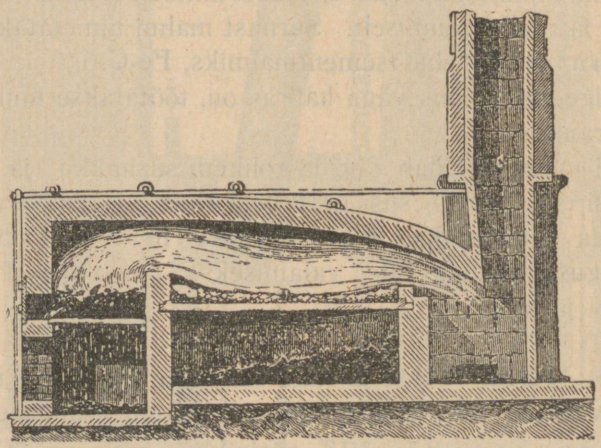
309. Raud. Rauda tarvitatakse mitmel kujul. Et ta väga venitatav ja taotav on, siis valmistatakse temast traati, plekki, rööpaid jne. Mida vähem on rauas süsinikku, seda kõrgem on tema sulanemise temperatuur.

Väävli lisandus rauas teeb viimase punaselt rabedaks; sarnast rauda ei või taguda kuumalt.

Kui rauda süte sees kuumutada 1000° juures, siis imab ta enesesse sütt ja muutub pinnalt teraseks. Harilikult kuumutatakse rauda kastides sütepurus. Seda toimetust nimetatakse raua tsementimiseks.

Terase ja raua saamiseks on olemas mitmesugused viisid: puddel-, Bessemeri- ja Siemens-Martini-viisid.

114. kujund.



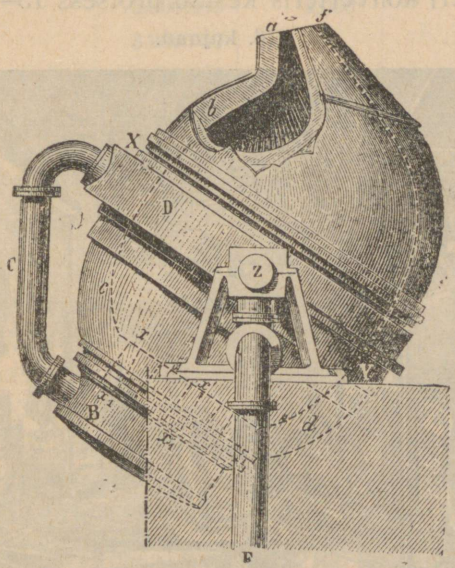
Puddelahi.

310. Puddel-viis. Malm sulatatakse leekahjus (114. kujund), kus malm kokku puutub ainult leegi gaasidega. Taina sarnast malmi liigutatakse ümber raudkangidega (*to puddle* — ümber liigutama); selle juures põleb välja malmist süsinik.

Et raud ja teras kõrgemas temperatuuris sulavad kui malm, siis hakkab segu pikkamööda hanguma: segu sitkuse järele otsustatakse kas malm teraseks või rauaks on muutunud.

Pärast hangumist raiutakse raua tükid ahju põhjast lahti, kuumutatakse ahjudes ja taotakse auruvasarate all, et raua kristallid kokku liituksid ja räbu rauast eraneks. Saadud raud venitatakse rööbasteks, lehtedeks, traadiks jne.

115. kujund.



Bessemeri konverter.

Torude F, D, C kaudu juhitakse õhk põhjade vaheruumi B, kust ta läbi avauste x — x_1 konverterisse peaseb.

311. Bessemeri-viis. Inglane *Bessemer* võttis raua töötuses tarvitusele konverteri (Bessemeri pirn, retort). Sulandatud malm valatakse konverterisse (115. kujund). Konverter on pirni taoline raudanum kahekordse põhjaga, kuhu õhku juhtida võib suure rõhumise all. Sisemine põhi on avaustega, mille läbi õhk konverterisse pressitakse, kus ta tungib läbi sulatatud raua ja toetab süsiniku põlemist.

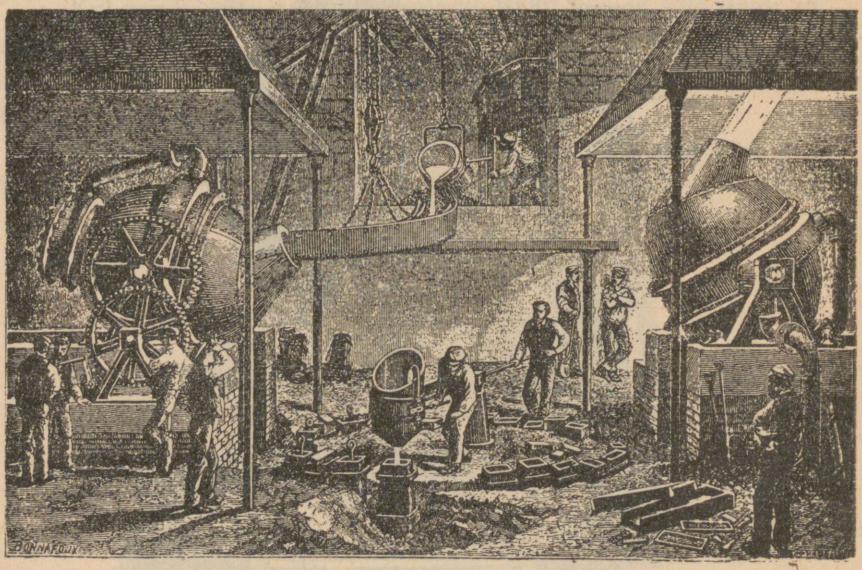
Selle juures tekib nii kõrge kuumus, et raud jääb vedelaks. Lendavate gaaside ja suitsu värvi järele otsustatakse, kas konverteris malm on muutunud juba teraseks või rauaks.

Valmis metall valatakse vormidesse (116. kujund).

Et malmis peale süsiniku ka muud lisandused on, millest metall tuleb vabastada, siis vooderdatakse konverter seest kvartsi mullaga, mis malmist eranevate hapenditega ühineb. *Thomas* tarvitas voodriks dolomiiti, mis vosvorhapendiga ühineb ja n. n. Thomasšlaki sünnitab, $Ca_4P_2O_9$. Viimast tarvitatakse väetisainena põllurammuks.

Bessemeri konverteris kestab protsess 15—20 minutit.

116. kujund.



Raua bessemeerimine ja valamine vormidesse.
Pahemal pool — konverteri täitmine sulandatud rauaga.

312. Siemens-Martini-viis seisab selles, et malm segatakse roostetanud raua, raudhapendi mulla, tagiga j. m. lisandustega ja sulatatkse tiiglites või leekahjus.

Sel teel saadakse mitmesugune eriteras.

313. Ajalugu. Raud on tuntud vanast ajast. Arvatavasti saadi esimene raud meteooridest. Kuid ka vulkanite tegevus toob mõnel pool rauda maakerapinnale.

Rauda ja teisi metallisid saadi 1910. a. tonnides (= 1000 *kg*).

Tähtsamates riikides.	Rauda.	Vaske.	Hõbedat.	Kulda.
Ühendatud Riigid	30.200.000	556 000	1.879	146
Saksamaa	17.600.000	36.000	190	0,07
Inglismaa	9.000.000	63.000	4	0,06
Prantsusmaa	4.900.000	13.000	22	2,6
Venemaa	2.400.000	34.000	15	48
Austria	2.600.000	4.000	48	3,3
Belgia	3.200.000	—	—	—
Hispania	400.000	52.000	129	—
Imatoodang	71.400.000	1.100.000	6.596	684

Mõned rahvad tundsid rauda enne p r o n k s i a e g a.

Malmi saamisega kõrgahjus saadi tuttavaks alles 16. aastasajal.

Ligi 3000 a. e. Kr. oli juba tuntud raua saamise viis miilides. Greeklased tundsid rauda kalli metallina. Arvatavasti on raud Indiast üle ilma laiali lagunenud: seal leidub mitmel pool enneajaloolisi rauamulla kaevandusi. *Delhi* lähedal on 6000 *kg* raskune sammas (*Kutub* sammas), mis valmistatud keemiliselt puhtast rauast, — praeguseaja metallurgia ei oska valmistada sarnast rauda. 1490. a. p. Kr. hakati raua saamiseks tarvitama sellekohaseid sulatamise ahjusid.

Raua väljasulandamiseks tarvitati esialgu ainult puusütt, pärastpoole hakati sulatamiseks tarvitama koksi.

314. Raua ringkäik looduses. Looduses leiduvad algmäetõud sisaldavad peaaegu kõik rauda. Nii on graniidis näha mikroskoobi all magneetraua terakesi. Mäetõugude murenemisel satub raud raudhapendina mullapinda, kus sünnivad rauamulla lademed. Rauamullast saadakse raud, mis tarvitatakse masinate, pleki, riistade, terasriistade, tugede valmistamiseks. Suur osa neist satuvad r o o s t e n a, mis vihmavesi lahustub, põhjavetesse ja sünnitavad mullas lademeid, kust

raud saadakse või raud imetakse juurtega taimedesse. Taimede kaudu satub raud ka loomade organismi. Taimede ja looma organismide kõdunemisel satub raud uuesti mullapinda tagasi.

XLVIII. Nikkel. — Koobalt.

Niccolum, Ni = 58,68. Cobaltum, Co = 58,97.

315. Leidumine. Mõlemaid metallisid leidub ehedalt ainult meteoriitides. Looduses leiduvad nad ühendustes arseeniga ja väävliga: niklirähk, NiAs, nikliläik, NiAsS; koobaltirähk, CoAs, ja koobaltiläik, CoAsS.

Nikli ühendused on suuremalt jaolt rohekat värvi, kuna koobalti ühendused on roosad või sinised.

316. Omadused. Koobalti ja niklit saadakse õige vähe. Mõlemad metallid on füüsikaliste omaduste poolest raua sarnased. Nad on hõbevalged, koobalt vähe punaka heitega.

Nikkel ei muutu õhus. Sellepärast tarvitatakse teda hapenduvate metallide katmiseks galvanilisel teel.

Niklit tarvitatakse ka sulandite valmistamiseks: uushõbe, (Cu, Zn, Ni), rahanikkel, (25% Ni ja 75% Cu — Saksamaal), alpaka j. t.

Nikkel ja koobalt on magneedilised (tõmbuvad magneedi külge).

317. Ühendused. Nikkel ja koobalt esinevad ühendustes kahe- ja kolmevääristena.

Koobalti veeta ühendused on sinised, vesiühendused — punased. Koobaldi hapendit, Co_2O_3, tarvitatakse portsellani ja klaasi värvimiseks.

Nikli soolad on mürgid. Nendest on tähtsam niklivitriol, $NiSO_4.7H_2O$, mis tarvitatakse nikeldamisel galvanoplastikas — elektrolüüsi teel.

318. Sugukonna ülevaade. Raud, koobalt ja nikkel on kaheksandas sugukonnas. Need elemendid esinevad ühendustes kahe- ja kolmevääristena, — sünnitavad kaks rida ühendusi. Nad on magneedilised.

319. **Küsimused ja ülesanded.** Miks ei hangu sulatatud raud Bessemeri konverteris? — Missuguses õhus hapendub raud? — Mis vahe on rooste ja raudhapendi vahel? — 100 *g* rauda hapendub läbi roosteks. Kui palju kaalub see roostetanud raud?

XLIX. Mangaan.

Manganium, Mn = 54,93.

320. **Leidumine.** Mangaani leidub looduses ühenduses hapnikuga, MnO_2, pruunkivis ehk pürolusiidis, manganiidis, $Mn_2O_3 \cdot H_2O$ ja mangaanpaos, $MnCO_3$.

321. **Saamine ja omadused.** Puhas mangaan saadakse hapendist taandamise teel aluminiumiga:

$$\underset{\text{Mangaanhapend.}}{Mn_2O_3} + \underset{\text{Aluminium.}}{2Al} = \underset{\text{Aluminiumhapend.}}{Al_2O_3} + \underset{\text{Mangaan.}}{2Mn}$$

Ta on valkjashall, punaka heitega metall.

Hapetes lahustub ta soolaks: $MnCl_2$, $MnSO_4$ j. t. Niiskes õhus hapendub.

Mangaani tarvitatakse eriteraste valmistamisel.

Mangaani valents on muutlik, võib olla 2, 3, 4, 6 ja 7.

322. **Ühendused.** Mangaan sünnitab kaks rida soolasid: ühedes on mangaan kahe-, teistes kolmevalentne.

Mangaankahelishapend ehk mangaanülihapend, MnO_2, leidub looduses pürolusiidina. Tarvitatakse kloori saamisel. Valame mangaanülihapendi, MnO_2, peale soolhapet ja soendame segu. Eraldub kloor (v. 60. lhk.).

MnO_2 tarvitatakse ka klaasi keetmisel klaasis olevate raua ühenduste rohelise värvi kaotamiseks.

Kui MnO_2 kõvasti kuumutada raudretordis, siis lahkub hapnik.

Kaaliummanganaat ehk mangaanishapukaalium, K_2MnO_4, saadakse pruunkivist tiiglis sulatamisel kaaliumvesihapendiga ja kloorhapukaaliumiga:

$$\underset{\text{Mangaanülihapend.}}{3MnO_2} + \underset{\text{Kloorhapukaalium.}}{KClO_3} + \underset{\text{Söötkaali.}}{6KOH} = \underset{\text{Mangaanishapukaalium.}}{3K_2MnO_4} + \underset{\text{Kloorkaalium.}}{KCl} + \underset{\text{Vesi.}}{3H_2O}$$

Saadakse roheline keha, mis vees lahustub.

Manganaatideks nimetatakse mangaanishapu metallisid, permanganaatideks — mangaanhapu metallisid.

Mangaanhapukaalium, $KMnO_4$, esineb tumeviolett nõelkristallidena, mis annab vees purpurpunase lahuse. Saadakse manganaadist hapendamise vahendi abil:

$$K_2MnO_4 + Cl = KCl + KMnO_4$$

Mangaanishapukaalium. Kloor. Kloorkaalium. Mangaanhapukaalium.

Mangaanhapukaalium annab kergesti oma hapniku ära, on energiline hapendaja. Sellepärast tarvitatakse mangaanhapukaaliumi desinfitseerimise vahendina arstiteaduses (haavade ja suu pesemiseks) ja mujal. Kõhule on ta kahjulik.

Valame mangaanhapukaaliumi segusse väävlishapet; lahus kaotab kiiresti värvi.

Mangaanishapukaaliumi lahus muudab seistes värvi: alguses on ta roheline, siis muutub ta sinikaslillaks, punaseks ja lõpuks purpurpunaseks. Värvi muutmise pärast nimetatakse teda mineraalkameleoniks.

Kui juhtida süsihapugaasi läbi kaaliummanganaadi rohelise lahuse, siis muutub lahus purpurpunaseks; sellest võib kristalliseerida mangaanhapukaaliumi kristallisid:

$$3K_2MnO_4 + 2CO_2 = 2K_2CO_3 + MnO_4 + 2KMnO_4$$

Kaaliummanganaat. Süsihapugaas. Potas. Mangaanisanhüdriid. Mangaanhapukaalium.

Mangaanhapukaaliumi lahus laguneb kiiresti õhus. Naha peale jätab ta pruunika kirme mangaanhapendit, mis ka puu pruuniks peitsib.

Märkus. Mitmete omaduste poolest esineb mangaan iseseisva elemendina perioodses süstemis. Mangaanil on suur affiniteet rauaga.

L. Kroom.

Chromium, Cr = 52,0.

323. Leidumine. Kroomi leidub looduses kroomisrauamullas, $FeO \cdot Cr_2O_3$ ehk $FeCr_2O_4$. Vähesel hulgal leidub teda ka mõnedes teistes mineralides.

324. Saamine ja omadused. Kroomi saadakse kroomhapendist, Cr_2O_3, aluminiumi abil:

$$Cr_2O_3 + 2Al = Al_2O_3 + 2Cr$$

Kroomhapend. Aluminium. Aluminiumhapend. Kroom.

Puhas kroom on läikiv, hõbevalge metall, erik. = 6,8, sulab 1515° juures. Õhus ei muutu.

Tarvitatakse sulandi, ferrokroomi ehk kroomterase, valmistamiseks.

325. Ühendused. Kroomhapend, Cr_2O_3, on roheline pulber, mis tulekindla värvina klaasi ja portsellani värvimiseks tarvitatakse. Mitmete mineralide (näit. smaragdi) roheline värv oleneb kroomhapendist.

Kromaadid. Lämmastik- ja soolhappes lahustub kroom soolasid sünnitades. On olemas kahe- ja kolmevalentsed kroomi soolad. Tähtsamad neist on kroommaarjas ja kaheliskroomhapukaalium.

Esimese soola kristallid on violetid ja on sarnased aluminiumimaarjasele.

Valame kroommaarjase lahusesse söötnaatroni lahust. Põhja sadaneb kroomvesihapend.

Kroommaarjase keemiline vormel kirjutatakse lühidalt nii: $KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$.

Kaheliskroomhapukaalium. $K_2Cr_2O_7$, sünnitab punased kristallid (mürgised). Lahust tarvitatakse värvina. Ühes väävelhappega leiab ta ka tarvitamist *Poggendorff*'i elemendis, kus ta hapendab tsingi läbi eraldatud vesinikku.

Kui kaheliskroomhapukaaliumiga želatiini leotada, siis ei lahustu see pärast valgustamist vees. Selle tõttu leiab sarnane želatiin tarvitust kliŝeede valmistamisel tsinkograafias.

Kroomsoolasid tarvitatakse nahaparkimisel. Et kõik kroomi ühendused värvilised on, siis tarvitatakse neid ka värvidena: kollane kroom, kroomi kinnaver, roheline kinnaver j. t.

Kroomhaputina, $PbCrO_4$, on kollane kroom; aluslik kroomhaputina, $PbCrO_4 \cdot PbO$, on punane kinnaver, kroomi kinnaver.

326. **Haruldased elemendid.** Kroomi sarnased on haruldased metallid volfram, uraan ja molübdeen.

Uraan, U = 238,5, on väga haruldane element, kõige suurema aatomkaaluga.

Uraanimuld, U_3O_8, sisaldab raadiumi.

Uraan on hõbevalge metall. Uraani soolad värvivad klaasi kollakasroheliseks (uraan — fluorestseerib).

Volfram, W = 184,0. Looduses leiduvad volframkaltsiumi ja volfram raua ühendused. Volframi tarvitatakse eriteraste valmistamisel; teras, mis 5% volframi sisaldab, on iseäranis kõva. Kõrge sulanemise temperatuuri (2800°) tarvitatakse volframi elektripirnides hõõgtraadiks.

LI. Tina.

Plumbum, Pb = 207,10.

327. **Leidumine.** Tina leidub looduses harva ehedalt; seotud tina on kõige rohkem tinaläigis, PbS. Tinaläiki leidub Westfalis, Rheinimaal, Inglismaal, Põhja-Amerikas j. m. Tinapagu, $PbCO_3$, leidub ühes tinaläigiga.

328. **Saamine.** Tina saadakse suuremalt jaolt tinaläigist. Alguses põletatakse tinaläiki ahjus õhu juuresolekul; tinaläik muutub tinahapendiks ja väävelhaputinaks:

$$\underset{\text{Väävlistina.}}{PbS} + \underset{\text{Hapnik.}}{3O_2} = \underset{\text{Tinahapend.}}{PbO} + \underset{\text{Väävlishapend.}}{SO_2}$$

$$\underset{\text{Väävlistina.}}{PbS} + 4O = \underset{\text{Väävelhaputina}}{PbSO_4}$$

Pärast seda jätkatakse kuumutamist õhukinnises ahjus; tinahapend ja väävelhaputina reageerivad ülejäänud tinaläigiga, kus juures metalline tina eraldub, mis ahjust välja lastakse.

