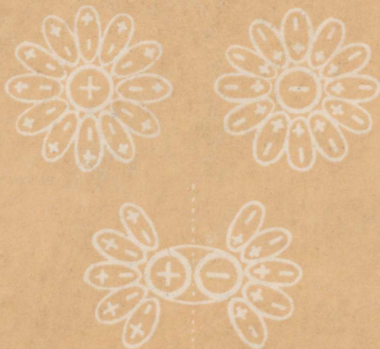


D. KIRJUŠKIN

KEEMIA

VII KLASSILE



RK

„PEDAGOOGILINE KIRJANDUS“

TALLINN 1949

Sundeksemplar

D. KIRJUŠKIN

K E E M I A

VII KLASSILE



RK

„PEDAGOOGILINE KIRJANDUS“

TALLINN 1949

SISSEJUHATUS.

Üks muinas-kreeka õpetlane ütles, et pole võimalik kaks korda sukelduda samasse jõkke. See võib näida imelikuna, eriti neile, kes suvistel päevadel sageli on supelnud samas jões. Kui aga hästi järele mõtelda, siis selgub, et supluspaigas vesi järjest vaheldub ja supleja uuesti vette minnes laskub uutesse voogudesse. Koos veega kanduvad jões kohast teise ka liiv ja savi, muutuvad jõe kaldad, muutub jõe põhi.

Ei muutu aga mitte ainult jõe piirjooned, aegade jooksul murenevad ja muutuvad ka mäed, mis näivad igavesti muutumatuena.

Pidevalt muutub ka taimede ja loomade maailm. Muutub inimenegi, iga liigutusega, iga hingetõmbega.

Elades alatise liikumise, alaliste muudatuste maailmas, on inimene sunnitud pidama võitlust teda ümbritseva looduse nähtustega: tal tuleb kaitsta end tuule, vihma, külma, kuumuse vastu.

Harilikult jääb inimene selles võitluses võitjaks: tuulejõud ja volavad veed käitavad masinaid, mis asendavad miljonite inimeste tööd.

Teda ümbritsevast loodusest saab inimene kõike vajalikku toidu ja riiete valmistamiseks, elamute ehitamiseks ning muude tarvete rahuldamiseks. Harva kasutab inimene «looduse ande» nende loomulikul kujul. Enamasti töötab ta neid mitmeti üm-

ber. Nii valmivad esemed, mis kogunisti ei sarnane looduslikega: tumepruunist või punasest kivist valmistatakse ilusaid metallesemeid, puidust saadakse kunstiidi ja lõhkeaineid, kartulist — piiritust, sellest omakorda kautšukit jne.

Inimeste tegevuse mõjul muutub meie Maa ilme: kohati kuivatatakse soid, mujal tekitatakse järvi ja isegi meresid; muutub taimkate ja loomade maailm. Võideldes oma elutingimuste parandamise eest loob ja arendab inimene loodust käsitlevaid teadusi. Nende hulgas asub tähtsal kohal keemia.

Mida uurib keemia?

I PEATÜKK.

AINED JA NENDE OMADUSED. MOLEKULAAR-TEOORIA.

1. Füüsilised ja keemilised nähtused.

Meid ümbritsevas maailmas toimuvaid muudatusi nimetatakse nähtusteks. Mõned neist on füüsilised nähtused. Siia kuuluvad: inimeste ja loomade liikumine paigast teise, masinate töötamine, mürsu lend, tahkete kehade sulamine, vedelike auramine, elektrilambi hõõgumine, magnetilised ja elektrilised nähtused.

Mõnede füüsiliste nähtuste tagajärjel muutub eseme kuju: teeklaas võib muutuda klaasikillukeste hunnikukeseks, parafiinitükk — parafiinküünlaks; vasktahvlist saab valmistada vaskanuma. Niisugustel kordadel saadakse ühest füüsilisest kehast teine: teeklaasist — hunnikuke klaasikilde, parafiinitükist — parafiinküünal jne.

Ained aga, millest koosnevad füüsilised kehad, jäävad füüsiliste nähtuste puhul muutumatuks: klaas jääb ikka klaasiks, parafiin — parafiiniks, vask — vaseks.

Füüsilised kehad koosnevad **materias**t ehk **ainest**. Klaas, parafiin, vask, vesi — kõik need on ained.

Füüsilisteks nähtusteks nimetatakse niisuguseid füüsiliste kehade muudatusi, mille puhul

muutub keha asukoht või kuju, aga keha koostis jääb endiseks.

Vaatleme teistsuguseid nähtusi.

Kuumutame piirituslambil vaskplaadikest või -traati. Vask kattub tumeda kihiga, mis jääb vasele ka pärast jahtumist. Vase pinnal tekkinud ainet nimetatakse vaskhapendiks. Kuumutamisel muutus osa vasest vaskhapendiks.

Küünla põledes muundub parafiin gaasilisteks põlemisproduktideks.

Ühe aine muundumist teiseks nimetatakse **keemiliseks nähtuseks** ehk **keemiliseks reaktsiooniks**.