329. **Omadused.** Tina on sinaka heitega raske valge metall. Värske lõige on ilusa läikega, mis kiiresti mustub tinahapendiks, PbO; viimane kaitseb õhukese kirmena alumisi tina osasid hapendumise eest.

Lahustub lahjas lämmastikhappes lämmastikhaputinaks, $Pb(NO_3)_2$. Sool- ja väävelhappes ei lahustu tina, sest et nende

hapete mõjul sünnib kirme kloortina või tinasulfaat, mis kaitseb alumisi tina osasid.

Tsink tõrjub tina sooladest tina välja ilusate põõsastena — kristallidena.

Äädikhaputina ehk tinasuhkur, $Pb(C_2H_3O_2)_2$, lahusesse laseme tükikese tsinki niidi otsas. Tsink mustub, ja vähe aja pärast sadestub tina välja ilusate haraliste kristallidena.

Metallid võivad üksteist välja tõrjuda soolade lahusest; järgmises reas on metallid nii asetatud, et eelmine järgmised välja tõrjub:

Mg, Al, Zn, Cd, Fe, Ni, Pb, Sn, Sb, Bi, Cu, Hg, Ag.

K õ i k t i n a ü h e n d u s e d o n m ü r g i s e d.

Huvitav on tina ja vee suhe. Puhas vesi lahustab tina õhu hapniku abil t i n a v e s i h a p e n d i k s, $Pb(OH)_2$. Karges vees sünnib tina pinnale kirme tinakarbonaati ja sulfaati, mis vee mõju edasitungimist takistab. Sellepärast võib tarvitada tinatorusid k a r g e joogivee juhtideks, mitte aga p e h m e vee jaoks.

330. Tarvitamine. Tinast valmistatakse torusid, akkumulaatorid ja sulandid. T ä h e m e t a l l on tina ja antimoni (15—25%) suland, millesse ka inglistina sulandatakse (60% Pb, 25% Sb, 15% Sn). Tinaplekiga vooderdatakse kambrid väävelhappe saamisel. Kui tilgutada sulatatud tina 30—50 *m* kõrguselt läbi sõela vette, siis saadakse h a a v l i d.

331. Ühendused. Ühendustes on tina valents muutlik; nii on hapniku ja tina ühendusi tuntud viis: tinaalahapend Pb_2O, tinahapend, PbO, tina poolteisene hapend, Pb_2O_3 tinaülihapend, PbO_2 ja punane tinahapend, Pb_3O_4, m e n n i k.

T i n a h a p e n d, PbO, on tähtsam tina ühendus. Saadakse kõrgel kuumutamisel punakaskollase pulbrina, mis s i l u k s nimetatakse.

Tarvitatakse tinaklaasi keetmisel ja savianumate vaapamiseks. Keetes linaõliga annab o l i i f i; soendades rasvaga — t i n a p l a a s t r i.

Mennik, Pb_3O_4, saadakse tinahapendi kestval kuumutamisel 300—400° juures:

$$3PbO + O = Pb_3O_4$$

Tinahapend — Mennik.

Tarvitatakse punase värvina.

Tinaülihapend, PbO_2 on pruun pulber. Saadakse menniki lahustumisel lämmastikhappes, kus PbO lahustub ja PbO_2 püsima jääb:

$$Pb_3O_4 + 4HNO_3 = 2Pb(NO_3)_2 + PbO_2 + 2H_2O$$

Mennik. Lämmastikhape. Lämmastikhaputina. Tinaülihapend. Vesi.

Tinaülihapend on intensiiv hapendaja. Kui teda hõõruda väävliga, siis sütib viimane põlema. Soendamisel väävelhappega sünnitab väävelhaputina, $PbSO_4$, ja hapniku. Soolhappega soendamisel sünnib klooristina, $PbCl_2$, ja vaba kloor.

Tinanitraat, $Pb(NO_3)_2$, on tähtsam tinasool; saadakse tinalahustamisel lahjendatud lämmastikhappes.

Äädikhaputina, $Pb(C_2H_3O_2)_2 \cdot 3H_2O$, saadakse tinahapendi lahustamisel äädikahappes. Nimetatakse ka tinasuhkruks, lahustub vees. Tarvitatakse äädikhapualuminiumi, tinavalge, tinavee jne. valmistamisel.

Väävelhape ja lahustatud sulfaadid tekitavad tinasoolade lahustes sademe, ***tinasulfaadi***, $PbSO_4$, mis lahustub tulises kontsentreeritud väävel- ja soolhappes kui ka lehelisvesihapendites.

Tinakarbonaat, $PbCO_3$ ja $2PbCO_3 : Pb(OH)_2$. Viimasel kujul nimetatakse tinavalgeks, mis tarvitatakse valge värvina. Tinavalge mustub väävelvesiniku mõjul väävlistina sünnitades:

$$PbCO_3 + H_2S = PbS + H_2O + CO_2$$

Süsihaputina. Väävelvesinik. Väävlistina. Vesi. Süsihapugaas.

Niisutame tinavalgega paberi riba ja hoiame väävelvesiniku gaasis. Paber mustub.

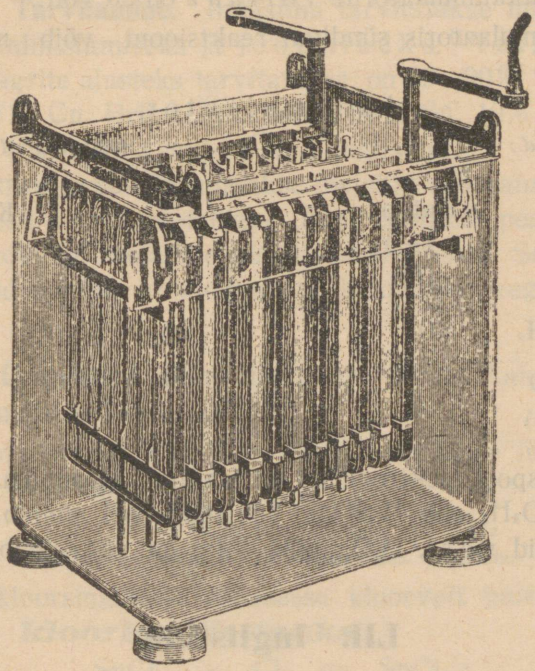
Tinavalge on mürgine värv, kuid heade katmise omadustega.

Valame tina soola soodat; lahuses ilmub valge sade, tinavalge.

Tina ja tema lahustuvad soolad on mürgid, millele Glauberi sool ja lahjendatud väävelhape *vastumürgid*, sest et nad lahustamatuid sulfaatisid tina sooladega sünnitavad. Söögiõud ei või olla tinast ega tina sulandist, kus üle 10% tina sees.

332. Akkumulaator. Akkumulaatoreid tarvitatakse elektrienergia hoidmiseks keemiliseks energiaks moondumise

117. kujund.



Akkumulaator.
Auklised tina plaadid ripuvad lahjendatud väävelhappes. Akkumulaatorisi võib koondada patareiks.

teel. Praktikas tarvitatakse harilikult *tina akkumulaatoreid* (117. kujund). See on anum, kus tinahapendiga kaetud auklised tinast plaadid lahjendatud väävelhappes (20—30% H_2SO_4) seisavad. Kui elektrivool läbi happe juhtida, siis moondub elektrienergia keemiliseks energiaks ja soojuseks, mille juures katoodi (—) peal *tina* ja *anoodi* (+) peal *tina*-

ülihapend ilmuvad. Kui mõlemad plaadid juhiga ühendada väljaspool võrku, siis saadakse uuesti elektrienergia, ja akkumulaator tühjeneb. Sündiv keemiline protsess ei ole küllalt selge, kuid lõpu produktina ilmub mõlema plaadi peale tinavitriol, $PbSO_4$, kuna väävelhape lahjeneb.

Kui elektrivool uuesti läbi akkumulaatori juhtida, siis ilmub ühe pooluse (katoodi) peale jälle tina, teise (anoodi) peale — tinaülihapend, väävelhappe kangus suureneb endise normini, ja akkumulaator on uuesti laaditud.

Tina akkumulaatorite voltaaž on 20 volti.

Akkumulaatoris sündivat reaktsiooni võib niiviisi kujutada:

Akkumulaator.

laaditud:		*tühjendatud:*		
	Katood (—) Pb			Katood (—) Pb
SO_4 H_2 H_2	SO_4	SO_4	H_2 H_2	SO_4
Pb O O Anood (+)		Pb	O O	
		Anood (+)		

Väljaspool elektroodisid on laaditud akkumulaatoris väävelhape SO_4H_2 ehk H_2SO_4. Tühjendamisel sünnib väljaspool elektroodisid vesi, H_2O, mille tõttu ka väävelhape lahjeneb.

LII. Inglistina.

Stannum, Sn = 119,0.

333. Leidumine. Inglistina leidub looduses inglistinahapendina inglistinakivis, SnO_2, kust teda saadakse kõrgahjus taandamise teel sütega:

$$SnO_2 + 2C = Sn + 2CO$$

Inglistinahapend. Süsinik. Inglistina. Süsihapend.

334. Omadused. Inglistina on valge, kõva, läikiv, kristallehitusega metall. Inglistina on taotav. Teda võib õhu-

keste lehekestena saada (*stanniol* — lehtinglistina). Õhu käes ei muutu inglistina; sellepärast tarvitatakse teda raud- ja vaskkastrulite, raudpleki jne. tinutamiseks, sest et ta hoiab anumaid hapete ja soolade mõju eest.

Madalas temperatuuris moondub inglistina allotroobiliseks teisendiks, mis halli värvi on, erik. = 5,8. Löömisel puruneb ta pulbriks. Kiiresti sünnib see moondumus —20° juures. Kui inglistina allatroobilist teisendit sulatada, siis saadakse uuesti endine inglistina.

335. Tarvitamine. Inglistina tarvitatakse mitmesuguste sulandite valmistamiseks ja jootmiseks. Valgemetallis, mis laagrite alusteks tarvitatakse, on 80—90% Sn, 8—15% Sb ja 2—8% Cu. Britanniametallis: 90% Sn, 10% Sb. Jootmisetinas: 1 k.-ü. tina ja 1—2 k.-ü. inglistina.

Jootmise juures ühendatakse metallid sellesama või mõne muu kergesti sulava metalliga. Enne jootmist peab puhastatama ühendavate metallide pinnad hapenditest. Selleks määritakse neid puraga, kolofoniumiga, kloortsingiveega või stearriiniga.

336. Ühendused. Ühendustes on olemas kahe- ja neljavalentne inglistina.

Kloorisinglistina. $SnCl_2$ saadakse inglistina lahustamisel soolhappes:

$$Sn + 2HCl = SnCl_2 + H_2$$

Inglistina. Soolhape. Kloorisinglistina. Vesinik.

Kui kloorsinglistina lahusesse kloorvett juurde valada, muutub ta ***klooringlistinaks:***

$$SnCl_2 + Cl_2 = SnCl_4$$

Kloorisinglistina. Kloor. Klooringlistina.

Kloorisinglistinal, $SnCl_2$, on taandamise omadused.

Valame klooringlistina lahusse sublimaati: ilmub kalomeli saade, mis ei lahustu vees:

$$2HgCl_2 + SnCl_2 = 2HgCl + SnCl_4$$

Kloorelavhõbe. Sublimaat. — Klooriselavhõbe. Kalomel.

Taandamine võib ka seni edasi kesta, kuni elavhõbe vabaks saab (kui kloorisinglistina tarvilikult palju on).

Lahustame soendades 1 g inglistina või stannioli kanges soolhappes. Filtreeritud lahust lisame kloorelavhõbedasse (sublimaati). Ilmub valge sade, mis kuumutades halliks muutub. Halli pulbrit luubi abil vaadates, näeme väikeseid elavhõbeda piisku:

$$2HgCl + SnCl_2 = SnCl_4 + 2Hg$$

Kloorise lavhõbe. Kloorisinglistina. Klooringlistina. Elavhõbe.

Inglistinahapend, SnO_2, sünnitab lahustades lehelistega inglistinahappe soolasid:

$$SnO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$$

Inglistinahapend. Söötnaatroon. Inglistinahapunaatrium. Vesi.

Inglistinahappe saame järgmise katsega. Soendame klooringlistina, $SnCl_4$, lahust vees. Sadub valge inglistinavesihapend $Sn(OH)_4$:

$$SnCl_4 + 4HOH = Sn(OH)_4 + 4HCl$$

Klooringlistina. Vesi. Inglistinavesihapend. Soolhape.

Kui lahust kauemat aega kuumutada, saadakse inglistinahape,

$$H_4SnO_4 = H_2SnO_3 + H_2O$$

Inglistinavesihapend. Inglistinahape. Vesi.

Peale inglistinahappe on veel olemas metainglistinahape, millel teised omadused. Saadakse inglistinast ja lämmastikhappest:

$$Sn + 4HNO_3 = H_2SnO_3 + 4NO_2 + H_2O$$

Inglistina. Lämmastikhape. Metainglistinahape. Lämmastikkahelishapend. Vesi.

Inglistinahapunaatrium Na_2SnO_3, tarvitatakse peitsiks riide värvimisel.

337. Joottoru. Nagu teada, võib leegis märgata kolm zooni. Neist on välimine zoon hapendavate, sisemine — taandavate omadustega (oksüdatsioon- ja reduktsioonleegid — 89. kujund).

Neid leegi omadusi kasutatakse joottoru abil.

Joottoru (118. kujund) on õige nurga all keeratud toru. Lühem ots peenikese avausega surutakse leeki, kuna pikemast puhutakse. Lühema otsa tipp on harilikult plaatinast valmistatud.

Joottoru tarvitatakse ka kõrge temperatuuri saamiseks.

Kui joottoru lühem ots suruda sügavasse leegi sisse (keskele) ja teisest otsast puhuda, siis puhtub kõrvale sina-

kas hapnikurikas leek, mille abil h a p e n d a d a võib kehasid (a), mis leegiga kokku puutuvad (119. kujund).

118. kujund.



Joottorud.

Kui joottoru otsaga puudutada ainult leegi välimist zooni ja puhuda, siis saadakse t a a n d a v leek, sest et selles leegi osas, mis kehaga (b) kokku puutub, palju põlemata aineid on; lõpulikuks põlemiseks võtavad nad hapnikku teistelt kehadelt.

Joottoru juures tarvitatakse piirituse (sõgatud bensooliga), bensiini, gaasi või ka küünlatule leeki.

Võtame tükikese puusütt ja uuristame sinna lohukese sisse, kuhu mahutame tina tükikese. Juhime tina peale h a p e n d a v a leegi: tina kattub tumeda tinahapendi kirmega (t i n a t u h k), sest et hapendava leegi kõrges kuumuses ühineb tina hapnikuga.

Juhime sellesama tinahapendi peale t a a n d a v a leegi, saame uuesti metalltina, sest et leegi süsivesiniku põlemata süsinik võtab tinahapendist hapniku ära (taandamine, reduktsioon).

338. Küsimused ja ülesanded. Kui mitu kilogrammi tinavalget, $2Pb(CO_3) + Pb(OH)_2$, saadakse 92 *kg* tinast? — Keedame kahes katseklaasis metalltina: ühes destilleeritud, teises kaevu, kraanivees. Mis sünnib tinaga ühes katseklaasis? — Kuumutage tükikese tsinki puusõe lohus joottoru h a p e n d a v a s leegis. Mis ilmub puusõe peale? Mis aine see on? — Juhtige tinasoola lahusesse väävelvesinikku. Mis sünnib lahusega? — Kuidas võib katsuda, kas valge värv on tina- või tsinkhapend? — Segage väävliõit ja tsingi laastusid ja sulatage tulel. Mis sünnib? — Keetke inglistina lehte või puru soolhappes. Mis sünnib sarnasel kuumutamisel?

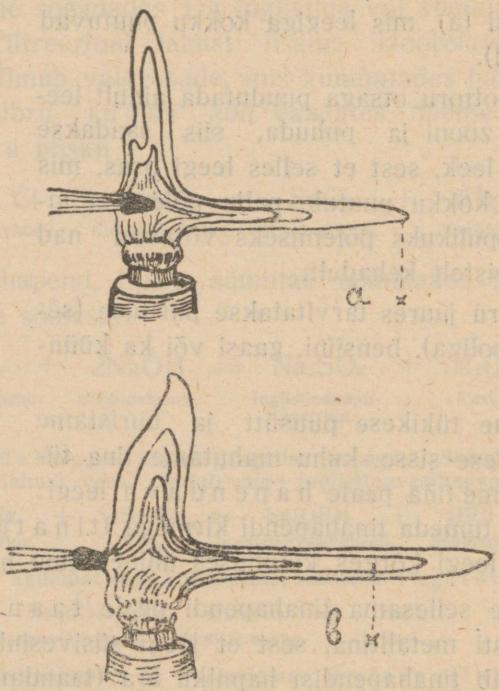
339. Sugukonna ülevaade. A rühma sellest sugukonnas moodustavad s ü s i n i k ja r ä n i, — mittemetallid. Aatomkaalu tõusuga muutuvad selle rühma elemendid aluseid sünnitavateks: titaan, tsirkonium, t s e e r i u m ja toorium. Ühendusi sünnitavad nimetatud elemendid järgmiselt:

hapendid EO_2	nitraadid $E(NO_3)_4$
vesihapendid $E(OH)_2$	sulfaadid $E(SO_4)_2$
kloriidid ECl_2	sulfiidid ES_2

B rühma elemendid, germanium, inglistina ja tina, on m e t a l l i d. Ühendusi sünnitavad nad järgmiselt:

hapendid EO	kloriidid ECl_2
vesihapendid $E(OH)_2$	nitraadid $E(NO_3)_2$
sulfiidid ES	sulfaadid $E(SO_4)$

119. kujund.



Joottoru tarvitamine:

a — hapendava, oksüdeeriva ja
b — taandava, redutseeriva leegi saamisel.

Järgmises tabelis on sugukonna ühtlased omadused näidatud:

Omadused.	Süsinik. C	Räni. Si	Inglistina. Sn	Tina. Pb
Aatomkaal	12,005	28,3	118,7	207,2
Erikaal	2,1—3,5	2,35	6,8	7,5
Valents	2,4	4	2,4	2,4
Hapniku ühendused	CO, CO_2	SiO_2	SnO, SNO_2	PbO, PbO_2
Soolad	Na_2CO_3	Na_2SiO_3	Na_2SnO_3	Na_2PbO_3

Nagu tabelist näha, tõusevad ühes aatomkaaluga ka erikaalud. Hapniku ühendused on kahesugused: alahapendilised ja hapendilised. Soolad on kõik ühe tüübilised.

LIII. Vask.

Cuprum, Cu = 63,57.

340. Leidumine. Vaske leidub looduses ehedalt, sest et ta ei sünnita keemilisi ühendusi mitte liig kergesti.

Vase ühendused, mis looduses leiduvad, on järgmised: punane vasekivi, Cu_2O, malahiit, $CuCO_3.Ca(OH)_2$, (120. kujund), vase lasuur, $2CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$, vaserähk, $CuFeS_2$, ja vaseläik, Cu_2S.

Kõige tähtsam neist looduslistest vaseühendustest on v a s e r ä h k, vase ja raua kaksiksulfiid.

120. kujund.



Malahiit.
Tume roheline; poleeritud pinnal ilmuvad ilusad jooned.

341. Saamine. Vask saadakse hapniku ühendustest kuumutamise teel sütega:

$$\underset{\text{Vaskhapend.}}{2CuO} + \underset{\text{Süsinik.}}{C} = \underset{\text{Vask.}}{2Cu} + \underset{\text{Süsihapugaas.}}{CO_2}$$

Väävli ühendustest vase saamine on kaunis liit. Kõrgvõi leekahjudes põletatakse vasemulda kvartsi ja sütega. Raud ühineb hapnikuga räbuks, kuna vase ühendus väävliga räbu alla koguneb. Pärastistel ümbersulatamistel mitmesuguste sulatajatega saadakse v a s k.

Segame 2—3 *g* vaskoksüüdi, CuO, pulbrit ühe kümnendiku k.-ü. puusüte pulbriga ja kuumutame segu katseklaasis.

(79. kujund). Lenduva gaasi juhime läbi lubjavee. Lubjavees ilmub kriidi sade:

$$2CuO + C = 2Cu + CO_2$$

Vaskhapend. Süsinik. Vask. Süsihapugaas.

Selles nähtuses sünnib taandamine ja metallvask vabaneb.

342. Füüsikalised omadused. Vask on punane metall, venitatav ja taotav. Vaske võib väga õhukesteks lehtedeks ja peenikeseks traadiks venitada. Vask juhib väga hästi elektrit; ses suhtes läheneb ta hõbedale, mis on kõige parem elektrijuht.

343. Keemilised omadused. Kuivas õhus ei muutu vask. Niiskes õhus ilmub vase pinnale roheline kirme aluslist karbonaati. Soolhappega ei ühine ta; lämmastik- ja tulises kontsentreeritud väävelhappes lahustub vask. Kuumutamisel hapendub vask, mustub; sünnib vaskhapend, CuO. Vase soolad on mürgised. Sellepärast peab vaskkeedunõusid kaetama inglistina või nikliga.

Vaske on ka õige vähe taimede ja loomade organismis. Leivas on 1 *kg* ligi 0,004 *g* vaske, kartulites 0,002 *g*. Meres elutsevate molluskite veres etendab vask sedasama osa, mis raud teiste loomade veres, hämoglobiinis.

Aastatuhandete jooksul on inimese organism vasest nõusid tarvitades mürgiste vasesooladega harjunud, nii et täiskasvanud inimene päevas kuni 100 *mg* vasesoolasid ilma kahjuta välja kannatab. Muude madalate organismide peale mõjuvad vase ühendused surmavalt.

344. Ajalugu. Inimsoo arenemisel on vask õige suurt osa etendanud, sest et teda looduses ehedalt, sidumata leidub. Kiviajale järgnes p r o n k s a e g, kus inimene valmistas tarberiistad kõik vasest ja vase sulanditest. Nii tarvitati juba 4. aastasajal e. Kr. *Kaldeas* vasknõusid.

345. Vase ühendused. Vase soolade lahustest tõrjutakse vask rauaga ja tsingiga välja, niisama ka elektrivooluga.

Puistame vasevitrioli, $CuSO_4$, lahusesse rauapuru ja loksutame hästi läbi. Vask sadeneb põhja, kuna lahus rohekaks muutub, — sünnib rauavitriol, $FeSO_4$.

Vasevitrioli lahusesse pistame puhta tsingi pleki. Selle peale kogub vask, kuna tsink lahusesse üle läheb:

$$\underset{\text{Tsink.}}{Zn} + \underset{\text{Vasevitriol.}}{CuSO_4} = \underset{\text{Tsingivitriol.}}{ZuSO_4} + \underset{\text{Vask.}}{Cu}$$

Vask sünnitab kaks rida ühendusi: alahapendlikud ja hapendlikud ühendused. Esimestes on vask üh e, teistes kah e-valentne.

Vaskalahapend, Cu_2O, heleroheline pulber. Vase kuumutamisel tules on seda värvi näha.

Vaskhapend, CuO, must pulber. Saadakse vase põlemisel, kui ka ***vaskvesihapendist,*** $Cu(OH)_2$.

Vasevitrioli külma lahjendatud lahusesse lisame juurde naatrium- või kaaliumvesihapendit ja soendame kuni keemiseni. Alguses saadakse sinakas vesihapend, mis pärast mustaks hapendiks muutub:

$$\text{I.}\quad \underset{\text{Vasevitriol.}}{CuSO_4} + \underset{\text{Söötnaatron.}}{2NaOH} = \underset{\text{Väävelhapunaatrium.}}{Na_2SO_4} + \underset{\text{Vaskvesihapend.}}{Cu(OH)_2}$$

$$\text{II.}\quad \underset{\text{Vaskvesihapend.}}{Cu(OH)_2} = \underset{\text{Vaskhapend.}}{CuO} + \underset{\text{Vesi.}}{H_2O}$$

Vasksulfaat, $CuSO_45H_2O$, vasevitriol *(Cuprum sulfuricum).* Sünnitab sinised kristallid, mis soendamisel vee eraldavad ja valgeks muutuvad.

Soendamisel kuni 100° lahkuvad vasevitriolist 4 molekuli vett. Et ka ülejäänud veemolekulid, mis tugevamini seotud, lahkuksid, peab kuumutatama vasevitrioli kuni 200°.

Hõõrume vasevitrioli uhmris pulbriks. Kuumutame pulbrit katseklaasis kuni 200°. Eralduva veeauru võib veeldada jahutaja abil. Kui jahtunud pulbri peale, mis valgeks muutunud, vett tilgutada, ühineb see sooja eraldamisega uuesti veega ja värvub siniseks.

Vasevitrioli tarvitatakse galvanoplastikas, värvimise juures ja puude (viinapuude) arstimisel (surmab bakteeriad ja seened), galvanilistes elementides *(Danieli)* jne.

$$CuSO_4 + H_2S = CuS + H_2SO_4$$

Vasevitriol. Väävelvesinik. Vasksulfiid Väävelhape.

Lahjendatud vasevitrioli lahusesse lisame paar tilka soolhapet ja siis väävelvesinikku. Sünnib vasksulfiidi sade.

346. **Vase sulandid** on mitmesugused ja arvurikkad. Peale vase on neis tsinki, inglistina, aluminiumi jne.

Pronks. Pronksi on mitmevärvilist, -- pruunikaskollasest kuni helekollaseni. Sisaldavad harilikult inglistina. Aluminiumi on pronksis 10% Al.

Valgevask. Valgevask on vase ja tsingi suland, 50% Zn. Tompakis on 18% Zn.

Uushõbe. See suland sisaldab 40—60% Cu, 19—44% Zn ja 6—22% niklit.

LIV. Hõbe.

Argentum, Ag = 107,88.

347. **Leidumine.** Hõbedat leidub looduses niihästi ehedalt, kui ka ühendustes väävliga (Ag_2S) ja halogeenidega. Tinaläigis, PbS, on harilikult hõbesulfiiti, kust ka hõbe saadakse.

348. **Saamine.** Hõbe saadakse harilikult hõbedat sisaldavatest tina- ja vasemuldadest. Tinamullast saadakse alguses hõbedat sisaldav tina, mis pikkamisi hangub. Kõigepealt hangub puhas tina, mis välja lastakse. Ülejäänud suland püsib kauemat aega vedelikuna.

Mõnedest hõbemuldadest saadakse hõbe elavhõbeda abil kätte.

Hõbemuld segatakse vasevitrioliga ja keedusoolaga. Pärast lisatakse elavhõbedat juurde, mis hõbedaga amalgaami sünnitab. Destilleerimisel saab lahutada elavhõbedat hõbedast.

Ühel või teisel teel saadud hõbe tuleb veel puhastada, raffineerida lahustamise teel väävelhappes ja soendamisel rauaga:

I. $2Ag + 2H_2SO_4 = Ag_2SO_4 + SO_2 + 2H_2O$

II. $Ag_2SO_4 + Fe = FeSO_4 + 2Ag$

Hõbesulfaat. Raud. Rauasulfaat. Hõbe.

Viimasel ajal puhastatakse hõbedat elektrolüüdiliselt.

349. Omadused. Hõbe on valge, läikiv metall. Ta on väga venitatav ja taotav. Hõbedast võib valmistada kuni 0,0027 *mm* paksusi lehekesi, mis ka läbi lasevad valgusekiiri, ja peenikest, kuni 0,001 *mm*, traati: *2 km* pikkune traat kaalub 1 *g*.

Hõbe on kõige parem elektrijuht. Kui elavhõbeda elektrijuhtivust 0° juures lugeda 1, siis võrdub 18° juures hõbeda juhtivus 59, vase = 55, raua = 6—10, plaatina = 6,5, uushõbeda = 3—6.

Keeb 1955° juures. Selles temperatuuris võib hõbedat destilleerida.

Puhtas õhus ei muutu hõbe isegi kõrges temperatuuris. Väga tundelik on hõbe väävelvesiniku vastu.

Väävelvesinikku sisaldavas õhus ilmub hõbeda peale must väävelhõbe, Ag_2S, kirme.

Ka minimaal hulk väävelvesinikku mõjub hõbeda peale. Nii mustuvad ajajooksul hõbedast asjad, mis eluruumides hoitakse.

Soolhappes ei lahustu hõbe, küll aga lämmastikhappes, $AgNO_3$. Tsink, raud, vask tõrjuvad hõbeda sulatistest välja.

Valame klaasikesele lämmastikhõbeda, $AgNO_3$, lahust. Kui väikese tükikese puhast tsinki sinna sisse panna, ilmuvad klaasi peale samblataolised hõbeda kristallikesed — hõbepõõsas.

350. Tarvitamine. Hõbe on pehme metall. Harilikult tarvitatakse hõbeda ja vase sulandit (90% Ag, 10% Cu) rahade j. m. asjade valmistamiseks.

Galvanilisel teel kaetakse hõbedaga (hõbetatav ise on katoodiks) vaske, rauda j. t. metallisid, et neid hapendumise eest hoida.

Hõbeamalgaami tarvitatakse viimasel ajal peeglite valmistamiseks.

351. Ühendused. Hõbe on püsiv metall ja sellepärast ei ühine ta õhus seistes hapnikuga. Hapniku ja hõbeda ühendusi võib saada ainult kaudsel teel.

Kallutame hõbenitraadi (põrgukivi) lahusesse söötnaatroni. Ilmub pruun sade hõbehapendit, Ag_2O:

$$2AgNO_3 + 2NaON = Ag_2O + H_2O + 2NaNO_3$$

Põrgukivi. Söötnaatron. Hõbehapend Vesi Lämmastikhapunaatrium.

Hõbenitraat, $AgNO_3$ *(Argentum nitricum)*, lämmastikhapuhõbe ehk põrgukivi *(Lapis infernalis)* saadakse hõbeda lahustamisel lämmastikhappes.

Hõbenitraat on värvitu kristallaine. Tal on söötomadused. Tarvitatakse arstiteaduses. Organilised kehad, näit. inimese nahk, värvuvad mustaks hõbenitraadist, sest et väikesed hõbeterakesed eranevad selle juures.

Kloorhõbe. Kui põrgukivi lahusesse valada soolhapet, siis saadakse valge sade, kloorishõbe, AgCl, mis vees ja hapetes ei lahustu, küll aga ammoniakis ja alaväävlishapunaatronis, $Na_2S_2O_3$:

$$AgNO_3 + HCl = AgCl + HNO_3$$

Põrgukivi. Soolhape. Kloorishõbe. Lämmastikhape.

Kui põrgukivi lahusesse valada joodisnaatriumi või broomisnaatriumi, siis saadakse niisama kollane või kollakas sade:

$$AgNO_3 + NaJ = AgJ = NaNO_3$$
$$AgNO_3 + NaBr = AgBr = NaNO_3$$

Lämmastikhapuhõbe. Joodis-, broomisnaatrium. Joodis-, broomishõbe Naatriumisalpeeter.

AgCl, AgBr ja AgJ mustuvad valguse kiirte mõjul, mille juures peenikene must hõbe pulber eraneb. Selle omaduse pärast tarvitatakse broomhõbe, AgBr, fotografias valgusetundliku paberi ja plaatide valmistamiseks.

Väävlishõbe, Ag_2S. Hõbeda ja väävli vahel on suur affiniteet. Hõbe asjad mustuvad väävlisvesiniku mõjul. Niisama mustuvad hõbe lusikad munavalgest, milles on väävlit. Ammoniakvedelikus lahustub väävlishõbe.

LV. Kuld.

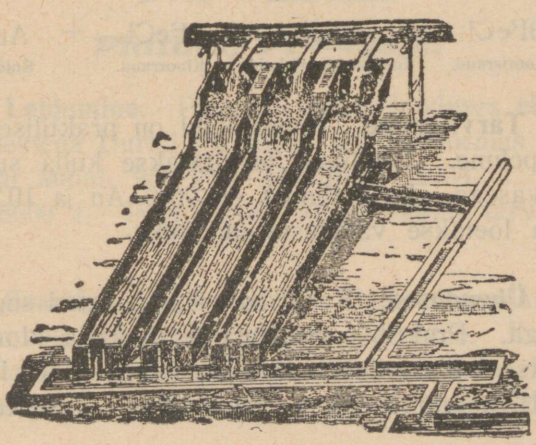
Aurum, Au = 197,2.

352. Leidumine. Kulda leidub looduses püsivmetallina. Suuremalt jaolt ehedalt, vahel ka sulandites hõbedaga. Kulda leidub jõgede liivas, kuhu ta uhutakse mägede murenemisel. Mäetõugudes, kvartsis, esineb kuld soontena, pesadena või üksikute suuremate ja vähemate kristallidena.

Tähtsamad kulla leidmise kohad on Siberis, Uuralis, Austraalias, Kalifornias, Mehikos, Transvaalis j. m.

Veega satub õige peenike terakuld ka merde, kus teda umbes 0,02 *mg* ühes *t* leidub. Võib arvata, et ilmameredes kokku 15 kuni 20 miljoni tonni (1 *t* = 1000 *kg*) kulda on.

121. kujund.



Kulla pesemise raam.

353. Saamine. Liivast saadakse kuld mehaniliselt pesemisega või keemiliselt elavhõbeda amalgaamiga. Kulda sisaldavat liiva pestakse isesugustes rennides (121. kujund), kus

kuldterad renni põõnadega kinni peetakse, kuna kerge savi ja liiv veega ära uhtuvad.

Keemilisel teel saadakse kuld elavhõbeda abil. Kulda sisaldav muld segatakse elavhõbedaga, mis kullaga amalgaami sünnitab.

Amalgaamist saadakse kuld ajamisega: anumas kuumutatakse amalgaami, — elavhõbe aurab, kuna kuld anumasse jääb.

Mäetõugudest saadakse kuld mehaniliselt: suuremad kulla tükikesed ja terad leitakse murdmisel, kuna ülejäänud osa liivaks purustatakse ja kuld ülevalpool nimetatud viisil kätte saadakse.

354. Omadused. Kuld on kollane, pehme, taotav metall. Kullast võib valmistada õhukesi (0,0001 *mm* kuni isegi 0,000005 *mm*) lehekesi, mis valgust läbi lasevad roheka värviga. 1 *g* kulda võidakse välja venitada 2500 *m* pikkuseks traadiks.

Hapetes kuld ei lahustu. Kuningavees lahustub ta kolmeliskloriskullaks, $AuCl_3$. Sellest lahusest saab kulla kätte rauavitrioli või kloorisraua redutseerival mõjul:

$$3FeCl_2 + AuCl_3 = 3FeCl_3 + Au$$

Kloorisraud. Kolmeliskloriskuld. Kloorraud. Kuld.

355. Tarvitamine. Puhas kuld on praktiliseks otstarbeks liig pehme. Harilikult tarvitatakse kulla sulandid hõbeda või vasega. Kuldrahades on 90% Au ja 10% Cu.

Kulda loetakse väärtuste mõõduks.

356. Ühendused. Kullal on väga piiratud sugulus teiste elementidega. Praktilist tarvitust leiab kulla kloriid, $AuCl_3$, mis saadakse kulla lahustamisel kuningvees. Kullasoola, $NaAuCl_4 \cdot 2H_2O$, tarvitatakse fotografias ülesvõtete värvimiseks.

Kolloiidkuld. Juba vanasti oli tuntud kuldpurpur, mis kullasoola lahuses kloorisinglistina mõjul ilmub. Kuldpurpuri värviv mõju on väga suur: teda võib isegi veel siis märgata, kui 1 k.-ü. kulda 100 miljonis k.-ü. veel on lahustatud.

Kuldpurpuris on kuld kolloiid olekus. Kuldpurpuri tarvitatakse ka punase klaasi saamisel.

Ultramikroskoobi abil võib märgata kuldpurpuris kulla osakesi.

357. Sugukonna ülevaade. Vask, hõbe ja kuld moodustavad ühise rühma. Vask on poolpüsiv-, hõbe ja kuld püsivmetallid, sest et nad harilikult õhus seistes ühendusi ei sünnita. Keemiliste omaduste poolest on vask, hõbe ja kuld vastandid lehelismetallidele, millega nad ühises sugukonnas.

Omadused.	Vask. Cu	Hõbe. Ag	Kuld. Au
Aatomkaal	63,57	107,88	197,2
Erikaal	8,94	10.5	19,33
Sulanemise t°	1050°	954°	1200°

358. Küsimused ja ülesanded. Kuidas saab oksüdeeritud hõbedat uuesti muuta puhtaks hõbedaks? — Kuidas võib soolhappega kulla ehtsust proovida? — Hoidke vähe aega niiske hõbedast asi väävlisvesiniku aurus. Mis sünnib sellega?

LVI. Plaatina.

Platina, Pt = 195,2.

359. Leidumine. Plaatina leidub looduses ehedalt väikeste terakestena Uurali jõe liivas (ka Kalifornias ja Austraalias). Uural annab 90—95% plaatinat. 1904. a. saadi teda Venemaal 5000 t. Plaatina on kõige kallim tarvitatavatest metallidest.

360. Saamine ja omadused. Plaatina saadakse liivast kätte kuningvee abil, milles plaatina lahustub. Kui lahusele juurde lisada salmiaki lahust, siis sadub plaatinasalmiak, millest kuumutamisel urbne plaatina, käsnplaatina, saadakse.

Plaatina on hõbevalge, läikiv, raske metall. Käsnplaatinal on katalüüdilised omadused.

361. Tarvitamine. Plaatinast valmistatakse keemias tarvitatavaid aparaatisid: tiigleid ja retortisid hapete ajami-

seks. Plaatinast valmistatakse elektroodisid, hõõglampide traatisid j. m., kui kõrges temperatuuris katseid tuleb teha.

Venemaal tarvitati omal ajal plaatinat rahade valmistamiseks.

Plaatina lahustub ainult kuningavees kloorisplaatinaks, $PtCl_4$.

362. Osmium, Os = 190,9. See on kõigeraskem tuntud aine; ei sulane isegi paukgaasi leegis. Tarvitatakse hõõglampide traatide valmistamisel, — Aueri osmiumlambid.

363. Plaatinametallid. Plaatinametallide[1]) sugukonna kujundavad kuus elementi, mis kahte rühma jagunevad:

I. Kerged plaatinametallid:

	Aatomkaal.	*Erik.*	*Sulanem. t°*
Rutenium	101,7	12,26	1900°
Roodium	102,9	12,6	1850°
Palladium	106,7	11,9	1587°

II. Rasked plaatinametallid:

	Aatomkaal.	*Erik.*	*Sulanem. t°*
Osmium	190 9	22,48	2500°
Iridium	193,1	22,42	2300°
Plaatina	195,2	21,48	1780°

Plaatinametallid leiduvad looduses ainult ehedalt.

364. Katalüüs. Mitmed keemilised reaktsioonid sünnivad kiiremini teiste kehade juuresolekul, mis *ise* sündivast reaktsioonist osa *ei võta* ja reaktsiooni lõpul täiesti *muutmatuteks* jäävad.

Sarnast nähtust nimetatakse *katalüüsiks*, ja kehasid, mis reaktsiooni kiirust muudavad, *katalüsaatoriteks*.

Nende nähtuste hulka kuuluvad tärklise moondumine dekstriiniks ja suhkruks lahjendatud hapetega keetmisel, vesinikülihapendi lagumine metallide ja hapendite mõjul, plaatina mõju gaaside isesütitusel, mangaanülihapendi mõju Berthollet' soola peale hapniku saamisel jne.

Iseloomulikuks nähtuseks katalüüsis on, et katalüsaator ise täiesti püsib, ilma et ta esineks reaktsioonis saadud toodetes.

[1]) *Plata* — hõbe.