Keemia on teadus ainetest ja nende muundumise nähtustest.

2. Ainete omadused.

Kuidas õpitakse tundma aineid?

Ainete erinevuse või sarnasuse leidmiseks on vaja tunda nende omadusi — nii füüsilisi kui keemilisi.

Aine füüsilised omadused on: aine olek, värvus, läige, erikaal, keemis- ja sulamistemperatuur, elektrijuhtivus jm.

Aine keemilised omadused ilmnevad keemiliste reaktsioonide puhul. Näiteks on vase üheks keemiliseks omaduseks see, et ta õhu käes kuumutamisel muundub vaskhapendiks.

Parafiini üheks keemiliseks omaduseks on tema põlemine.

Aine füüsiliste omadustega tutvumisel märgitakse kõigepealt, missuguses olekus (tahkes, vedelas või gaasilises) on aine harilikel tingimustel, missugune on tema väliskuju. Mõnda ainet võib ilma eriliste riistade abita ära tunda. Näiteks eristame vasevitrioli teistest ainetest tema värvuse ja kristallide kuju järgi, äädikat tunneme hõlpsasti lõhna, suhkrut värvuse ja maitse järgi.

Aineid uurides peab olema ettevaatlik. Mõned ained on mürgised, mispärast pole soovitatav maitsta tundmatuid aineid. Ka mõnede gaaside sissehingamine võib olla ohtlik tervisele, seepärast tuleb tundmatu gaasi lõhnaga tutvumisel olla ettevaatlik.

Paljud ained mõjuvad inimese nahale sööbivalt. Neid ei tohi kätte võtta.

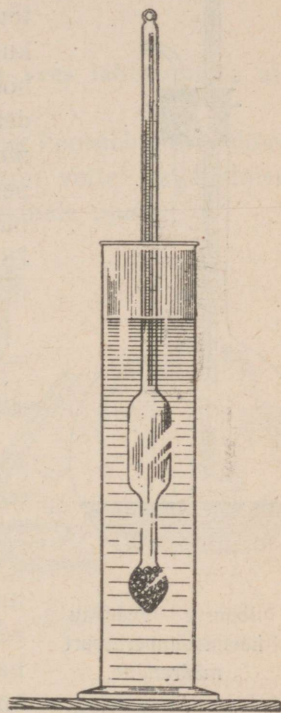
Lisaks sellele ei suuda meie meeleorganid ilma vajalike seadiste ja riistade kaasabitä alati anda täpseid ja usaldatavaid andmeid ainete omaduste kohta. Ei saa näiteks vastavaid riistu kasutamata kindlaks määrata, mitu korda üks aine on teisest raskem või missugusel temperatuuril ta sulab.

Seepärast ei piirdu nüüdisaja keemia ainete füüsiliste omaduste välise vaatlusega, vaid mõõdab ainetes erikaalu, sulamis- ja keemistemperatuuri, elektrijuhtivust ning teisi omadusi.

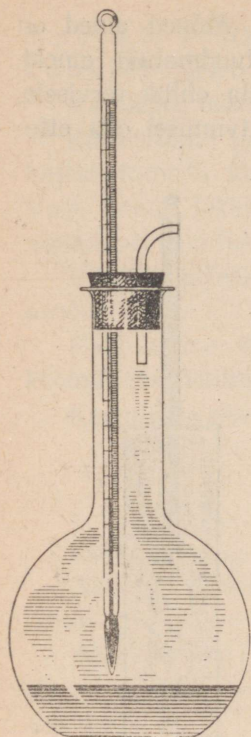
Vedelike erikaalu määramiseks kasutatakse areomeetrit (joon. 1), mille ehitust kirjeldatakse füüsika õpikus.

Kui asetada areomeeter puhtasse vette, vajub ta sellesse kuni skaalal numbritega «1,00» märgitud jaotuseni. Väävelhappes vajub ta kuni jaotuseni «1,80». Need arvud näitavad nende vedelike erikaalu.

Vedeliku keemistemperatuuri määramiseks tarvitatakse joonisel 2 kujutatud seadist. Kolvi valatakse veidi uuritavat vedelikku ja suletakse kolb korgiga, milles on kaks avaust. Uhte neist läbib termomeeter, mis on asetatud nii, et elav-



Joon. 1. Vedeliku erikaalu määramine areomeetri abil.



Joon. 2. Vedeliku keemistemperatuuri määramine.

hõbedat sisaldav kuulike asetseb uuritava vedeliku pinna lähedal; teise avause kaudu pääseb aur kolvist välja.

Ettevaatlikult kolvi soojendades jälgitakse elavhõbedat termomeetris. Algul tõuseb elavhõbe pidevalt. Niipea aga kui vedelik hakkab keema, lakkab elavhõbedasamba tõus. Kui uuritav vedelik on puhas aine, näitab termomeeter kogu keemise aja sama temperatuuri. Kui näiteks kolvis keeb puhas piiritus, näitab termomeeter 78° C. See on puhta piirituse keemistemperatuur.

3. Puhtad ained ja segud.

Antud tingimustel on igal puhtal ainel püsiv erikaal, kindel keemis- ja sulamistemperatuur.

Segul pole selliseid püsivaid omadusi.

Näiteks muutub väävelhappe lisandamisel veele segu erikaal ja keemistemperatuur: mida enam lisandame väävelhapet, seda suuremaks muutub segu erikaal ja seda kõrgem on tema keemistemperatuur.

Lisandame piiritusele vett: segu erikaal suureneb ja keemistemperatuur tõuseb.

Igasugused lisandid puhtale ainele raskendavad selle omaduste uurimist.

Et õieti määrata aine omadusi, tuleb saada teda puhtal kujul.

4. Ainete puhastamine.

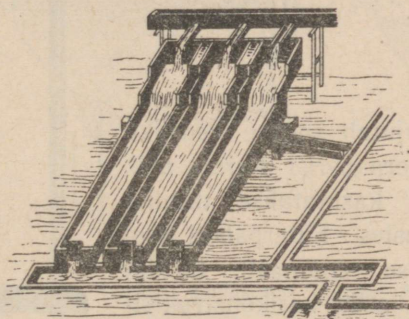
Kuidas puhastada aineid?

Keemialaboratooriumides ja -tehastes kasutatakse mitmesuguseid viise puhta aine eraldamiseks segust.

Tutvume mõnedega neist.

1. Erikaalult tunduvalt erinevate ja vees lahustumata ainete eraldamine segust.

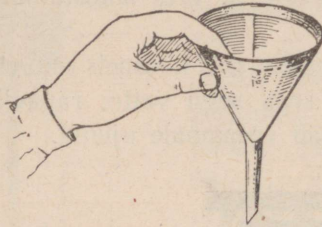
Rauaviilmete eraldamiseks segust, mis koosneb rauaviilmetest ja saepurust, puistatakse seda segu vette: rauaviilmed langevad põhja, saepuru aga jääb veepinnale ujuma.



Joon. 3. Kullaliiva uhtmine veega.

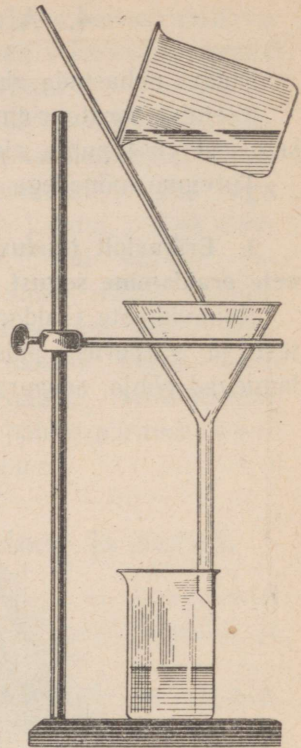
Kasutades erikaalude suurt erinevust eraldatakse näiteks kulda liivast. Kullaterakesi sisaldavat liiva uhetakse kaldu asetatud laudrennides veega (joon. 3). Kergema liiva viib veevool minema, suurema erikaaluga kullaterakesed jäävad aga renni põhja.

2. Tahke aine eraldamine vedelikust. Tahke aine eraldatakse vedelikust filtreerimise ehk kurnamise teel.



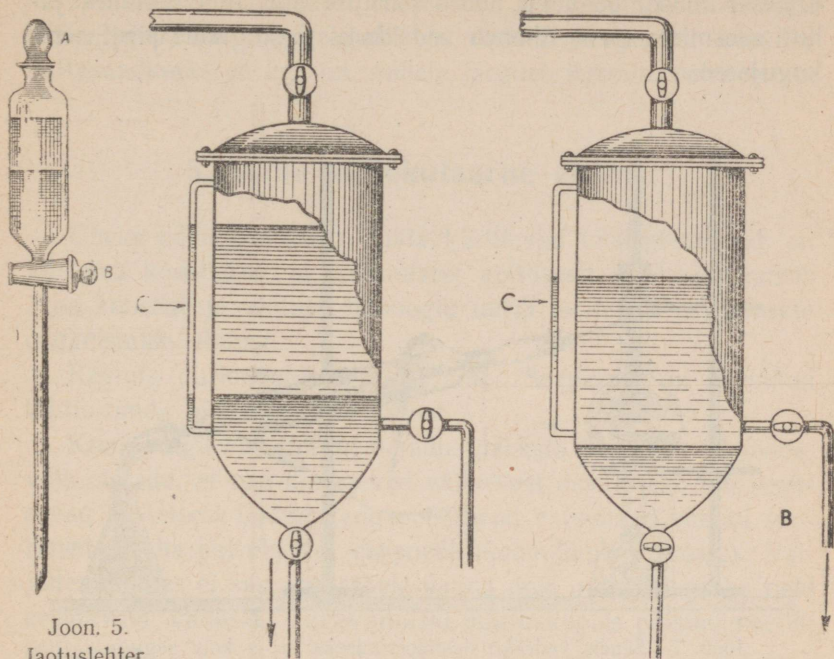
Joonis 4 kujutab sogase vedeliku filtreerimist filterpaberist kurna abil.