Katalüsaator vähendab või suurendab keemilise reaktsiooni kiirust, ise ei kutsu katalüsaator reaktsiooni mitte välja.

Allpool on esitatud mõned näitused katalüüsist.

Lahustame vaske puhtas lämmastikhappes; lahustumine sünnib väga aeglaselt. Kui aga lahustamiseks tarvitada hapet, milles vaske vähe lahustatud, siis sünnib lahustamine kiiresti, tormiliselt.

Käsnplaatina juuresolekul plahvatab vesinik põlema. Isesütitajates on vähe käsnplaatinat, mis gaasi põlema sütitab.

Inimese ja loomade kehas on olemas n. n. enzüümid, mis katalisaatoritena keemilisi protsessisid madalas temperatuuris võimaldavad, kuna harilikult sündivad reaktsioonid nõuavad palju kõrgemat soojust.

Katalüüs esineb ka muis keemilistes nähtustes, millest mitmed seni küllalt selgitatud ei ole.

E. Organilised ühendused.

LVII. Süsivesinikud.

365. Süsiniku ühendused vesinikuga. Süsinik kujundab väga palju ühendusi, mis organilises looduses tähtsat osa etendavad.

Enne arvati, et organismides leiduvaid ühendusi ei saa valmistada kunstlikult laboratoriumis. Kuid 1828. a. sai *Wöhler* k u s i a i n e mitteorganilistest ühendustest. Pärastised katsed tõendasid, et ka muid n. n. „o r g a n i l i s i ü h e n d u s i“ võib saada kunstlikult. Niisama on korda läinud laboratoriumis jäljendada neid tingimusi, millistel loomade organismid sünnitavad u u s i a i n e i d. Sellest võib järeldada, et organismides maksavad samad füüsiko-keemilised seadused, mille alusel sünnivad nähtused keemia laboratoriumis katseklaasides. Keemikutel on korda läinud kuni viimase ajani valmistada kunstlikul teel üle 100.000 o r g a n i l i s t ü h e n d u s t.

Pärast seda, kui avanes võimalus saada organilisi kehi kunstlikul teel, ei ole mõtet eraldada organilist keemiat anorganilisest. O r g a n i l i s i ü h e n d u s i võib koondada s ü s i n i k ü h e n d u s t e k s, ja organilist keemiat nimetada s ü s i n i k ü h e n d u s t e k e e m i a k s.

Süsinik esineb peaaegu kõigis ühendustes n e l j a v ä ä r i s e elemendina, kuna vesinik on ü h e v ä ä r i n e. Kõige lihtsam süsiniku ja vesiniku ühendus on sellega CH_4, kus üks aatom süsinikku ühinenud n e l j a vesiniku aatomiga.

366. Metaan ehk soogaas, CH_4, esineb looduses neis paigus, kus lagunevad organilised kehad: soodes, rabades ja mineralsüte kaevandustes. (Metaani nimetatakse ka kaevandusgaasiks). Kui suruda kepp soosse, siis tõusevad sealt üles metaani mullid, mida korjata võib anumasse (122. kujund). Süüdates põleb metaan. Kaevandustes sünnib metaan mineralsüte aeglasel lagumisel.

122. kujund.



Metaani saamine.

Taimed seisavad koos peaasjalikult süsinikust, vesinikust ja hapnikust. Kui taimede osad õhus põlevad, siis saadakse põlemise tootena süsihapugaas ja vesi. Kui kehade lagumine sünnib õhuta ruumis aeglaselt, näituseks vee all, siis saadakse taandamise tooted süsivesinikkudena ja viimaste hulgas ka metaan.

367. Saamine. Metaani võib saada laboratoriumis mitteorganilistest ainetest. Kui väävelvesiniku, H_2S, ja väävelsüsiniku auru, CS_2, segu juhtida üle hõõgkuuma vase, siis ühineb vask väävliga, kuna vesinik ja süsinik sündimise momendil (*„in statu nascendi“*) metaani sünnitavad.[1])

Harilikult saadakse laboratoriumis metaan äädikhapunaatriumi ja naatronlubja[2]) segu kuumutamisel: äädikhape laguneb aluse juuresolekul metaaniks ja süsinikkahelishapendiks:

$$\underset{\text{Äädikhape.}}{C_2H_4O_2} = \underset{\text{Metaan.}}{CH_4} + \underset{\text{Süsihapugaas.}}{CO_2}$$

Selle juures saadud süsihapugaas ei lendu ühes metaaniga, vaid ühineb söötnaatroniga soodaks:

$$\underset{\text{Äädikhapunaatrium.}}{NaC_2H_3O_2} + \underset{\text{Söötnaatron.}}{NaOH} = \underset{\text{Sooda.}}{Na_2CO_2} + \underset{\text{Metaan.}}{CH_4}$$

1) $CS_2 + 2H_2S + 8Cu = CH_4 + 4Cu_2S$.

2) Naatronlubi on söötnaatroni ja lubja kokku sulandatud segu.

Katse jaoks tuleb kuumutada 10—15 *g* äädikhapunaatriumi puru ja 20 *g* naatronlubja segu.

Metaani võib saada aluminiumi karbiidist vee mõjul:

$$Al_4C_3 + 12H_2O = 4Al(OH)_3 + 3CH_4$$

Aluminiumi karbiid. Vesi. Aluminiumvesihapend. Metaan.

368. Omadused. Metaan on värvitu, lõhnatu ja maigutu gaas. Lahustub vees vähe. Tihedus = 0,558. Süüdates põleb ta mittevalgustava leegiga süsinikkahelishapendiks ja veeks:

$$CH_4 + 2O_2 = 2H_2O + CO_2$$

Metaan. 1 maht. Hapnik. 2 mahtu. Vesi. 1 maht. Süsihapugaas. 2 mahtu.

(Kuidas tõendada, et põlemisel need tooted saadakse?)

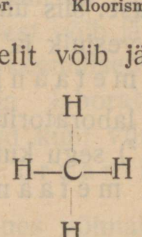
Õhu või hapniku segu metaaniga sünnitab plahvatava gaasi, mis võib olla kivisöekaevandustes õnnetuste põhjuseks. Plahvatuse ärahoidmiseks tarvitatakse kivisöe kaevandustes *Davy* lampe (92. kujund).

Niisama plahvatav on kloori ja metaani segu, mis päikesekiirte mõjul suure jõuga plahvatab. Kloori ja metaani ühinemisel sünnib kloorismetüül:

$$CH_4 + Cl_2 = CH_3Cl + HCl$$

Metaan. Kloor. Kloorismetüül. Kloorvesinik.

Metaani ehitusvormelit võib järgmiselt kujutada:



Metaani protsentne koosseis on järgmine:

C = 12,00 k.-ü. ehk 74,86%
H_4 = 4,03 „ „ 25,14 „

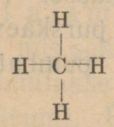
CH_4 = 16,03 k.-ü. ehk 100,00%

369. Etaan ja propaan. Metaaniga sarnased on gaasid etaan, C_2H_6, ja propaan, C_3H_8. Mõlemad leiduvad vähesel

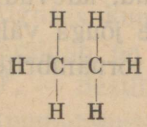
hulgal naftas. Etaan on värvitu gaas. Põleb mittevalgustava leegiga. Ühineb klooriga kloorisetüüliks C_2H_5Cl.

Kui metaani, etaani ja propaani koosseisu lähemalt vaadata nende ehitusvormelite järele, siis saame järgmise pildi:

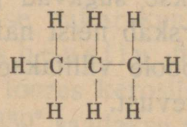
Metaan, CH_4



Etaan, C_2H_6



Propaan, C_3H_8



Nagu neist ühendustest näha, saame järgmise ühenduse eelmisest, kui sinna juurde lisada CH_2.

Seda ühendamist korrates võib saada pika rea süsivesinikkusid, millest kõige lihtsam on metaan. Sarnast süsivesinikkude rida nimetatakse metaanireaks.

Tähtsamad neist ühendustest on:

Metaanirida C_nH_{2n+2}	Koosseis	Metaanirida C_nH_{2n+2}	Koosseis.
Metaan	CH_4	Heptaan	C_7H_{16}
Etaan	C_2H_6	Oktaan	C_8H_{18}
Propaan	C_3H_8	Novaan	C_9H_{20}
Butaan	C_4H_{10}	Dekaan	$C_{10}H_{22}$
Pentaan	C_5H_{12}	jne.	
Heksaan	C_6H_{14}		

LVIII. Nafta.

370. Leidumine. Naftat leidub mitmel pool maakera pinnas. Kõige rohkem leidub naftat Pennsylvanias, siis Kaukasias Baku lähedal j. m., Galitsias, Egüptuses j. t. kohtades.

Koosseisu poolest lähevad mitmelpool leiduvad naftad üksteisest lahku. Amerika ja Galitsia nafta seisab koos metaanirea süsivesinikkudest, alates metaanist, CH_4, kuni rikka-

mate süsivesinikkudeni, $C_{18}H_{38}$. Kaukasia naftas leiduvate süsivesinikkude koosseis on vähe teisem.

371. Saamine. Nafta võib tõusta sügavast maapõuest lõhede kaudu maapinnale. Suuremal hulgal nafta saamiseks puuritakse sügavad puuraugud, kaevud, maapinnasse. Alguses purskab neist nafta suure jõuga välja (nafta purskaevud), pärastpoole villitakse naftat toruämbritega või pumbatakse puurkaevust.

372. Tekkimine. Nafta sündimine ei ole küllalt rahuloldavalt seletatud. Mõned teadlased, *Engler* ja *Höfer*, arvavad, et nafta on mereloomade rasvarikaste jäänuste kuivajamise toode. Suurte kalade j. t. loomade jäänused kanti veevooluga teatud paika, kus nad merevee, liiva ja kivide all kõrgel rõhumisel keemiliselt moondusid. Võimalik on, et mitte ainult loomad, vaid ka taimed algmaterjaliks olid.

Mendelejev ja *Berthelot* tõendavad, et nafta on tekkinud mitteorganilistest ainetest, nimelt merevee ja sügavas maapõues leiduvate süsinikuga ühendatud metallide (karbiitide, peaasjalikult raua) kokkupuutumisel. *Mendelejev* valmistas ka mitteorganilistest ainetest ühenduse, mis oli naftale sarnane. Viimasel ajal kalduvad arvamised siiski sellepoole, et nafta on organilistest kehadest tekkinud.

373. Omadused. Nafta on õlisarnane vedelik, kollakat, tumepruuni ja mustjasrohekat värvi.

Naftas leiduvad süsivesinikud on suuremalt jaolt vedelad, kuid nad sisaldavad ka gaasilisi ja kõvu süsivesinikka. Gaasid tõusevad lõhesid mööda maapinnale, kus neid nafta saamise kohtades tarvitatakse gaasilise küttena, — maagaas ehk loodusgaas.

374. Ajalugu. Nafta oli tuntud juba vanal ajal Persias. Egüptuses, Paabelonis j. m. Tarvitati arstirohuna nahahaiguste ravitsemiseks ja põleva õlina.

Maagaasi põlemine oli tuntud n. n. „pühatulena parside — tulekummardajate juures ja mujal, kus naftat leidub.

375. Nafta saadused. Nafta on mitmesuguste süsivesinikkude segu. Tähtsamad neist on gasoliin, naftaeeter, bensiin, kerosiin, solaarõlid, vaseliin, peale seda veel parafiin, naftaliin j. t.

Toorest naftast saadakse üksikud süsivesinikud järgulisel ajamisel. Alguses kuumutatakse naftat kuni 150°. Aetis, mis selle juures eraldub, on toores bensiin; ülejääki kuumutatakse kuni 250°, — destillaat on toores kerosiin (ehk petroleum). Ülejäägi kuumutamisel kuni 350° saadakse solaarõlid jne. Pärast seda saadakse toorest bensiinist ja kerosiinist uuesti järgulisel ajamisel uued produktid: gasoliin, ligroiin, bensiin.

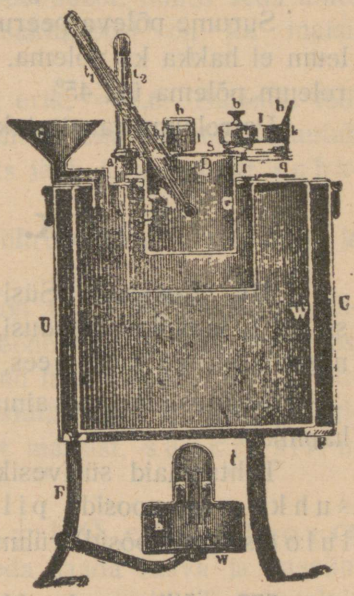
Nafta ülejääki pärast solaarõlide väljaajamist nimetatakse masudiks, mis tarvitatakse vedela küttena.

Ülejäägis on veel määreõlid, vaseliin, parafiin j. t.

Maavaha. Maavaha ehk ozokeriit on vahataoline pruunikaskollane aine, mis leidub ühes naftaga. Tarvitatakse parafiini saamiseks.

Asvalt on vaigutaoline must kõva aine; arvatavasti on naftast tekkinud. Leitakse mitmelpool, iseäranis palju asvaldi järves Trinidadi saarel, Surnumeres, Sitsilias j. m. Tarvitatakse mitmeks otstarbeks — ehituste juures ja kõnniteede valmistamiseks. Asvalt lahustub tärpentiinis, — asvaltlakk.

123. kujund.



Abel-Pensky naftomeeter.

Keskmises anumas G soendatakse petroleumi veevannis W. Kaan D avatakse vedruga ja lenduvad gaasid süüdatakse põlema. Termomeeter *t* näitab sütitustemperatuuri.

Parafiin. On valge läbipaistev aine. Sulab 33°—60° juures. Tarvitatakse küünalde valmistamisel. Lahustub eetris, bensoolis, kloroformis.

Paraffiin saadakse peaasjalikult pruunsüte kuivajamisel.

Pehme paraffiin sulaneb 33—45°, keskmine — 45—55° ja kõva paraffiin 55—60°.

Paraffiini leidis *v. Reichenbach* (1830) puutõrvas.

Petroleum. Nafta saadustest on tähtsam petroleum ehk kerosiin (valgustusõli), mis on kõige laiemalt tarvitatav valgustusaine. Pärast saamist naftast puhastatakse petroleum väävelhappega ja söötnaatroniga.

Puhas petroleum on sinaka heitega läbipaistev vedelik. Soendamisel lenduvad temast gaasid, mis 28—35° juures põlema plahvatavad. Petroleum ise hakkab põlema alles 45°.

Petroleumi gaaside plahvatustemperatuuri määramiseks tarvitatakse *Abel-Pensky* naftomeetrit (123. kujund).

Surume põleva peeru petroleumi. Peerg kustub ja petroleum ei hakka ka põlema. Soendamisel liivavannis sütib petroleum põlema üle 45°.

Petroleumi tarvitatakse ka mootorites.

LIX. Süsivesikud.

376. Koosseis. Süsivesikuteks nimetatakse süsiniku, vesiniku ja hapniku ühendusi, milles vesiniku ja hapniku suhe on niisamasugune, nagu vees, nimelt *2* : 1.

Süsivesikutes on ainult kolm elementi: süsinik, vesinik, hapnik.

Tähtsamaid süsivesikuid võib liigitada viinamarjasuhkru (monoosid), pilliroosuhkru (bioosid) ja tselluloosi (polüoosid) rühmadesse.

377. Viinamarjasuhkur, $C_6H_{12}O_6 + H_2O$. Viinamarjasuhkur on kollakas kristallaine. Leidub magusates viljades. Tärklis muutub keetes lahjades hapetes niisama viinamarjasuhkruks.

Keedame tärklist veega katseklaasis. Saadud kliistri lahjendame veega ja lisame juurde mõni tilk väävelhapet. Keetes näeme, et alguses võetud proov saadud lahusest värvub joodist veel siniseks, siis punaseks ja viimaks ei muutu värv su-

gugi: tärklis muutub dekstriiniks ja lõpuks viinamarjasuhkruks ehk dekstroosiks.

Viinamarjasuhkur lahustub väheselt külmas, hästi keevas vees. Ta ei ole nii magus kui pilliroosuhkur.

378. **Viljasuhkur** on sarnane viinamarjasuhkrule. Leidub magusates viljades ühes dekstroosiga. Mesi on viinamarja- ja viljasuhkru segu. Et viinamarjasuhkur raskesti lahustub, siis kristalliseerub ta seistes meest välja: mesi jaguneb kahte ossa, — viinamarjasuhkru terakristallid ja viljasuhkru siirup.

Viinamarja- ja viljasuhkur käärivad.

379. **Pilliroosuhkur,** $C_{12}H_{22}O_{11}$, on harilik suhkur, mis saadakse suhkrupilliroost ja suhkrupeetidest, milles seda ainet on 10—20%. Pilliroosuhkrut ehk sakharoosi on ka maisi, vahtra, kase j. t. taimede mahlas.

Pilliroosuhkur on kristallaine; erik. = 1,6. Sulaneb 160° juures kleebivaks massiks. Kõrgemas temperatuuris muutub pruuniks karamelliks ja viimaks jääb järele ainult suhkrusüsi.

Vältaval keetmisel muutub pilliroosuhkur viinamarja- ja viljasuhkruks.

Suhkur saadakse suhkrupilliroo või suhkrupeetide mahlast. Seks otstarbeks leotatakse peeneid peedi laastusid vees, mis suhkru eneses lahustab. Saadud lahust keedetakse ja filtreeritakse, mille juures suhkur kristalliseerub ja tsentrofuugides lahutatakse ülejäänud vedelast massist, suhkrusiirupist ehk melassist.

380. **Piimasuhkur,** $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O$, ehk laktoos on imetajate piimas. Piimast võib teda saada rasva ja kaseiini taandamisel ja ülejäänud piima aurutamisel. Tarvitatakse arstiteaduses.

381. **Linnasesuhkur,** maltoos, saadakse tärklisest ühes dekstriiniga diastaasi või lahjendatud väävelhappe mõjul. Ta on kristallaine. Käärimistes etendab maltoos tähtsat osa.

382. **Tselluloos.** Aine, millest taimede rakukeste kestad on ehitatud, nimetatakse tselluloosiks ehk raku kest-

aineks, $(C_6H_{10}O_5)n$. Linad, kanep, puuvill j. m. taimelised kiudained seisavad koos peaaegu puhtast tselluloosist; niisama ka paber, mis puust valmistatud.

Kui leotada filtreerimispaberit kordamööda alkoholis, eetris, lahjendatud soolhappes ja lahjendatud kaalilehelises ja hästi vees pesta, siis lahustuvad kõik muud taimelised ained ja järele jääb ainult tselluloos.

Tselluloos lahustub vaskhapendi ammoniakvedeliku lahuses. Kui saadud tselluloos lahusele juurde lisada lahjendatud soolhapet, siis sadeneb põhja tselluloosi hüüve.

Pistame mõneks sekundiks filtreerimispaberi kangesse (66%) väävelhappesse (15°) ja peseme pärast seda vees ja lahjas ammoniakvedelikus; paberi pinnale ilmub paisunud tärklise kirme, mis joodist siniseks värvub. Paberit kuivatades saame pärgamentpaberi, mis väga vastupidav on ja vedelikkusid läbi ei lase.

Tselluloos muutub keetmisel lahjendatud väävelhappes viinamarjasuhkruks. See reaktsioon ei ole küllalt rahuloldavalt seletatud.

Tselluloos ei kõlba inimesele toiduaineks, küll aga loomadele, kelle soolikates kõlbulikuks muutub.

383. Püroksüliin. Tselluloos (puuvill) muutub lämmastikhappe ja väävelhappe mõjul lämmastikhapu tselluloosiks, mis lõhkepuuvillana tarvitatakse suitsuta püssirohu valmistamiseks.

Lõhkepuuvill lahustub alkoholi ja eetri segus värvita vedelikuks, kollodiumiks; kamperiga ümbertöötamisel muutub lõhkepuuvill tselluloosiks. Kollodium ja tselluloid on väga tulekardetavad.