Filtreerimist kasutatakse mitmesugustes tööstustes. Filterpaberi asemel kasutatakse enamasti tihedat riidet, asetades seda erikonstruktsiooniga puidust või metallist filtritesse.



Joon. 4. Filtreerimine.

3. Teineteises mittelahustuvate vedelike eraldamine. Laboratooriumides eraldatakse üksteises mittelahustuvad vedelikud jaotuslehtri abil (joon. 5). Kui näiteks on vaja eraldada bensiini veest, valatakse segu jaotuslehtrisse, lastakse tal seista, kuni vedelike piir on selgesti märgatav. Siis avatakse kork A, pööratakse kraani B 90° võrra ja lastakse allpool olev vesi välja voolata, jättes lehtrisse veest kergema bensiini.



Joon. 5.
Jaotuslehter.

Ülemine
vedelikukiht
on bensiin,
alumine —
vesi.

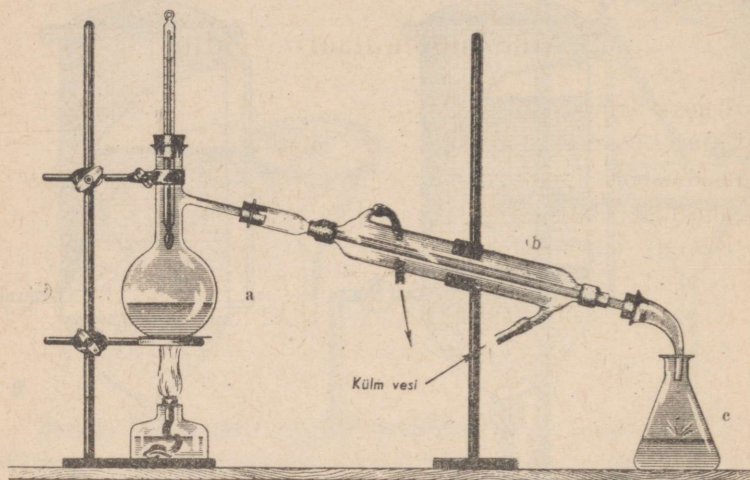
Joon. 6. Bensiini eraldamise kolonn. A — vee väljavool,
B — bensiini väljavool, C — klaastoru bensiini ja vee
taseme jälgimiseks.

Tööstuses kasutatakse bensiini eraldamiseks veest erilisi kolonne. Sellise kolonni ehituse skeem on kujutatud joonisel 6.

4. Üksteises lahustuvate vedelike eraldamine. Üksteises lahustunud vedelike eraldamiseks kasutatakse nende keemistemperatuuride erinevust.

Piirituse eraldamiseks veest soojendatakse segu kolvis (joon. 7), jälgides segu temperatuuri. 78°-lisel temperatuuril

eraldub kolvist peaaegu puhta piirituse aur, mis jahtudes jahuti seesmises torus tiheneb vedelikuks ja koguneb piiritusena kogujasse.



Joon. 7. Seadis vedelike destilleerimiseks: a — kolv seguga, b — jahuti, c — koguja.

Jahuti seesmise toru jahutamine toimub vee abil, mis voolab jahuti kestasse alumise külgtoru kaudu, kuna soojenenud vesi ülemise külgtoru kaudu välja voolab.

Ühekordse destilleerimisega ei saada veel puhast piiritust. Harilikult destilleeritakse vedelik, mis saadud 78° — 82° temperatuuri piires, veel kord, kogudes vaid 78° — 80° temperatuuril keevat segu.

Korduva destilleerimise teel saadakse peaaegu puhas piiritus. Vähenenud vee lisand eemaldatakse keemilisel teel.

Vedelike destilleerimist kasutatakse laialdaselt tööstuses, näiteks nafta töötlemisel. Puuraukudest saadava «toornafta»

destilleerimisel saadakse erinevate keemistemperatuuridega nafta produktid. Kergeimaks ja ühtlasi kergemini keevaks naftasaaduseks on bensiin, millele järgneb ligroiin, petrooleum.

5. Aine molekulaarne ehitus.

Üheks põhiküsimuseks, mida käsitlevad loodusteadused, on küsimus koostisest ja seesmisest ehitusest: geoloogia uurib Maa koostist ja ehitust, bioloogia uurib loomsete ja taimsete organismide ehitust.

Keemia uurimisobjektiks on aine. Seepärast on keemikul tähtis tunda aine seesmist ehitust.

Kuna kõigil kehadel on omadus paisuda ja kokku tõmbuda, võib oletada, et nad koosnevad väikestest osakestest, mis asetsevad üksteisest teatud kaugusel. Need vahemaad võivad suurenedada (keha paisub) või väheneda (keha tõmbub kokku). Paljudes ainetes ei saa aga tähele panna neid osakesi ega ka neid eraldavaid vahesid. Tugevamaski mikroskoobis paistab veetilk ühtlasena.

Aga kas võib eitada osakeste olemasolu ainult sellepärast, et me neid ei näe? Ei saadud ju kaua aega näha mikroobe, kes olid ja on olemas ning keda praegu hästi tuntakse.

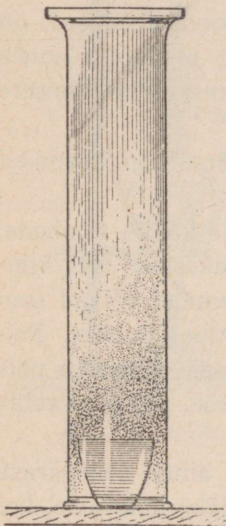
Mõnede küsimuste lahendamiseks kasutatakse teaduses oletusi. Teaduslikke oletusi nimetatakse **hüpoteesideks**. Oletust aine teralisest ehitusest nimetatakse **molekulaarhüpoteesiks**, kuna **aine väiksemaid osakesi nimetatakse molekulideks**.

Molekulaarhüpoteesi abil on hõlpus seletada kehade kokkutõmbumist ja paisumist: kokkutõmbumisel vähenevad molekulide vahelised kaugused, kuna paisumisel nad suurenevad.

Kokkusurumisel väheneb gaaside ruumala väga suures ulatuses. Kuid ka gaase saab kokku suruda ainult teatud piirini, millest edasi nende ruumala enam ei vähene. Põhjuseks on

asjaolu, et molekule endid ei saa kokku suruda, mispärast nende lähenemisel üksteisele edasine gaasi ruumala vähendamine osutub võimatuks.

Kerkib huvitav ja väga tähtis küsimus: kas molekulid püsivad paigal või on nad liikvel?



Joon. 8.
Broomi auru
difusioon õhus.

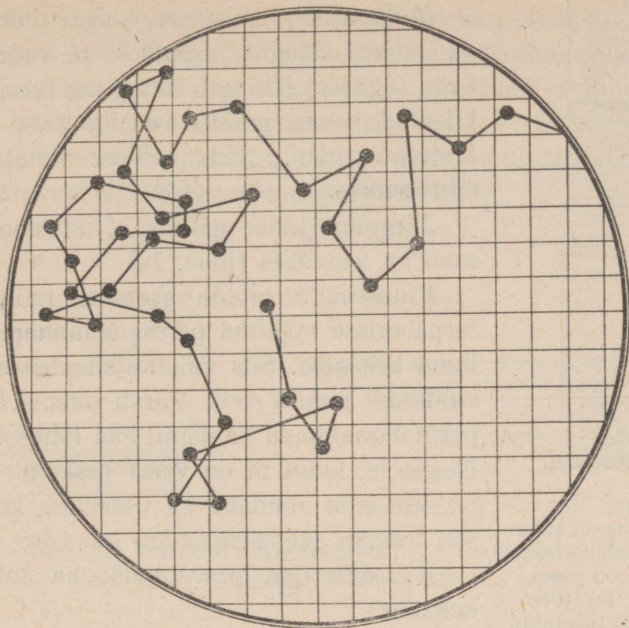
Küsimuse lahendamiseks korraldame järgmise katse. Väike tiiglike (joon. 8), milles on mõni tilk rasket tumepruuni vedelikku — broomi, asetatakse klaasplaadikesele ja kaetakse kummulikeeratud klaassilindriga. Vaatamata sellele, et broomi aurud on õhust enam kui viis korda raskemad, tõusevad nad siiski ülespoole ja, segunedes selles oleva õhuga, täidavad silindri.

Silindris olev broomi auru oli kaitsitud välismõjude eest. Järelikult liiguvad broomi molekulid iseenesest. Sellist molekulide liikuvust võime panna tähele ka õhu koostisse kuuluvais gaasides.

Kui läbi kitsa avause juhtida pimedasse tuppa hele päikesekiir, siis näeme selle valgusekiire heledas koonuses korralt liikuvaid tolmu- ja saepõlde, mis peegeldavad valgust ja vilguvad tähekestena. Mis sunnib neid liikuma ja hoiab otsesest langemisest põrandale?

Molekulaarhüpotees seletab seda nähtust järgmiselt: nähtamatud gaaside molekulid, milledest koosneb õhk, liiguvad korrapäraselt ja tõukavad tolmu- ja saepõlde kõigist külgedest.

Selline korrapäratu liikumine on omane kõigile gaasidele. Sõna «gaas» on tuletatudki sõnast «kaos», mis tähendab «korratust».

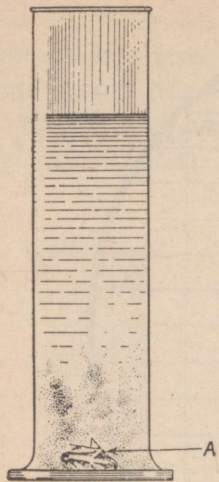


Joon. 9. Tahke aine osakese liikumise näitlik tee vedelikus.