384. Tärklis. Tärklis on vees lahustamatu, lõhnatu ja maiguta valge pulber. Leidub taimede rakukestes mikroskoobiliste terakestena (124., 125., 126., ja 127. kujundid).

Hõõrume kartuli peeneks, peseme segu vees ja kurname läbi linase riide, mis rakukestad kinni hoiab.

Kui vesi ära auranud, saame valge tärklise.

Segame külmas vees tärklist ja soendame tulel. Saame tärklise kliistri, mis joodi jootkaaliumi lahusest värvub sini-

seks. Kliister sünnib sellest, et vesi tärklise terakestesse tungides neid paisutab.

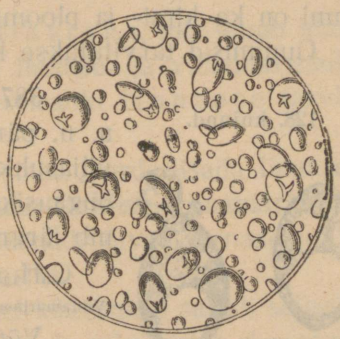
Tärklist tarvitatakse toiduainena ja tehnikas kliistri valmistamiseks, riiete ilustamisel (appreteerimisel), dekstriini valmistamiseks j. m. otstarbeks.

124. kujund.



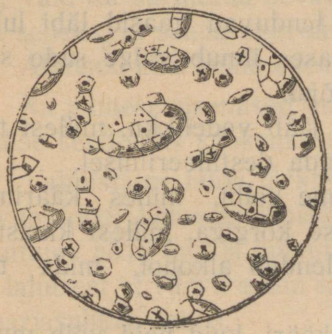
Kartulitärklis.

125. kujund.



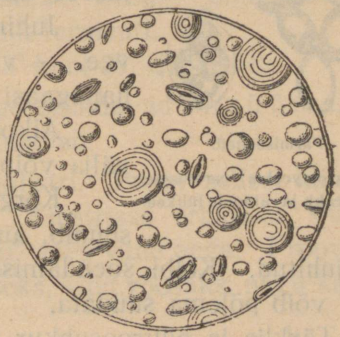
Rukkitärklis.

126. kujund.



Riisitärklis.

127. kujund.



Nisutärklis.

Tärklis on taimede tagavara toiduaine, mis koguneb kartulites, viljas (rukis, nisu, riis) j. m.

385. Dekstriin. Kuumutame kuiva tärklist ettevaatlikult alalisel liigutamisel liivavannis kuni 160—200°. Tärklis värvub kollaseks ja lõpuks täiesti pruuniks. Nii moondunud tärklis

lahustub vees ja ei värvu joodi lahusest siniseks vaid punaseks. Saadud ainet nimetatakse dekstriiniks.

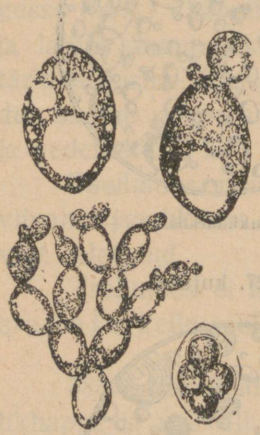
Dekstriin saadakse ka tärklise kuumutamisel kuni 120° lahjendatud hapetega, näit. lämmastikhappega.

Dekstriin sünnib ka diastaasi mõjul tärklise peale.

386. Gummid. Tärklisega sarnased on n. n. gummid, näit. araabiagummi, mis vaiguna akaatsiatest niriseb. Sarnane gummi on ka kirsi- ja ploomipuude peal.

Gummisid tarvitatakse kleebimise vahendina.

128. kujund.



Pärmiseened.
Saccharomycetes cerevisiae.
Üksik rakk ja rakkude lülikee.

387. Käärimine. Mitmed eostaimed, n. n. pärmiseened võivad viinamarja- ja viljasuhkru lahutada alkoholiks ja süsihapugaasiks (128. kujund). Selle juures sünnib järgmine ekvatsioon:

$$C_6H_{12}O_6 = 2C_2H_5 \cdot OH + 2CO_2$$

Viinamarjasuhkur. Alkohol. Süsihapugaas.

Võtame mett või viljasuhkrut. Valmistame ½ *l* vees 10% lahuse ja lisame sinna juurde pärmi. Kui segu hoida 25°C juures, siis algab käärimine.

Juhime lenduvad gaasid läbi lubjavee, — viimases ilmub valge sade süsihapugaasi mõjul.

Alkohol jääb vedelikku, millest teda välja võib ajada destilleerimisel.

Korgitame kolbi, milles käärimine sünnib, auklise korgiga, millest klaastoru läbi juhitud. Kolbi soendamisel lendub alkohol, mida toru otsas võib põlema süüdata.

Tärklis ja pilliroosuhkur ei kääri, kuid neid võib muuta käärivateks suhkruteks (viljasuhkur, viinamarjasuhkur j. t.). Sarnane moondus sünnib sel teel, et käärimatud süsivesikud ühinevad veemolekuliga.

Tärklise koosseis on $C_6H_{10}O_5 = 6C + 5H_2O$; pilliroosuhkru koosseis $C_{12}H_{22}O_{11} = 12C + 11H_2O$. Kui kummalegi vee molekul juurde ühendada, siis saame: $6C + 6H_2O$ = viinamarjasuhkur, ja $12C + 12H_2O = 6C + 6H_2O$ = viinamarjasuhkur.

Vee ühinemist süsivesikutega nimetatakse hüdrolüüsiks. Sarnane hüdrolüüs sünnib tärklise keetmisel lahjendatud hapetega ja mõnede taimede ja loomade organismide, fermentide, mõjul.

Munavalget sisaldavaid fermenta nimetatakse ka enzüümideks.

Enzüümid eranevad mitmete taimede ja loomade rakukestest.

Enzüümidest tähtsamad on diastaas, mis ilmub idanevates terades ja tärklise muudab linnase- ja viinamarjasuhkruks. Selles diastaasi mõjus seisabki linnaste tarvitamine alkoholilisel käärimisel.

Kartulitärklis ei kääri. Kui sinna juurde lisada linnaseid, siis muudab linnastes olev diastaas tärklise viinamarjasuhkruks, mis käärida võib, s. t. pärmiseened võivad sarnase suhkru lahutada alkoholiks ja süsihapugaasiks.

Pärmiseente mõju alkoholilisel käärimisel seisab selles, et seente rakukesed jõudsasti siginevad, ja rakukestes olev munavalget sisaldav ferment välja kutsub suhkru moondumise alkoholiks ja süsihapugaasiks. Käärimine ei sünni mitte ainult elusate, vaid ka surmatud seente mõjul. Seente siginemist on vaja selleks, et saada suurem hulk fermenti.

Alkoholi käärimine edeneb 5° kuni 25° C piirides.

Ka inimese sisemised mahlad sisaldavad enzüüma, mis tärklise seedivaks suhkruks muudavad.

Valmistame lahja tärklise kliistri. Proov sellest kliistrist värvub joodi lahusest siniseks. Kliistrisse eraldame sülje, loksutame hästi läbi ja hoiame 30° vees vähe aega. Proov sellest lahusest ei värvu enam siniseks, vaid roosaks, nagu ka viinamarjasuhkru lahus.

Süljes olev ferment ptüaliin muudab lahustamata tärklise seedivaks suhkruks.

LX. Alkoholid.

388. Koosseis. Alkoholideks nimetatakse süsivesinikkusid, milles vesiniku aatomi asemele on asetatud elementide hüdroksüülrühm OH.

Metaani koosseis on $CH_4 = CH_3.H$. Sellest ühendusest saame metüülalkoholi ehk puupiirituse: CH_3OH. Etaanist, $C_2H_6 = C_2H_5.H$, saadakse etüülalkohol ehk viinapiiritus, $C_2H_5.OH$ jne.

389. Tähtsamad metaanirea alkoholid.

Alkohol	Vormel	Keemise punkt	Saadakse
Metüülalkohol (puupiiritus)	$CH_3(OH)$	65°	Puutõrvast
Etüülalkohol (viinapiiritus)	$C_2H_5(OH)$	78°	Suhkrust
Propüülalkohol	$C_3H_7(OH)$	97°	Viinamarja puskariõlist
Butüülalkohol	$C_4H_9(OH)$	116°	Suhkrust
Amüülalkohol (puskariõli)	$C_5H_{11}(OH)$	131°	Kartuli piirituse puskariõlist.
jne.			

390. Puupiiritus. Puupiiritus leidub puuäädikas, — vees, mis saadakse puude kuivaltajamisel. Kui seda vett järguliselt ajada, siis saadakse puupiiritus. Puuäädikas on 10% äädikahapet ja 1% puupiiritust.

391. Omadused. Puupiiritus on värvitu vedelik, kerge ja meeldiva lõhnaga. Keeb 65°. Erik. = 0,812. Lahustub vees, eetris ja alkoholis. Ise lahustab rasva, vaiku ja kergeid õlisid. Põleb mittevalgustava leegina.

Tarvitatakse värvide ja lakkide valmistamisel.

Puupiiritus vedelikuna ja auruna on mürgine.

392. Viinapiiritus, etüülalkohol. Seda piiritust nimetatakse harilikult lihtsalt „piirituseks“ ehk „alkoholiks“.

Etüülalkohol saadakse suhkrut sisaldavate ainete käärimisel.

Laboratoriumis võib saada piiritust viinamarjasuhkru lahuse käärimisel. Viinamarjasuhkur lahustatakse vees, kuhu lisatakse juurde vees lahustatud pärmi. Pärmiseente mõjul hakkab suhkur käärima ja moondub mõne päeva pärast alkoho-

liks ja süsihapugaasiks. Süsihapugaas lendub, kuna piiritus vees lahustub. Piirituse kättesaamiseks soendatakse lahust kuni 78°5, mille juures piiritus keeb ja destilleerub.

393. Omadused. Piiritus on värvitu, meeldiva lõhnaga vedelik. Muutub kõvaks —130°,5; tarvitatakse madalat temperatuuri näitavates termomeetrites. Erik. = 0,796. Põleb mittevalgustava leegiga. Vees lahustub alkohol igas suhtes.

Segame 54 *ccm* piiritust 50 *ccm* veega. Saame ainult 100 *ccm* segu, mis soojaks läheb.

Õhus seistes imab piiritus enesesse vett. Täiesti veevaba piiritust on raske saada.

Kui piiritusse põletatud lupja segada, kauemat aega lasta seista ja destilleerida, siis saadakse veevaba piiritus ehk absoluutne alkohol.

Lisame piiritusse põletatud vasevitrioli valget puru. Vasevitriol värvub siniseks, sest et ta ühineb piirituses oleva veega.

394. Tarvitamine. Piiritust tarvitatakse lahustamise vahendina, konserveerimiseks, lakkide, tinktuuride jne. valmistamisel. Põletamiseks tarvitatakse denatureeritud piiritust, kuhu on segatud puupiiritust 5%, püridiini 0,5%, bensooli j. m. Värvitakse harilikult punaseks või siniseks.

395. Alkoholi mõju inimese organismi peale. Mitmed joogid, nagu õlu, viinamarjaviin, liköörid j. t. sisaldavad alkoholi, mille mõju inimese organismi peale mitmesugune.

Alkohol mõjub tugevasti südame erkude ja peaaju peale. Vältav mõju kutsub esile vaimuhaiguse tundemärgid. Igal vähesel hulgal on alkohol mürgine, suuremal hulgal — surmav.

Alkoholi mõjul sünnib kiire rasvade hapendumine organismis; munavalgete seedimine takistatakse, sest et ferment pepsiin, mis munavalgete seedimist toetab, kõhumahlast alkoholi mõjul eraldub ja munavalget ei saa muuta seedivateks peptoonideks.

Alkohol takistab ainevahetust organismis. Ta imeb enesesse organitest vee, mille tõttu mitmed tähtsad sisemised elundid, — maks, neerud j. t. käsnalisteks kuivavad.

Alkoholi mõju on suur iseäranis sellepärast, et ta sissevõtmisel satub otsekohe *verde*, mille tõttu ta organismis kiiresti laiali kantakse.

Vastumürgiks alkoholile on *ammoniak*.

396. Saamine. Tehniliseks otstarbeks saadakse alkohol kartulitest, maisist j. m., mis sisaldavad tärklist või viinamarjasuhkrut.

Kartulid keedetakse kõrgel rõhumisel ja temperatuuris (150°) veeauruga pehmeks ja hõõrutakse siis peeneks. Pärast seda segatakse linnaseid ja vett juurde.

Linnased valmistatakse idanevatest viljateradest. Viimastes ilmub idanemisel ferment *diastaas*, mille mõjul tärklis moondub *linnasesuhkruks*.

Kui saadud segule juurde lisada *pärmi*, algab *käärimine*.

Käärimisel muutub linnasesuhkur alkoholiks ja süsihapugaasiks; ühes sellega ilmuvad segusse ka muud lisandused: puskariõli, glütseriin j. m.

Alkohol saadakse segust kätte destilleerimisel ja puhastatakse kahjulikkudest lisandustest läbi puusüte filtreerimisel (129., 130. ja 131. kujundid).

397. Etüüleeter, $(C_2H_5)_2O$, on värvitu, kange lõhnaga liikuv vedelik. Erikaal = 0,74. Sissehingamisel uimastab ja kaotab närvide tundelikkuse.

Keeb 35° juures; on väga tulekardetav. Lendab kiiresti ja mõjub sellega jahutavalt. Vees lahustub vähe, hästi lahustub alkoholis. Ise lahustab joodi, broomi, õlisid ja rasvu.

Hofmanni tilgad ehk *liikva* on eetri ja alkoholi segu (2 : 3).

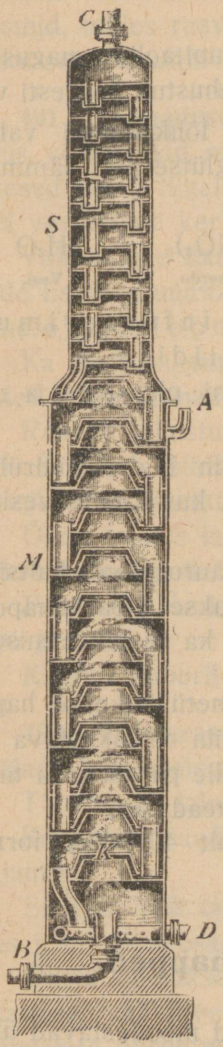
Etüüleeter saadakse alkoholi ja väävelhappe segu kuumutamisel 140° juures.

Eetrit võib vaadelda alkoholina, millest vee molekul eraldatud:

$$\begin{matrix} C_2H_5 \,.\, HO \\ C_2H_5 \,.\, HO \end{matrix} = \begin{matrix} C_2H_5 \\ C_2H_5 \end{matrix} O + H_2O$$

Etüülalkohol. Etüüleeter. Vesi.

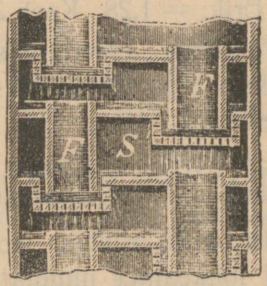
129. kujund.



Ajamise kolonn.

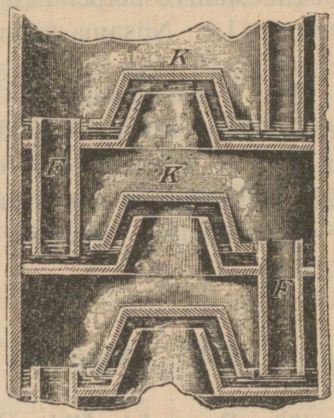
M — meski kolonn.
S — piirituse kolonn.

130. kujund.



Piirituse kolonni osa suurendatud.

131. kujund.



Meski kolonni osa suurendatud.

Meski pumbatakse A kaudu kolonni ja jookseb torude F kaudu (131. kujund) allapoole. Meskile vastu tõuseb torust B veeaur kapslite K kaudu ja paneb meski keema. Sellejuures jahtub aur veeks, kuna madalamas temperatuuris keev piiritus auruna piirituse kolonni tõuseb ja sõelpõhjaga anumate S kaudu (130. kujund) ülesse kolonni jõuab. Veeldunud veeaur jookseb alla. Toores piiritus, milles 80—95% alkoholi, juhitakse C kaudu kondensaatori.

398. Glütseriin, $C_3H_5(OH)_3$, sünnib kõrvaltootena alkoholilisel käärimisel.

Puhas glütseriin on läbipaistev siirupitaoline magus vedelik. Erik. = 1,28. Keeb 290° juures. Lahustub kergesti vees.

Tehnikas tarvitatakse glütseriini lõhkeainete valmistamiseks. Seks otstarbeks segatakse glütseriini lämmatishappega.

$$\underset{\text{Glütseriin.}}{C_3H_5(OH)_3} + \underset{\text{Lämmastikhape.}}{3HNO_3} = \underset{\text{Nitroglütseriin.}}{C_3H_5(NO_3)_3} + \underset{\text{Vesi.}}{3H_2O}$$

Nitroglütseriiniga leotatakse läbi infusoorimuld: saadud lõhkeainet nimetatakse dünamiidiks.

Arstiteaduses tarvitatakse glütseriini plaastrite ja määrete valmistamiseks.

Glütseriin on alkohol, milles kolm hüdroksüülrühma. Glütseriin tuletab meelde propaani, C_3H_8, kus kolme vesiniku aatomi asemel on hüdroksüülrühm, OH.

Kui rasvu keeta ülikuumutatud veeauruga või kaltsium- ja magneesiumvesihapendiga, siis saadakse steariinhape ja glütseriin. Niisama sünnib glütseriin ka seebikeetmisel.

399. Formaldehüüd, CH_2O, sünnib metüülalkoholi hapendumisel õhus. Formaldehüüd ehk formaliin on läkastava lõhnaga. Tal on antiseptilised omadused, mille pärast teda tarvitatakse desinfitseerimise vahendina arstiteaduses.

Müügil olev formaliin on harilikult 40%-line formaldehüüd.

LXI. Rasvad ja rasvahapped.

400. Rasvad ja õlid. Rasvad ja õlid moodustavad ühise rühma, mis nimetatakse liiteetriteks. Neis esineb alati elementide rühm C_3H_5, mis nimetatakse glütserüüliks. Nii võib rasvasid vaadelda kui rasvahapete soolasid glütserüüliga.

Rasvadeks nimetatakse harilikus temperatuuris kõvasid aineid, — õlideks — vedelaid. Rasvades on peaasjalikult kõvad steariin ja palmitiin, kuna õlides — vedel oleiin.

Rasvasid sünnitavad niihästi taimede kui ka loomade organismid, milles rasvad on tagavaraks toitmisele ja loomaliku soojuse alalhoidmiseks.

401. Omadused. Rasvad ei lahustu vees. Vedelas olekus võivad nad sünnitada segu, emulsiooni, milles on õige väikesed rasva tilgakesed kaaluvas olekus, mis kauemal seismisel veepinnale kerkivad.

Valmistame katseklaasis veest ja õlist segu. Kui sinna juurde lisada munavalget ja liimi, ja segu hästi loksutada, siis saame emulsiooni.

Ka piim on emulsioon, milles rasva tilgakesed ujuvad. Seistes tõusevad nad üles — kooreks.

Rasvad lahustuvad hästi alkoholis, eetris, bensiinis, bensoolis, väävelvesinikus jne. Neid lahustajaid võib tarvitada rasvaplekkide kaotamisel.

Õhus seistes lagunevad rasvad rasvahapeteks ja glütseriiniks: rasvad kolletuvad ja omandavad halva lõhna ja maigu.

Poorsed kehad — savi, magneesia — imevad enesesse rasvu ja õlisid.

Katame paberil oleva rasvapleki saviga. Plekk kaob.

402. Taimerasvad. Taimerasvad võivad olla kõvad ja vedelad. Viimaseid nimetatakse õlideks.

Tähtsamad taimerasvad on: palmõli, kookosõli ja kakaoõli. Kookosõli saadakse kookospähklate tuumest; sulaneb 16° juures.