Kas ainult gaasides valitseb selline korratus?

Inglise botaanik Brown (loe: braun), vaadeldes 1827. aastal mikroskoobis taimede õietolmu, mis oli asetatud veetilgakesse, pani tähele, et mõned õietolmuterakesed mikroskoobi vaateväljal kogu aeg korrapäratult liikusid. Seda liikumist hakatigi nimetama «Browni liikumiseks». Browni liikumise edasine uurimine näitas, et liikumist ei kutsu esile mingid tõuked väljastpoolt, vaid seda põhjustavad nähtamatud vee molekulid, mis liitudes põrkavad vastu õietolmuterakesi, sundides neid omakorda liikuma erisuundades (joon. 9).

Browni liikumist võib tähele panna mitte ainult vees, vaid ka teistes vedelikes.



Joon. 10.
Permangaanhapu
kaaliumi lahuse
difusioon vees.
Põhjas on filter-
paberisse keeratud
permangaanhapu
kaaliumi kristallid (A).

Molekulide iseenesest kulgev liikumine on omane kõigile gaasidele ja vedelikele. Selle tagajärjel tungib üks gaas teise poolt täidetud ruumi ja üks vedelik teise poolt täidetud ruumi. Seda nähtust nimetatakse **difusiooniks**.

Järgmine katse näitab, et difusioon toimub ka vedelikes (joon. 10).

Klaassilindri põhja asetame mõned filterpaberisse mähitud permangaanhapu kaaliumi kristallid. Siis valame silindrisse ettevaatlikult puhast vett. Varsti näeme, kuidas permangaanhapu kaaliumi lilla lahus tõuseb ülespoole, kuigi ta on veest raskem. Seega on difusioon võimalik ka vedelikes, kuigi ta siin toimub aeglasemalt kui gaasides.

Kas difusioon on võimalik ka tahketes kehaosades?

Kui suruda kaks eri metallist plaati hästi poleeritud pindadega vastamisi ja neid pikemat aega kuumutada allpool nende metallide sulamistemperatuuri, siis võib täheldada metalli osakeste tungimist teineteisesse.

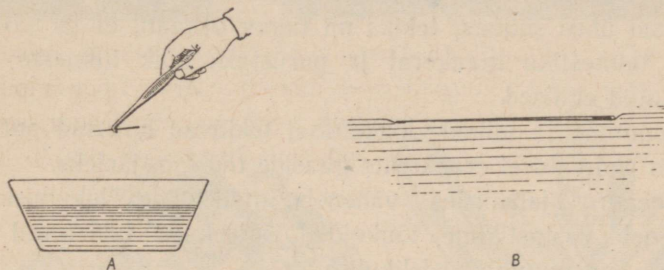
Siit järeldame, et molekulide liikumine on kõigi ainete üldine omadus nii tahkes, vedelas kui ka gaasilises olekus.

6. Üleminek vedelast olekust gaasilisse ja tagasi.

Kuidas seletada erinevust vedela, tahke ning gaasilise oleku vahel ja üleminekut ühest olekust teise?

Browni liikumine näitas, et vedeliku molekulid liiguvad korrapäraselt. Mispärast ei lenda nad laiali? Nähtavasti valitseb nende vahel vastastikune tõmbe- ehk niidusustung.

Selle nidusustungi mõjul püüavad vedeliku tilgakesed omandada kera kuju. Vedeliku molekulide nidusustungiga saab selektada järgmist katset. Kui ettevaatlikult asetada veepinnale õhukeselt rasvaga võitnud terasnõel, jääb nõel veepinnale ujuma, kuigi raud on veest peaaegu kaheksa korda raskem. Võib näha, kuidas veepind kooldub nõela all (joon. 11):



Joon. 11. Terasnõel ujub veepinnal. A — nõel asetatakse vette, B — külgvaade veepinnal lebavale nõelale.

Vedelikkude molekulide nidusustung pole siiski nii tugev, et kindlalt hoida molekule üksteise kõrval, mistõttu need molekulid libisevad üksteise suhtes; mõned neist eralduvad ka vedeliku pinnast ja tõusevad õhku. Seda nähtust nimetatakse auramiseks.

Temperatuuri tõustes suureneb molekulide liikumiskiirus. Kõrgel temperatuuril on Browni liikumine elavam kui madala temperatuuri puhul.

Mida kiiremini liiguvad molekulid, seda rohkem eraldub neid ühel ja samal ajavahemikul vedeliku pinnalt, seda intensiivsemalt toimub auramine.

Aine üleminekul vedelast olekust gaasilisse suurenevad järsku molekulide vahemaad. Seda näitab selgesti asjaolu, et 1 grammi vee ruumala on 1 cm³, auruna täidab ta aga

1700 kuupsentimeetrilise ruumala (100°C temperatuuril ja normaalse õhurõhumise juures).

Kui gaasi molekulide liikumisteel on takistus, näit. anuma sein, siis põrkavad nad selle vastu. Molekulide löökide summa moodustab gaasi rõhumise.