Suurem hulk taimerasvu esineb õlidena, mis viljas seemnetes j. m. taimeosades leiduvad.

Õlisid saadakse purustatud seemnete pressimisel või lahustamisel väävelvesinikus, bensiinis, eetris j. t. lahustajates. Lahustajate aurutamisel saadakse õlid kätte.

Taimeõlid jagunevad kuivavateks ja mittekuivavateks.

Kuivavaid õlisid tarvitatakse värvide segamisel. Kui linaõli keeta 3% tinasiluga, siis muutub ta tumedaks, venivaks õliks, mis õhus kiiresti kuivab — värnits.

Linaõli ja korgipuru segust valmistatakse linoleum.

Mittekuivavaid õlisid tarvitatakse toiduainena.

403. Loomarasvad. Kõva loomarasv koguneb naha alla ja ümbritseb sisemisi organe. Rasv on tagavara materjaliks loomaliku soojuse saamisel ja hoidmisel.

Loomarasvad sulavad 35—47° juures. Õhus seistes omandavad nad halva lõhna ja kolletuvad: nad lagunevad keemiliselt rasvahapeteks ja glütseriiniks.

Loomarasva tarvitatakse söögiks, seebikeetmiseks, stearriini valmistamiseks jne.

404. Või on piimarasv, mis tilgakestena piimavedelikus ujub. Rasv tõuseb üles koorena, millest valmistatakse v õ i.

Seistes omandab või võihappest kibeda maigu. Kui sarnast võid soendada, siis lendub võihape ja ühes sellega kaob või kibedus.

405. Margariin saadakse loomarasvast, mis kõrges kuumuses veeauruga ümber töötatakse. Pärast seda segatakse juurde piima, rasva, taimeõli ja kollakat värvi.

Kui margariini, milles on s e e s a m õ l i, kuumutada suhkru ja soolhappega, siis värvub segu punaseks.

Margariini leidis N a p o l e o n III ajal keemik *Mège-Mouriès*.

Vedelad loomarasvad on hülgerasv, munarasv ja k a l a r a s v. Kalarasv saadakse kalade (*Gadus*) maksast. Tarvitatakse arstirohuna; sisaldab joodi.

406. Rasvahapped. Rasvad ja õlid omandavad õhus seistes vastiku lõhna ja kibeda maigu: neis vabanevad organilised happed, mis rasvades leiduvad; sellepärast nimetatakse neid happeid ka r a s v a h a p e t e k s.

P a l m i t i i n h a p e, $C_{15}H_{31}\cdot COOH$, leidub palm-, kookusõlides ja hülgerasvas.

S t e a r i i n h a p e, $C_{17}H_{35}\cdot COOH$, leidub kõvades loomarasvades. Esineb soomuskristallidena, mis kergesti sulavad.

Õ l i h a p e, $C_{17}H_{33}.COOH$, leidub vedelates rasvades. Sünnitab nõelkristallisid, mis sulavad juba 14° juures.

V õ i h a p e, $C_3H_7.COOH$, leidub lehmavõis vähesel hulgal.

R a s v a d on rasvahapete ja glütseriini segu.

407. Seep. Kui rasvasid kuumutada veeauruga, siis lagunevad nad rasvahapeteks ja glütseriiniks. Seda lagumise protsessi nimetatakse seebistumiseks. Kui aga rasvasid kuumutada kaaliumi või naatriumi aluste (vesihapendite) juuresolekul, siis lagunevad rasvad ka glütseriiniks ja rasvahapeteks, kuid viimased ühinevad kaaliumiga või naatriumiga seebiks.

Seep on rasvahapete lehelissool. Naatriumi ühendus on kõva seep, kaaliumi ühendus — vedel seep (näit. roheline seep).

408. Keetmine. Keedame 25 *g* loomarasva 24 *ccm* söötkaaliga (40%) umbes veerand tundi. Saame: 1. kaaliumi seebi, 2. glütseriini ja 3. seebiliimi — söötkaaliumi lahuse.

Jahtumisel sünnitavad kõik kolm poolvedela seebi, mis tarvitatakse määrena, arstirohuna ja mustade asjade pesemiseks.

Keedame loomarasva söötnaatriumiga. Pärast seebistumist lisame juurde küllastatud keedusoola tulist lahust; seebiliim jaguneb kahte ossa: kõva seebi tuum tõuseb pinnale, kuna vedelad produktid — glütseriin, ülejäänud söötnaatroni lahus, vesi — alla jäävad (seebisoop). Tuuma eranemist liimist tuleb seletada sellega, et seep ei lahustu soolalahuses.

Seebi keetmiseks tarvitatakse ka taimerasvasid.

409. Omadused. Seep lahustub pehmes vees. Karges vees sünnitab ta lahustamatu rasvahapukaltsiumi; sellepärast ei vahuta seep kõvas vees. Karget vett võib soodalahusega kõlbulikuks muuta (pesusooda tarvitamine).

Seebi tarvitamine pesemisel seisab selles, et seep vees laguneb vabaks leheliseks ja rasvahappeliseks leheliseks. Seebi vaba lehelis seebistab mustuses oleva rava, kuna seebivaht ümbritseb mustuse kehakesi ja uhub ühes veega.

Arstlikuks otstarbeks tarvitatakse seepi sellepärast, et tal on desinfitseerivad omadused. Arstlistesse seepidesse segatakse juurde mitmesuguseid aineid — karbooli, boorhapet, glütseriini jne.

LXII. Organilised happed.

410. Omadused. Organiliste hapete omadused on sarnased mitteorganilistele hapete omadustele. Neis on niisama olemas v e s i n i k, mis metalliga välja tõrjutakse; selle juures sünnib niisama s o o l. Kuid soola sündimisel ei tõrju metall mitte kogu vesiniku välja, vaid ainult s e l l e v e s i n i k u, mis on organilist hapet iseloomustavas elementide rühmas CO.OH; seda elementide rühma nimetatakse k a r b o k s ü ü l i k s[1]).

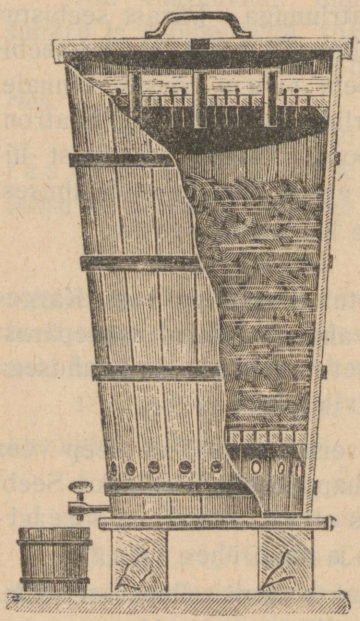
Organilised happed sünnivad alkoholide hapendumisel.

411. Äädikhape, $CH_3.COOH$, leidub mõnede taimede ja loomade vedelikkudes. Äädikhape on tuntud vanast ajast, sest et ta sünnib alkoholi sisaldavate lahjade jookide hapendumisel.

Alkoholi hapendumisel sünnib alguses vahetoode a l d e h ü ü d, $CH_3 \cdot CHO$, vänge lõhnaga vedelik.

Äädikhappe saamist võib järgmiselt kujutada:

132. kujund.



Äädika saamine.

I. $C_2H_5 \cdot OH + O = H_2O + CH_3 \cdot COH$
Alkohol. Hapnik. Vesi. Aldehüüd.

II. $CH_3 \cdot COH + O = CH_3 \cdot COOH$
Aldehüüd. Hapnik. Äädikhape.

Äädikhape on värvitu vedelik, kange lõhnaga. Söögiäädikas on teda 3%. 17° juures hangub kõvaks jäätaoliseks massiks, äädikjääks; keeb 118° juures põlevaid aurusid eraldades.

Saamine. Äädikhape saadakse 1. puude kuivaltajamise veest metüülalkoholi lahutamisel ja 2. alkoholi sisaldavate vedelikkude käärimisel.

Viimaseks otstarbeks tarvitatakse mitmel teel saadud alkoholi: viinast, marjadest, meest jne.

[1]) Sellepärast nimetatakse organilisi happeid ka karboonhapeteks.

Hapendamisel edendab käärimist äädikaseen *(Mycoderma aceti)*, mis ka seisva õlle peal kirme sünnitab. Hapendamist toimetatakse puust anumates, kus alkohol tilgub äädika seentega kaetud puu laastude peale (132. kujund).

Söögiäädikas võib olla 2—10% äädihapet.

412. Äädikhappe soolad. Tinasuhkur, $Pb(C_2H_3O_2)_2 . 3H_2O$, on valge kristallaine. Saadakse tinahapendi lahustumisel äädikhappes. On mürgine. Kui tinasuhkru lahusele juurde lisada tinahapendit, siis sünnib aluslik sool, tinaäädik, mis tarvitatakse tinaveena kompresside valmistamisel. Äädikhaputina lahustub vees ja alkoholis.

Äädikhapuvask, $Cu(C_2H_3O_2)_2 \cdot H_2O$, sinikasroheline kristallaine. Lahustub vees ja alkoholis. Sünnib vaskhapendi lahustamisel äädikhappes. On mürgine.

Kui toidujäänused seisavad vaskanumates, sünnib neis hapendumised äädikhape, mis vasega ühineb äädikhapuvaseks (Grünspan). On mürgine.

413. Sipelghape, CO_2H_2, leidub mitmete putukate ja taimede mürgiorganites: sipelgad, mesilased, kõrvenõgesed, männiokkad j. t. on varustatud enesekaitse otstarbel sipelghappega, mis vähemate loomade peale surmavalt mõjub.

Sipelghape on terava lõhnaga, söötomadustega hape. Naha peal sünnitab kõrvevistrikke. Keeb 100°,6, erikaal = 1,22.

414. Muud organilised happed. Oblikhape, $(COOH)_2 \cdot 2H_2O$, sünnitab läbipaistvaid mürgiseid kristalle. Leidub taimedes: hapuoblikates *(Rumex acetosa)*, jänesekapsastes *(Oxalis acetosella)* jne.

Keedame suhkru ja lämmastikhappe lahust (1 : 8) kuni punane aur kaob. Aurutame saadud vedelikku. Jahtumisel sadenevad oblikhappe kristallid.

Oblikhape lahustub vees ja alkoholis.

415. Viinkivihape, $C_2H_2(OH)_2 \cdot (COOH)_2$. Viinamarjade alkoholilisel käärimisel sünnib viinkivi, millest saadakse viinkivihape. Esineb läbipaistvate kristallidena; lahustub vees. Ühinedes söögisoodaga sünnitab viinhape kihiseva joogi: vabaneb süsihapugaas.

LXIII. Valgustusgaas.

416. Kuivajamine. Süsiniku ühendused saadakse suuremal hulgal organiliste kehade lagumisel. Õhu juuresolekul sünnib hapendumine; taandamine sünnib siis, kui mitte küllalt palju õhku juurde ei pease. Kui aga lagumine edeneb täiesti õhukindlalt, siis sünnib kuivalt ajamine.

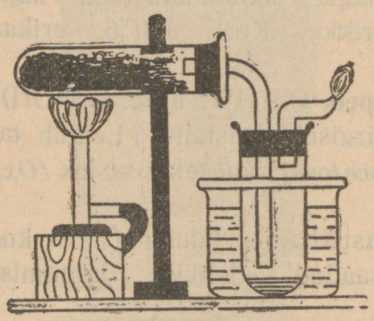
Mineraalsöed: turvas, puusüsi ja kivisüsi on moondunud sarnaseks, nagu meie neid leiame, mäetõugude kõrge rõhumise ja osalt ka maakera sisemise soojuse mõjul. Turbas ja pruunsütes on näha taimede osasid; kivisöes ja kõige vanemas mineraalsöes, antratsiidis, ei ole taimeline ehitus enam silmaga märgatav.

Mineralsüte j. t. organiliste ainete kuivajamisel saadakse gaasilised, vedelad ja kõvad tooted.

Kuumutame katseklaasi kivisöe puru. Kuumutamisel lahkuvad ained jagunevad vedelateks ja gaasideks; süütamisel põlevad viimased (133. kujund).

417. Valgustusgaas. Kui kuivalt ajamist toimetada suuremal viisil, siis lenduv gaas, valgustusgaas, tarvitatakse valgustuseks ja kütteks; vedelad aetised, kivisöetõrv, töötatakse ümber muudeks aineteks ja kõva ülejääk, koks, tarvitatakse kõva küttena.

133. kujund.



Kivisöe kuivajamine.

Iseäranis palju saadakse gaasi rasvasütest, s. o. niisugustest sütest, kus lenduvate toodete protsent võrdlemisi suur.

Keskmiselt annab üks tonn (= 100 *kg*) kivisütt 280 kuubikmeetrit valgustusgaasi, mis sisaldab pärast puhastamist:

vaba vesinikku, H	49	mahuprotsenti
metaani, CH_4	34	„
süsinikhapendit, CO	8	„
raskeid süsivesinikka, C_2H_4,C_6H_6	4	„
süsihapugaasi, CO_2	1	„
lämmastikku, N_2	4	„
	100	mahuprotsenti.

Kuivalt ajamisel saadakse ka ammoniak. NH_3, ja väävelvesinik, H_2S, mis eraldatakse puhastusel.

Rasked süsivesinikud, — etüleen, atsetüleen ja bensool põlevad valgustava leegiga; sellepärast tarvitatakse kivisöegaasi valgustamise otstarbel.

Kivisöe kuivalt ajamise tooted.

Kivisüsi.

Jääk:	**Aetis:**	
Koks.	vedel:	gaas:
	kivisöetõrv	*vesi ja valgustusgaas*
kerged õlid: bensool, C_6H_6, kivisöe bensiin jm.	rasked õlid: karboolhape, naftaliin, antratseen, jääk: pigi.	*ammoniak*, $H_2, CH_4, C_2H_4, C_2H_2, C_6H_6, CO$; osalt ammoniak, mis eraldatakse pesemisel.

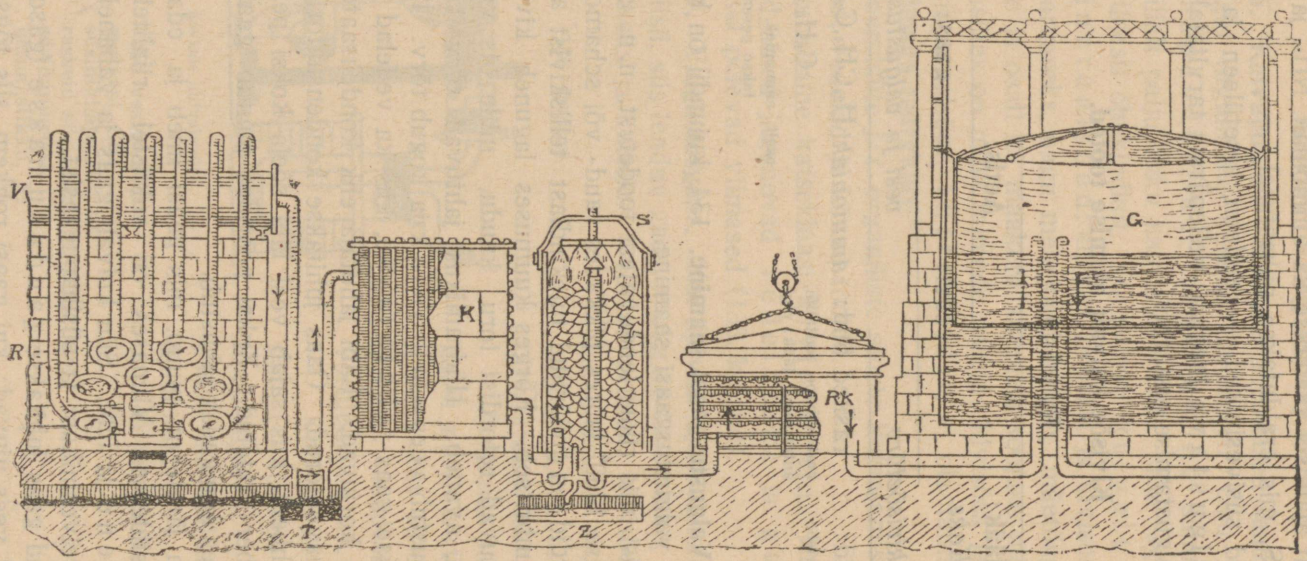
418. Valgustusgaasi saamine. 134. kujundil on kujutatud lühendatult valgustusgaasi saamine.

Kivisüsi, mis rikas lenduvatest toodetest, n. n. gaasisüsi, kuumutatakse 1200° juures pikkades raud- või schamotretortides. Retordid on müüritud tulekindlast telliskivist ahju, kus neid leek ümbritseb. Kõrges kuumuses laguneb kivisüsi, ja gaasid lahkuvad retordist toru kaudu, mille ots veerennis, hüdraulikus, avaneb. Hüdraulikus jahtuvad tõrv ja gaasid 70—80°, lahustub vees ammoniak ja kogub tõrv. Hüdraulikust juhitakse gaas jahutajasse, kus ka vedelad produktid tõrvana korjuvad. Läbi jahutaja ehk kondensaatori jooksevad külmaveetorud. Gaas juhitakse kondensaatorist pesejasse (skrubber), kus sajab vesi läbi sõela koksi peale, millega skrubber täidetud. Koksi poorides puutub gaas veega kokku, milles ammoniak lahustub.

Peseja järele on pump, mis gaasi imeb ja edasi juhib puhastuskastidesse. Viimases on auklistel riiulitel niiske raudhapend ja lubi. Siin kuivab gaas ja vabaneb kahjulikust väävelvesinikust ja süsihapugaasist.

Saadud gaas juhitakse raudanumasse (gasomeeter), mille ääred vees ujuvad: kui gaasi rohkem, siis tõuseb anum

134. kujund.



Valgustusgaasi saamine.

R — retortahi. V — hüdraulik. T — tõrvaanum. K — jahutaja. S — peseja. Z — gaasiveeanum. Rk — puhastuskast. G — gasomeeter.

kõrgemale; oma raskusega rõhub ta gaasi torusid kaudu tarvitamise kohtadesse.

Tarvitatud gaasi mõõtmiseks on gaasimõõtjad (135. kujund).

419. Omadused. Gaasi erikaal on 0,4—0,7. 1 kuubikmeeter (m^3) annab 5200 *Kal.*

Valgustusgaas sisaldab:

1. Kasulikka, hästi valgustavaid aineid: etüleen, atsetüleen, bensool, toluool j. t.

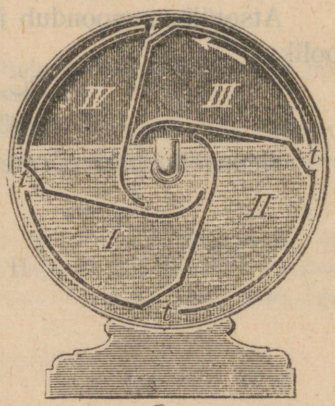
2. Põlevaid, kuid vähe valgustavaid aineid: vesinik, metaan, süsinikhapend.

3. Kahjulikka aineid: CO_2, H_2S, tsüaani ühendused, ammoniak j. t.

Kasulikud ained põlevad heleda valgustava leegiga: mida rohkem neid gaasis, seda suurejõulisem on gaasi valgustuse jõud.

Kahjulikud ained on mürgised inimese organismile. Elumajades tarvitatav gaas ei tohi neid mitte sisaldada.

135. kujund.



Gaasimõõtja.

420. Kõrvaltooted. Peale valgustusgaasi saadakse kivisüte kuivalt ajamisel veel mitmed muud kõrvaltooted.

Retortidesse jääb koks, mis tarvitatakse küttena. Retortide seintele langeb retortsüsi, millest valmistatakse kaarlambi söed.

Jahtumisel eraneb gaasist kivisõetõrv, mis tõrvamiseks tarvitatakse. Tõrva võib uuesti destilleerida ja siis saadakse kivisõetõrvast aniliinvärvid, naftaliin, bensool karbool j. t.[1])

1) Sahariin saadakse ka kivisõe tõrvast.

Gaasiveest saadakse ammoniak; viimane neutraliseeritakse väävelhappega väävelhapuammoniakiks, mis väga hea väetisaine.

Puhastuskastidest saadakse väävlisraud, väävel, Berlini sinine jne.

421. Bensool, C_6H_6. Suurel viisil saadakse bensool kivisöetõrvast ajamise teel. Bensool on läbipaistev lõhnav vedelik. Ei lahustu vees, lahustub alkoholis ja eetris. Ise lahustab vaikusid, rasvasid, joodi, vosvori ja toorest gummi. Keeb 80°.

Põleb valgustava leegiga ja suure suitsuga. Valgustusgaasi valgus oleneb suuremalt osalt bensoolist. Ka küünaldes on teda.

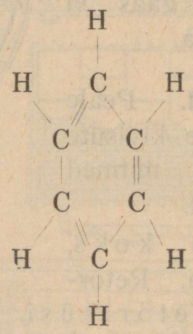
Bensooli tarvitatakse plahvatusmootorites ühes piiritusega.

Bensool tuletab küll bensiini meelde, kuid on hoopis ise aine. Bensiini koosseis on C_5H_{12}, C_6H_{14}, C_7H_{16}.

Atsetüleen moondub juhtimisel läbi hõõgkuuma toru bensooliks:

$$\underset{\text{Atsetüleen.}}{3C_2H_2} = \underset{\text{Bensool.}}{C_6H_6}$$

Bensooli ehitusvormel kujutatakse nii:



422. Happed. Bensoolist saadakse niisama karboonhapped. Bensoolhappe, $C_6H_5{\cdot}COOH$, saadakse benzoepuu vaigu kuivaltajamisel. Salitsüülhape, $C_6H_4(OH)COOH$, leidub pajude koores. Tanniin, $C_{14}H_{10}O_9$, ehk parkhape leidub mitmesuguste puude koortes ja viljas. Lahustub kergesti vees. Tarvitatakse arstirohuna desinfitseeriva vahendina. Teda on ka mitmetes puuviljades, tees, viinamarjas.

Tarvitatakse tindi valmistamisel rauavitrioliga.

Segame rauavitrioli ja tanniini lahused. Saame tindi. Tint tehakse gummidega venivaks.

423. Naftaliin, $C_{10}H_8$, vänge lõhnaga kristallaine. Kuumutamisel katseklaasis sublimeerub.

Kuumutame tiiglis naftaliini kuni aurud hakkavad eranema. Kõrvaldame tule ja üle tiigli seame paberist koonuse; viimase sisemistele seintele ilmub naftaliini s u b l i m a t s i o o n, härmatis.

Naftaliini tarvitatakse k o i d e vastu.

424. Antratseen, $C_{14}H_{10}$, värvita kristallid; tarvitatakse aniliinvärvide valmistamisel.

425. Nitrobensool, $CH_6N_5O_2$, kollakas vedelik, lõhnab kibedate mandlite järele. Tarvitatakse lõhnaseepide valmistamisel.

Segame kontsentreeritud väävelhapet (4 *ccm*) kontsentreeritud lämmastikhappega (2 *ccm*). Kolbi jahutades külmas vees lisame juurde 2 *ccm* bensooli. Saame kollaka õli:

$$\underset{\text{Bensool.}}{C_6H_5H} + \underset{\text{Lämmastikhape.}}{HNO_3} = \underset{\text{Nitrobensool.}}{C_6H_5ON_2} + \underset{\text{Vesi.}}{H_2O}$$

Väävelhape seob ainult v e e.

426. Aniliin, $C_6H_5NH_2$, saadakse nitrobensoolist kuumutamisel raualaastudega. Tuleb ka soolhapet juurde lisada.

Puhas aniliin on värvitu mürgine vedelik, keeb 183°, põleb suitseva leegiga. Õhus seistes muutub mustaks. Hapetega ühineb vees lahustuvateks sooladeks.

427. Fenool, C_5H_6OH, nimetatakse harilikult karboolhappeks, ehk tal küll ei ole happe omadusi. Fenooli valged nõelkristallid saadakse kivisöetõrvast; vees lahustuvad m ü r g i s e k s lahuseks. Lahjendatud lahus (1—2%) tarvitatakse haavade pesemiseks.

Valgus muudab fenooli kristallid roosakaks.

LXIV. Lõhnavad süsivesinikud.

428. Eeterõlid. Taimed sisaldavad eneses mitmesuguseid vedelaid aineid, millest oleneb õiete, lehtede, seemnete, vilja, koore jne. l õ h n. Neid õlitaolisi lõhnavaid vedelikka nimetatakse e e t e r õ l i d e k s. Neist on tähtsamad t ä r p e n t i i n õ l i, r o o s i õ l i, n e l g i õ l i, m ü n d i õ l i, k ö ö m n e õ l i ja p. teisi.

Eeterõlid lahustuvad vähe vees; hästi lahustuvad alkoholis, eetris, bensiinis.

Eeterõlide koosseis on $C_{10}H_{16}$.

Okaspuude, heina j. t. taimede osade lõhnad olenevad kõik mitmesugustest eeterõlidest.

429. Tärpentiinõli. Tärpentiinõli on värvitu vedelik, mis põleb valgustava ja suuresti suitseva leegiga. Õhus seistes kuivab ta. Tärpentiinõli tarvitatakse arstirohuna ja tehnikas odavate lakkide valmistamiseks ja vaikude lahustamiseks.

Õhus seistes ühineb tärpentiinõli hapnikuga ja sünnitab vee juuresolekul vesinikülihapendi. Et viimasel on desinfitseerivad omadused, siis tarvitatakse õhku piserdatud tärpentiinõli desinfitseeriva vahendina.

Tärpentiinõli saadakse okaspuude vaikude kuivalt ajamisel. Kui koorest vabastatud tüvesse armid lõigata, siis jookseb sealt välja vaigune mahl, mis õhus kuivab vaiguks ehk tärpentiiniks.

Kui vaiku kuivalt ajada või ajamist toimetada veeauru abil, siis veeldub aetis tärpentiinõliks, kuna ajamise apparaati jääb kõva aine, pigi.

Mõnede okaspuude vaik annab ajamisel meeldiva lõhnaga tärpentiinõli ja kollaka läbipaistva ülejäägi, mis kolofooniumiks nimetatakse.

Harilikkude okaspuude vaik annab ajamisel halva lõhnaga tärpentiinõli ja ülejäägi — mustpigi.

430. Mahlad ja vaigud. Mitmed troopika puud annavad isesuguse mahla, mis kuivanult nimetatakse kautšukiks või guttapertšiks.

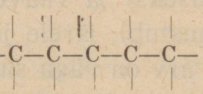
Kamper, $C_{10}H_{16}O$, on eeterõli sisaldav vaik, mis kamperpuu lehtedest ja okstest saadakse *(Laurus camphora).*

Merevaik on okkaspuude vaik, mis sattunud merde, kust teda lained välja uhuvad.

Muud tähtsamad vaigud on: sandarak, šellak, kopaal, dammar. Lahustuvad alkoholis, eetris, kloroformis. Tarvitatakse lakkide valmistamiseks.

431. **Süsiniku ehk organiliste ühenduste jaotus.** Süsinik on neljavalentne element. Organilistes ühendustes on süsiniku aatomid vastastikku väga tugevasti seotud. Kui ehitusvormeliga mitmesuguseid süsiniku ühendusi märkida, siis saame *kaks iseäralist* rida ühendusi:

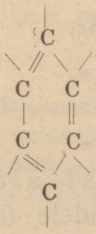
Metaanist saadakse suur hulk ühendusi, mille ehitusvormelis süsiniku aatomid lahtisesse ahelasse on seotud:



Lahtine ahel.

Vabade jõududega ühineb *vesinik* või muud ühendused.

Bensooli ehitusvormelis on süsiniku aatomid seotud vastastikku ringikujul:



Rõngasahel.

Kõik süsiniku ühendused jagunevad selle järele kahte rühma:

1. metaani sünnitused ehk alifaatsed ühendused (rasva kehad).
2. bensooli sünnitused ehk tsüklised ühendused (aromaatsed kehad).

Peale nende seisavad veel eraldi *munavalge ained* milles ka lämmastikku on. Munavalgete koosseisu vormelit ei ole seni korda läinud täiesti kindlaks määrata.

LXV. Munavalged.

432. **Koosseis.** Loomade kehad on ehitatud peaasjalikult *munavalgeainetest*. Viimane on sarnane kanamunade munavalgele, mis koos seisab süsinikust, hapnikust, *lämmastikust*, vesinikust ja väävlist.

Munavalgeaine koosseis on muutlik. Temas on:

süsinikku	50—55%	vesinikku	7%
hapnikku	23—24 „	väävlit	0,4—5 „
lämmastikku	15—18 „	vosvori — rakukesetuumas.	

Munavalgeainest on ehitatud *protoplasma*, millest ka munavalgeaine nimetus, *proteiin*, on tuletatud.

Munavalgeaine ei kristalliseeru. Ta sünnitab koloiid lahuseid, mis ei diffundeeru läbi loomade ja taimede kilede.

Kuumutame katseklaasis kõvaks keedetud munavalget. Alguses lendub veeaur, selle järele ammoniak (punane lakmusepaber värvub siniseks) ja väävelvesinik (tinasoola lahusega leotatud paber mustub), järele jääb süsinik.

Munavalgeainete arv on väga suur.

Taimedele ja loomadele on munavalgeaine tähtis lämmastiku pärast. Munavalge sünnib taimede organismides, kust ta satub loomade kehadesse, ja etendab siin tähtsat osa. Nii on inimese organismis:

vett	67,6%	rasva	2,5%
munavalget	15,9 „	soola	9,2 „
munavalge-sünnitusi	1,9 „	muid ühendusi	0,6 „

Loomade kehad ei sisalda sugugi süsivesikuid. Viimased on loomadele tarvilikud loomaliku soojuse saamiseks.

Munavalgeained lahustuvad vähe vees, hästi lahustuvad kaali ja naatroni lehelistes.

433. Albumiin on loomulik munavalgeaine, mis leidub taimede mahlades ja loomade vedelikkudes: munavalge, vereseerum, lümfa, musklite mahl.

Lahustame kergel soendusel vees linnase pulbrit. Filtraati hapustada või kuumutada. Sadeneb munavalge.

Munades (munavalge), veres (veremahl, seerum), musklites on seda munavalgeainet mitmel kujul.

Albumiin lahustub vähe külmas vees: tõmbab kokku, koaguleerub, kuumutamisel kuni 65—74°.

434. Fibriin on kiuline munavalgeaine, ei lahustu vees.

Võtame nisupüüli õhukesse linaseriidest kotikesesse, mida rohkes vees või kraani all niikaua leotame ja muljume, kuni vesi täiesti puhtaks jääb. Kotikesse jääb kliister, mis peaasjalikult fibriin on.

Tardunud veres sünnitab fibriin kiudusid, mis suluvad verejooksu haavadest.

435. **Kaseiin** leidub kaertes ja liblikõielistes. Loomade piimas etendab kaseiin tähtsat osa. Lahjendatud happed seovad kaseiini ja eraldavad ta. Sellepärast eraneb ka kaseiin piimahappe ja laabi mõjul. Selles seisab ka juustu valmistamine.

436. **Hämoglobiin** on punaste vereliblede värviaine, milles peale munavalgeaine veel rauda. Ühineb hingamisel hapnikuga, mis ta kannab verega kudesse, kus hapnik põlemist toetab.

Hämoglobiinile on lähedalt sarnane taimede klorofüll.

Sarvaine ja liimaine on niisama munavalgeained mitmesuguse koosseisuga.

437. **Alkaloiidid.** Need on lämmastikku sisaldavad organilised ained mis leiduvad taimedes. On mürgised. Alkaloiidide alla kuuluvad: nikotiin (tubaka lehtedes ja seemnetes), morfiin (saadakse oopiumist — mooni mahlast), hiniin (*Cinchona* puukoorest), kokaiin (*Erythroxylon Coca* lehtedes), strühniin, koffeiin või teeiin kohvis ja tees) jne.

Mõned neist leiavad tarvitust arstirohtudena.

LXVI. Ainevahetus taimede ja loomade organismides.

438. **Taimede toitmine.** Taimede organismid seisavad koos veest, põlevatest ainetest ja tuhast.

Tuhk on need mineraalsoolad, mis taimed maapinnast juurte abil saavad.

Katsetega on tõendatud, et taimede toitmiseks vaja on kaaliumi, kaltsiumi, magnesiumi, rauda, nende nitraatisid, vosvaatisid ja sulfaatisid.

Maapinnast saavad taimed ka tarviliku vee.

Õhust saavad taimed süsinikku, mis nii tähtsat osa organismides etendab. Süsihapugaas ühes õhuga tungib huulekeste[1]) kaudu rakukeste vaheruumi ja sealt rakukeste mahla, kus ta veega ühineb ja tärklise sünnitab.

1) Huulekesed on väikesed avaused lehe alumises ja ka ülemises pinnas.

Sarnast mitteorganiliste kehade moondumust organiliseks ühenduseks nimetatakse ***assimilatsiooniks.***

Assimilatsioon sünnib ainult ***valguse*** mõjul elusates rakukestes ***klorofülli*** terakestes. Seda protsessi võib järgmiselt kujutada:

$$6CO_2 + 5H_2O = C_6H_{10}O_5 + 6O_2$$

Süsihapugaas. Vesi. Tärklis. Hapnik.

Vabakssaanud hapnik lendub õhku tagasi.

Tärklis moondub taimedes dekstriiniks, viinamarja- ja viljasuhkruks, mis taime viljas, juurtes, kudedes, õites koguneb, kus ta uuesti võib tärkliseks moonduda (kartulites, seemnetes). Niisama moondub tärklis ka tselluloosiks, millest taimede kuded ehitatud.

Maapinnast saadud soolad toovad enesega niisama tarvisminevaid aineid, iseäranis ***lämmastikku,*** mis taimede kehas tähtsat osa etendab.

Ainevahetuseks tarvismineva hapniku saavad taimed hingamisel atmosfäri õhust. See juures hingavad taimed sisse hapnikku ja hingavad välja süsihapugaasi.

Nii tuleb taimede elus tähele panna järgmisi protsessa:

1. Organiliste ainete valmistamist süsihapugaasist ja hapniku eraldamist, — assimilatsioon ja reduktsioon;

2. hingamist, — hapendumine, ja

3. tärklise, soolade ja vee moondumist kudedeks, — ainevahetus.

439. Toitmise ülesanne. Toitmise ülesanne loomade ja inimese organismis seisab loomaliku soojuse alalhoidmises, töövõime soetamises ja uute kudede ehitamises.

Inimese kehasoojus peab olema keskmiselt 37°C. Et seda soojust üleval hoida, mis keha tarvitab ööpäeva jooksul (ligi 2700 *Kal*), on vaja suur hulk põlevat ainet kehasse tuua, kus ta hapnikuga ühinemisel, mis hingamisel saadakse, tarviliku soojuse annab.

Põlemise produktid viiakse välja süsihapugaasina ja veena (kopsude, neerude ja naha kaudu).

Kuid inimesele ei ole vaja mitte ainult soojust, vaid ka tööenergiat, mis soojusest saadakse. Sellepärast tarvitab ka töötaja inimene rohkem toiduaineid.

Keskmiselt tarvitab inimene 130 *g* munavalgeainet, 80 *g* rasva, 400 *g* süsivesikuid, millest saadakse kuni 3000 *Kal.*

Uute kudede valmistamiseks, mis töötamisel kõdunevad, peab niisama toiduaineid sisse võtma. Surnud rakud ja kuded viiakse välja neerude ja naha kaudu.

Soojussoetuse, energia ja kudede sündimine, kui ka vanade kudede lagumise produktide kehast väljasaatmine sünnivad ainevahetamisel.

440. Munavalgeained. Neist ainetest on ehitatud kudede protoplasma; põledes annab ta ka soojust. Munavalgeaineid saab inimese organism taimedest, lihast ja munadest. Rikkad munavalgeainete poolest on liblikõielised: herned, läätsed ja oad, mis väga tähtsad toiduvahendid on.

441. Rasv on tarvilik keha temperatuuri alalhoiuks; ka mõnedele kudedele, näit. närvidele on rasvaained tarvilikud.

Tarvitamata rasv koguneb rasvarakukestes ja hoiab keha halva soojusejuhina jahtumise eest.

Rasva saab organism taimedega (õige vähe), lihaga, piimaga, võiga, taimede ja loomade rasvadega.

442. Süsivesikud on peamaterjaliks keha soojuse ja töövõime alalhoiul.

Tselluloos ei seedi inimese organismis; tärklis moondub suhkruks ilas oleva ptüaliini mõjul. See protsess algab osalt juba keetmisel.

Suhkur on väga tähtis sellepoolest, et ta põledes suurt soojust ja energiat sünnitab.

Süsivesikuid saab organism mitmesugustest taimedest.

443. Mineralained. Inimese organismis on peaaegu 70% vett ja 5—6% tuhka, s. o. mineralainete soolasid. Et mitmed organid on ehitatud anorganilistest ainetest, siis tarvitseb neid inimese organism. Mineralained tuuakse kehasse ühes toiduga.

K e e d u s o o l toetab seedimist; on tarvilik verele ja kõhumahlale.

Kaltsiumi ja magnesiumi soolad ja r a u a ü h e n d u s e d leiduvad kontides, ajudes, veres j. t. rakukestes ja kudedes.

444. Seedimine. Seedimise ülesanne on toitu keemiliselt nii muuta, et neid organism võib tarvitada.

Keetmisel juba tuleb toitu niisuguses suhtes võtta, nagu neid organism tarvitab, ja neid keemiliselt ja mehaniliselt muuta, et nad oleksid kergesti seedivad.

S u u s puretakse toit peeneks ja enzüüm ptüaliin muudab osa tärklist dekstriiniks ja suhkruks.

M a o s maomahl, soolhape ja enzüüm pepsiin muudavad munavalgeained lahustuvaks p e p t o o n i k s; s o o l h a p e lahustab mineralained ja desinfitseerib toitu.

Maomahlad on h a p p e l i s e d, kilemahl — l e h e l i s l i k. Sellepärast ei seedi ennast tühi kõht.

Kaheteistsõrmelises soolikas, kuhu maksast sapp nõriseb, mis rasvasid emulsiooniks muudab ja neid seebistab, kestab seedimine edasi. Sapp hoiab seedivat toitu käärimise eest.

L i m a n ä ä r m e s on mitmesugused fermendid, mis niihästi tärklise kui ka muude ainete peale mõjuvad.

Sooltes eraldub lehelislik mahl, mis mõjub munavalgete ja tärklise peale.

Tarvilikud ained satuvad seedimise organitest v e r d e ja k o e m a h l a, millega nad kehas laiali kantakse.

Sagedamini tarvitatavate toiduvahendite koosseis on esitatud värvilisel tabelil.

445. Mõnede toiduvahendite soojussoetus (1 *kg* annab *Kal*).

Toiduvahendid.	*Kal*	Toiduvahendid.	*Kal*
Loomaliha	1598	Rukkijahu	3200
Sea „	1506	„ leib	2199
Sea „ rasvane	3974	Nisujahu	3434
Vasika „	1046	„ leib	2567
Heering	2350	Kaerajahu	3413
Haug	917	Kartulid	887
Searasv	8854	Herned	2709
Või	7605	Riis	3301
Juust	2830	Salat	149
Piim	672	Õunad	518
Kanamuna	1678	Ploomid	2000

Keskmiselt arvatakse täiskasvanud inimese toitmiseks keskmise töö juures iga *kg* kehakaalu peale päevas: 1,5 *g* munavalgeid, 0,8 *g* rasva ja 6,7 *g* süsivesikuid, kokku — 42 *Kal.*

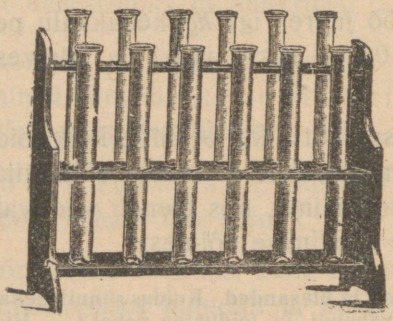
Tuleb arvesse võtta ka, et mitte kõik toidus olevad ained ei kasutata seedimisel, vaid et kehast välja viiakse kasutamata teatud protsent toiduainet, mis oleneb toiduvahendi valmistusviisist ja inimese seedimise võimest.