Gaasi molekulide liikumiskiirus on väga suur. Kui õhu koostisse kuuluvad molekulid ei tõukleks korrapäratult, vaid liiguksid ühes suunas, tekiks nii tugev orkaan, et ta hävitaks kogu taimestiku maakeral ja purustaks kõik inimeste poolt püstitatud ehitised.

Pommide ja miinide lõhkemisel tekkivad hirmsad purustused on plahvatusel eralduvate gaaside töö tagajärjeks.

Veeauru jahenedes väheneb molekulide liikumiskiirus, nõrgeneb vastastikune tõukejõud, molekulid lähenevad üksteisele, aur muutub vedelikuks.

7. Üleminek vedelast olekust tahkesse ja tagasi.

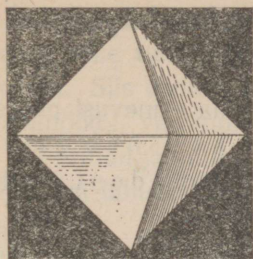
Vee jahenedes väheneb molekulide liikumiskiirus ja lõpuks lakkab korrapäratu liikumine ning molekulid asetuvad k o r r a p ä r a s e l t.

Tekivad **jääkristallid**. Vesi läheb vedelast olekust üle tahkesse.

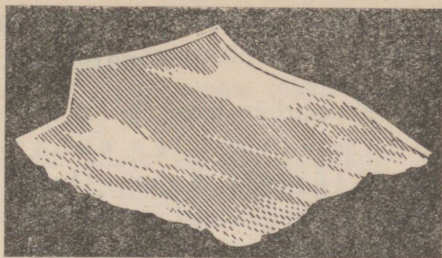
Aga nüüdki ei lakka molekulide liikumine, muutub ainult selle iseloom: ta muutub võnkuvaks liikumiseks, mis meenutab pendli liikumist.

Temperatuur, mille juures molekulide korrapäratu liikumine asendub pendelliikumise, ongi vastava aine tahkumistemperatuur.

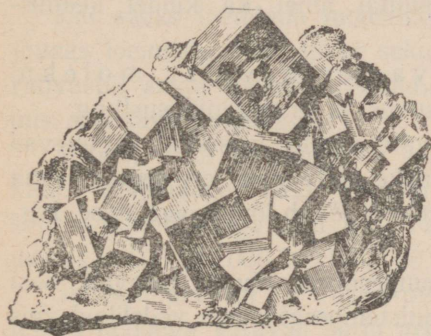
Mõnede püdelate vedelike, näiteks sulatatud klaasi, pigi, liimi jne. jahtumisel lakkab molekulide libisemine enne, kui nad



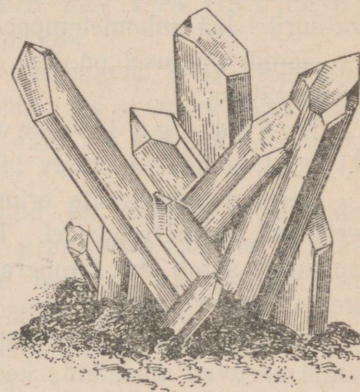
a



b



c



d

Joon. 12. Kristallilised ja amorfsed kehad: a — maarjas, b — klaasitükk, c — keedusool, d — mäekristall.

jõuavad asetuda korrapäraselt üksteise suhtes. Niisugusel juhul ei teki kristalliline keha, vaid a m o r f n e.

Enamik aineid on tahkes olekus kristallilise struktuuriga (joon. 12).

Tahke keha soojendamisel elavneb molekulide võnkuv liikumine ja muutub lõpuks korrapäratuks — aine läheb tahkest olekust üle vedelasse.

8. Puhtad ained ja segud molekulaarhüpoteesi valgusel.

Molekulaarhüpoteesi abil on kerge seletada erinevust puhta aine ja segu vahel. Iga puhas aine koosneb omavahel täiesti sarnastest molekulidest, millel on antud tingimustel ühesugused omadused.

Puhta tahke aine soojendamisel asendub kõigi molekulide võnkuv liikumine libisemisega üksteise suhtes ühe ja sama temperatuuri juures. Kõik jääkristallid lagunevad 0° temperatuuril. Jää sulamistemperatuur on 0° .

Samal põhjusel on igal puhtal ainel ka kindel keemistemperatuur.

Segud aga koosnevad erinevaist molekulidest, millel on erinev liikuvus ja erinev nidusustung.

Segu moodustavate erinevate ainete kristallid lagunevad erinevail temperatuuridel. Tahke rasv näit. on segu. Tema sulamine algab ühel temperatuuril, jõuab lõpule aga teise, kõrgema temperatuuri juures.

Vedelate segude keemistemperatuur tõuseb pidevalt, sest algul auruvad madalama keemistemperatuuriga vedelikud, mis koosnevad elavamalt liikuvatest molekulidest.

Toodud näited tõendavad, et molekulaarhüpoteesi abil saab seletada paljusid füüsilisi nähtusi.