446. Küsimused ja ülesanded. Kuidas sünnib keha loomalik soojus? — Mis vahe on toiduvahendi ja toiduaine vahel? — Missugust osa etendab hapnik inimese organismis? — Süsihapugaas? — Kuidas sünnib looduses süsiniku ringjooks?

F. Lisa.

447. Keemias tarvitatavad riistad. Suuremalt jaolt tarvitatakse keemias klaasanumaid, mis õhukesest klaasist valmistatud. Neis anumates võib kuumutada, keeta jne., kusjuures nad kaunis kindlad on. Kuumutamisel tuleb hoida, et klaasanuma põhi ei puutuks niiske lambitahiga kokku ja et tuleleek ei kuumutaks anuma seina pealpool vedelikku.

136. kujund.



Katseklaaside alus.

Kõige laiemat tarvitamist leiavad katseklaasid. Nende hoidmiseks tarvitatakse alust (136. kujund). Kuivatamisel peab keerama avaused allapoole.

Lehtreid tarvitatakse vedelikkude valamisel ja filtreerimisel.

Ainete kuumutamiseks, metallide sulatamiseks jne., tarvitatakse tiigleid, mis portsellanist, niklist või plaatinast valmistatud (138. kujund). Kuumutamisel seatakse nad kolmjalale (139. kujund).

Aurutamiseks tarvitatakse portsellankaussa (140. kujund), mis harilikult metallvõrgu peal kuumutatakse.

Kaalumist ja mitmeid muid katseid toimetatakse kolbides (140. ja 141. kujundid).

Klaastorud, mis keemias väga tihti tarvitatavad, lasevad ennast tulel soendamisel paenutada ja ka peenemaks venitada. Poolitada võib neid viili abil. Viilitakse täke toru külge ja jaotatavad pooled tõmmatakse vastupidises sihis koost lahti.

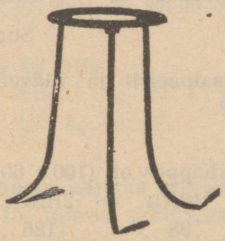
Igas katses peab tarvitama ainult puhtaid ja kuivi riistu.

138. kujund.

137. kujund.



Tiigel.



Kolmjalg.

139. kujund.



Portsellan kauss.

448. Anumate puhastamine. Anumate puhastamiseks võib tarvitada vett sõelutud tuhaga või paberi tükikestega. Mitteorganilisi aineid kõrvaldab hästi kange lämmastikhape, HNO_3. Organilised ained kõrvalduvad, kui anum seisab kange väävelhappe, H_2SO_4, ja kaheliskroomhapukaaliumi, $K_2Cr_2O_7$, seguga. Rasvaseid ja õliseid anumaid tuleb pesta eetri või bensooliga ja pärast seda loputada etüülalkoholiga.

140. kujund.



Kolb.

141. kujund.



Erlenmeyeri kolb.

449. Mõned stöhiomeetrilised ülesanded ja nende lahendamine.

1. Kui mitu *g* vesinikku saab 10 *g* kaaliumkloraadi kuumutamisel?

Lahendus:

$$KClO_3 = KCl + 3O; \quad 122{,}6 : 48 = 10 : x.$$
$$122{,}6 \quad - \quad 48 \qquad x = 3{,}9\ g\ O.$$

2. Kui palju maksab 1 *kg* vesinikku, mis saadakse tsingist ja 96% väävelhappest, kui 1 *kg* tsinki maksab 185 mk. ja 1 *kg* 96% väävelhapet 25 mk.?

Lahendus:

$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2H$; $2 : 65{,}4 = 1 : x$:
$65{,}4 \quad 98 \quad — \quad 2$; $2 : 98 = 1 : y$;
$x\ kg \quad y\ kg \quad — \quad 1\ kg$

$x = 32{,}7\ kg$ Zn; $y = 49\ kg\ H_2SO_4$; s.o.:
49 *kg* 100% väävelhapet 96% tuleb võtta rohkem *(z)*; $96 : 100 = 49 : z$; $z = 51\ kg$.

32,7 *kg* Zn maksab $32{,}7 \times 185 = 6050$ Mk.,
51 *kg* H_2SO_4 maksab $51 \times 25 = 1275$ „
Summa: 7325 Mk.

3. Mitu *g* kaaliumi salpeetrit ja väävelhapet on vaja 125 *g* 60% lämmastikhappe saamiseks?

Lahendus:

125 *g* 60% lämmastikhappes on $(100 : 60 = 125 : x) = 75\ g\ HNO_3$

$2KNO_3 + H_2SO_4 = 2HNO_3 + K_2SO_4$;
202 98 126 —
x y 75 *g* —
$126 : 202 = 75 : x$; $x = 120{,}2\ g\ KNO_3$.
$126 : 98 = 75 : y$; $y = 58{,}3\ g\ H_2SO_4$.

4. Mitu *kg* 30 protsendilist soolhapet saab ühest tsentnerist (= 50 *kg*) keedusoolast?

Lahendus:

$NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HCl$
58,5 — — 36,5
50 *kg* — — x

$58{,}5 : 36{,}5 = 50 : x$; $x = 31{,}2\ kg$ (100% HCl).
30% soolhapet saab 104 *kg* $(30 : 100 = 31{,}1 : y)$.

5. Missugune on a) kaaliumi salpeetri ja b) lämmastikhappe protsentne koosseis?

Vastus:

a) K 38,6%; N 13,9%; O 47,5%.
b) H 1,6%; N 22,2%; O 76,2%.

6. Kui palju on vaja pruunkivi ja soolhapet, et saada 150 *g* kloori?

Lahendus:

$MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + 2H_2O + 2Cl$
87 146 — — 71
x y 150 *g*

$71 : 87 = 150 : x$; $x = 183{,}8\ g\ MnO_2$
$71 : 146 = 150 : y$; $y = 308{,}4\ g$ HCl.

7. Kui suur on 15 *g* marmori kaalukaotus kuumutamisel?

Lahendus:

$CaCO_3 = CaO + CO_2$; $100 : 44 = 15 : x$;
15 *g* — x $x = 6{,}6\ g\ CO_2$

8. Mitu g alkoholi ja mitu *l* süsihapugaasi sünnib 1 *kg* viinamarjasuhkru käärimisel?

Lahendus:

$C_6H_{12}O_6 = 2CO_2 + 2C_2H_5 \cdot OH$; 180 : 92 = 1 : *x*

1 *kg* *y* *x*

x = 0,511 *kg* alkoholi ja

y = 0,489 *kg* = 249 *l* CO_2

9. Mitu *g* salmiakki on vaja, et saada 3 *kg* 30% ammoniaklahust?

Vastus:

3 *kg* on 0,9 *kg* NH_3

$NH_3 : NH_4Cl = 17 : 53{,}5 = 0{,}9 : x$

x = 2,83 *kg* NH_4Cl.

450. Hapete kangus erikaalu järele arvatud 15° juures, suhetatud veele 4°.
(Lunge, Marchlewsky, Rey, Isler ja Naef)

Erikaal $\frac{15°}{4°}$	NCl	HNO_3	H_2SO_4	Erikaal $\frac{15°}{4°}$	HNO_3	H_2SO_4
1.000	0.16	0.10	0.09	1.450	77.28	55.03
1.025	5.15	4.60	3.76	1.475	84.45	57.37
1.050	10.17	8.99	7.37	1.500	94.09	59.70
1.075	15.16	13.15	10.90	1.525	—	62.06
1.100	20.01	17.11	14.35	1.550	—	64.26
1.125	24.78	21.00	17.66	1.575	—	66.53
1.150	29.57	24.84	20.91	1.600	—	68.70
1.175	34.42	28.63	24.12	1.625	—	70.85
1.200	39.11	32.36	27.32	1.650	—	72.96
1.225	—	36.03	30.48	1.675	—	75.08
1.250	—	39.82	33.43	1.700	—	77.17
1.275	—	43.64	36.29	1.725	—	79.36
1.300	—	47.49	39.19	1.750	—	81.56
1.325	—	51.53	42.08	1.775	—	84.02
1.350	—	55.79	44.82	1.800	—	86.92
1.375	—	60.30	47.47	1.825	—	91.00
1.400	—	65.30	50.11	1.840	—	95.60
1.425	—	70.98	52.63			

Lühendused.

m	meeter,	*atm*	1 atmosfäri rõhumine 760 *mm*.
mm	millimeeter,		
km	kilomeeter,	*mol*	gramm-molekul,
ccm	kuubiksentimeeter,	*kal*	v. kalooria,
g	gramm,	*Kal*	suur kalooria,
kg	kilogramm,	*t*	tonn = 1000 *kg*
erik.	erikaal,	*ca*	*circa*, ligikaudu.
k.-ü.	kaalüksus,		

Raamatu kokkuseadmisel tarvitatud tööd:

Dr. Alexander Smith. Einführung in die allgemeine u. anorganische Chemie.

Dr. Karl A. Hofmann. Lehrbuch der anorganischen Chemie.

Dr. Ira Remsen. Einleitung in das Studium der Chemie.

Prof. Dr. V. Herz. Grundzüge der Geschichte der Chemie.

Dr. Karl Scheid. Methodik des chemischen Unterrichts.

Dr. Otto Dammer. Chemische Technologie der Neuzeit.

Проф. Меликов. Лекции по неорганической химии.

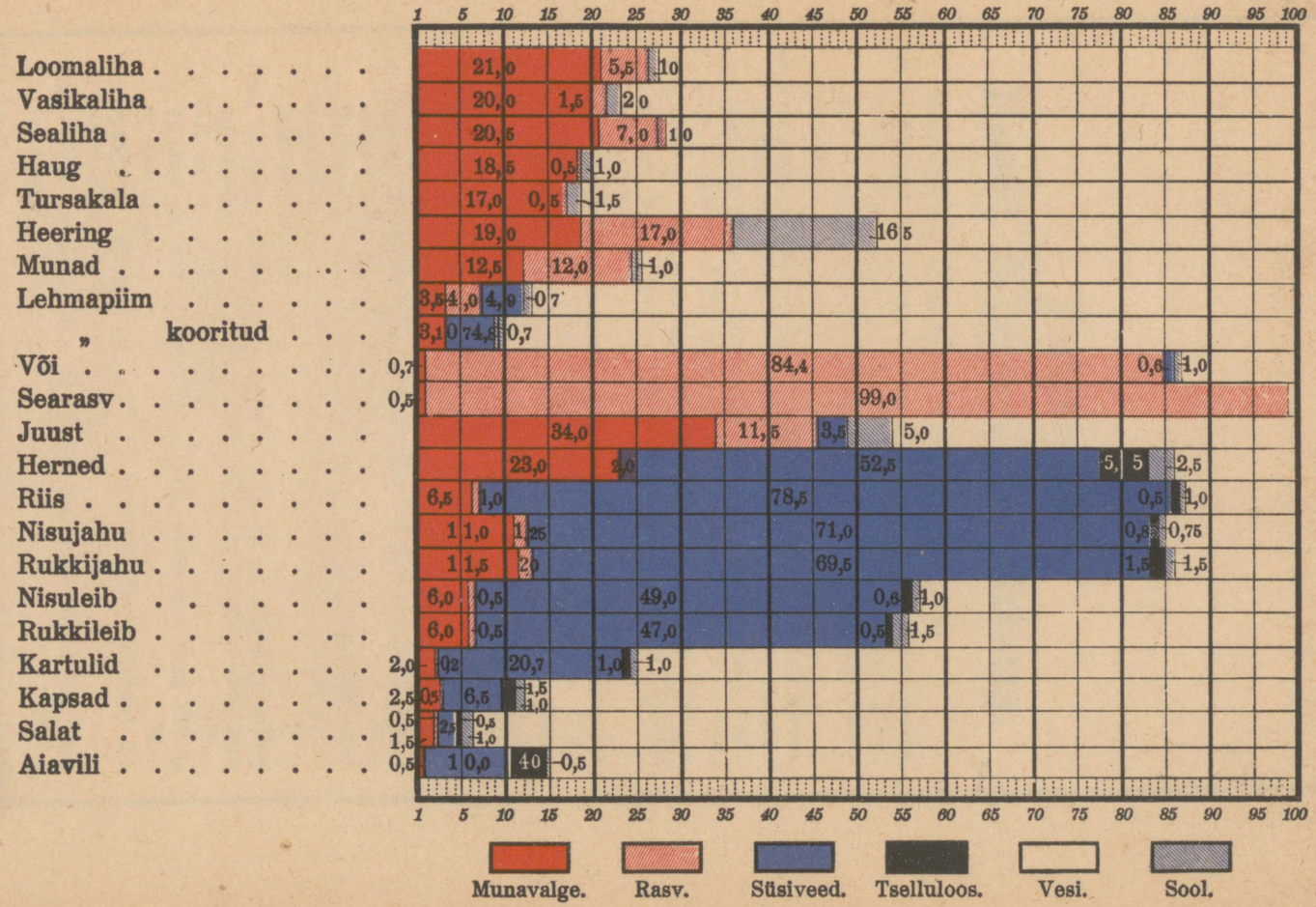
Arendt-Doermer. Grundzüge d. Chemie u. Mineralogie.

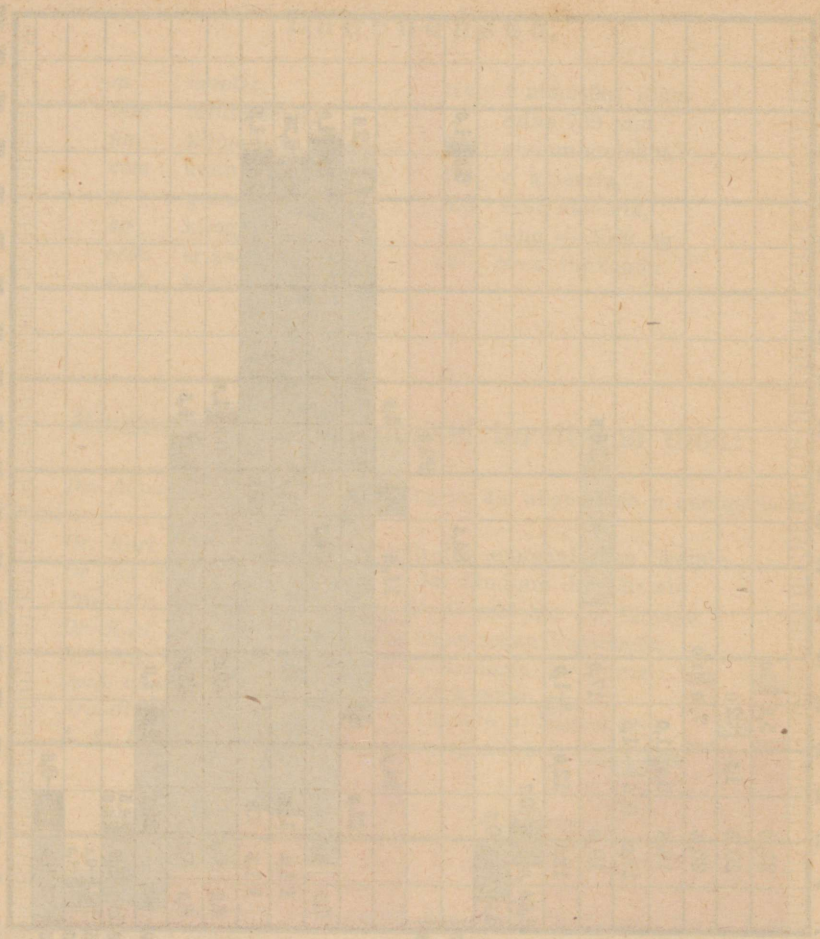
A. F. Holleman. Lehrbuch der anorganischen Chemie jt.

Kujunditest on osa joonistatud käesoleva õpiraamatu jaoks, teised võetud nimetatud töödest.

Toiduvahendite keskmine koosseis.

König'i järele.





Tallinna Eesti Kirjastus-Ühisus.

Kooliraamatud matemaatika, füüsika ja keemia alal.

F. V. Mikkelsaar. **Algkooli matemaatika I.** 1 aasta kursus. Uuemate metoodide ja Eesti algkooli matemaatika kava põhjal kokku seatud ülesannete ja harjutuste kogu. G. Mootse illustreeritud.

H. Veiderman ja Chr. Brüller. **Väike arvaja II.** Algkooli kursus. II õppeaasta. Sisus: — Tehted saja piirides. — Tehted täissadadega 1000 piiris. — Geomeetria algkursus teise õppeaasta ulatuses. Joonestused Th. Ussisoo'lt. 80.—

Chr. Brüller. **Väike arvaja III.** III ja IV õppeaasta ühise kursuse esimene jagu. Sisu: — Kõikide suurustega arvud. — Algteated geomeetriast.

Январк, А. **Задачник по арифметике.** Для начальных школ. Выпуск I. Наглядные упражнения и задачи. С иллюстрациями. Действия от 1—20. 100.—

Oskar Perli. **Aritmeetika õpperaamat.** Teooria; terve kursuse ulatuses. 3. täiendatud trükk. 1922. 80.—

— **Proportsionaalsed suurused,** astmed, juured ja ligikaudsed arvamised. Aritmeet. ülesannete kogu 6-nda õppeasta jaoks. 40.—

J. Hansen. **Neljakohaga logaritmide tabelid** ja mõned teised väljaarvamisi lühendavad tabelid. 60.—

— **Четырехзначные таблицы логарифмов** с приложением некоторых других математических таблиц упрощающих вычисления. 60.—

Paul Ederberg. **Täis- ning murdavaldused ja esimese astme võrrandid.** Algebra ülesannete kogu ja kokkuvõtlik käsiraamat VII. ja VIII. õppeaasta jaoks. 150.—

— **Juured ja ruutvõrrandid.** Algebra ülesannete kogu VIII. ja IX. õppeaastaks. 80.—

— **Algebra ülesannete kogu** ja kokkuvõtlik käsiraamat III. Keskkooli IV. ja V. klassi jaoks.

Viktor Päss. **Algebra II.** Teooria ja ülesanded. X. ja XI. õppeaasta jaoks. 1923. 250.—

Edgar Krahn. **Stereomeetria ühes kujutava geomeetriaga.** 150.—

Oskar Perli. **Ruumi algõpetus. I** anne. Süstemaatiline kursus. 2. ümbert. trükk. 1923. Köit. 100.—

Nathing-Perli. **Ruumi algõpetus. II** anne. Süstemaatiline kursus ühes trigonomeetria kursusega. 120.—

E. Maltenek ja M. Kesküla. **Füüsika õpperaamat** keskkoolidele. I köide. Sissejuhatus. Mekaanika ja soojus. Joonestustega. 300.—

— II köide. Heli ja valgus. Joon. 180.—

— III köide. Magnetism ja elekter. Joon. 250.—

Otto Kiesel. **Katseline keemia** koolidele. 3. parand. ja täiend. trükk. 142 kujund. ja 1 värvitabel.

D. Buxhoevden. **Lõhkeained I.** Lõhkeainete valmistamine, omadused, hoidmine ja laengute valmistamine ning tarvitamine. Joonistustega. 100.—

— **Lõhkeained II.** Lõhkeainete tarvitamine sõja puhul, ehitamistel ja põllutööl. (Ilm.)

TÜ RAAMATUKOGU
10300015891049