Kui teaduslikku hüpoteesi kinnitavad paljud faktid ja ta aitab seletada nähtusi, siis muutub hüpotees teooriaks.

Molekulaarhüpotees on juba ammu saanud teooriaks.

9. Molekulide suurus.

Kuigi molekulid on ääretu väikesed, leidsid teadlased siiski teid nende suuruse ja raskuse määramiseks. Kui oletada, et molekulid omavad kerakeste kuju, võrduks kõige suuremate molekulide läbimõõt mõne sajamiljondiku sentimeetri osaga.

Nende suuruste ligikaudsekski mõistmiseks kujutlege, et kõigi teile tuntud asjade mõõted suureneksid kümme miljonit korda. Siis ületaks keskmise kasvuga inimese pikkus maakera läbimõõdu, vee molekul aga oleks ainult hernetera suurune.

Permangaanhapu kaaliumi lahuse värvust märkame juba siis, kui lahuse tilgas pole üle ühe tuhandiku milligrammi seda ainet.

Igas vedeliku tilgakeses või tahke aine terakeses on määratu suur arv molekule.

On selgeks tehtud, et katseklaasi täies vees (18 cm^3) on 600 000 000 000 000 000 000 000 molekuli.

Kui saaks loendada molekule tükkahaaval ja iga loendaja jõuaks loendada 1000 tükki sekundis, siis suudaks kogu Maa rahvastik aasta jooksul loendada vaid $\frac{1}{20}$ molekulide arvust, mis sisalduvad veetilgas.

Mitmel viisil on kindlaks tehtud ka paljude molekulide kaal. Väljendades neid arvusid grammides saame hiiglasuurte nimetajatega murrud. Vee molekuli raskus näit. on umbes 0,000 000 000 000 000 000 000 032 grammi.

Selliseid arvusid on raske meeles pidada ja aritmeetilised tehted nendega võtavad palju aega.

Nende raskuste ületamiseks võeti tarvitusele rahvusvaheline ühik molekuli kaalu määramiseks. Sellest järgmises peatükis.

Küsimusi kordamiseks.

1. Missuguseid nähtusi nimetatakse füüsilisteks?
2. Missuguseid nähtusi nimetatakse keemilisteks?
3. Nimetage vee füüsilisi omadusi!
4. Kuidas teha kindlaks, kas antud vedelik on puhas aine või segu?
5. Kuidas eraldada petrooleumi veest?
6. Kuidas eraldada piiritust veest?
7. Kuidas eraldada keedusoola liivast?

8. Missuguste nähtuste põhjal võib otsustada, et molekulid on alaliselt liikvel?
 9. Kuidas saab molekulaarteooria abil seletada ainete keemist ja tahkumist?
 10. Missuguseid aineid nimetame molekulaarteooria alusel puhasteks, missuguseid segudeks?
 11. Millega on seletatav puhaste ainete püsiv keemis- ja sulamis-temperatuur?
-

II PEATÜKK.

KEEMILISED REAKTSIOONID. AATOMID. KEEMILISED VALEMID.

1. Lagunemisreaktsioon.

Nagu nägime, aitab molekulaarteooria sügavamalt mõista mõningaid füüsilisi nähtusi. Kasutame teda ka keemiliste nähtuste tundmaõppimisel.

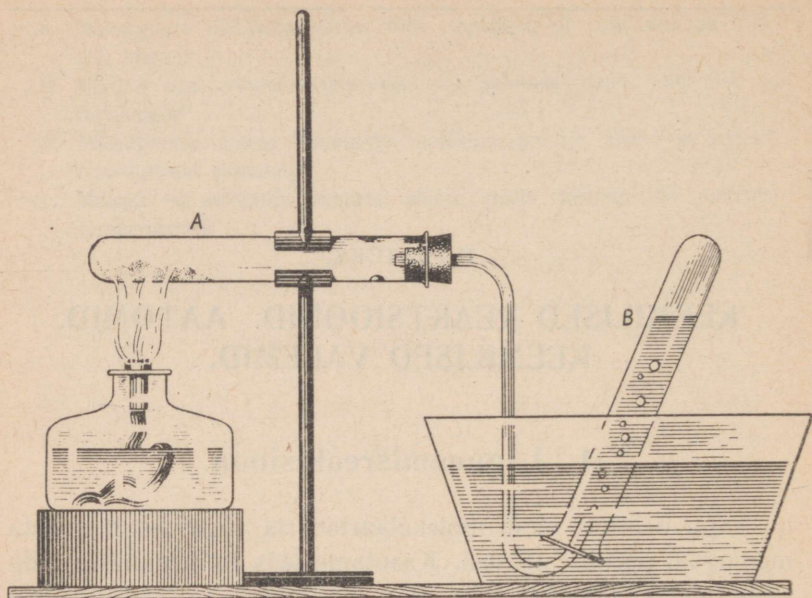
Vaatame algul, mis sünnib elavhõbehapendi kuumutamisel.

Selleks kasutame joon. 13 kujutatud seadist. Kuumutame katseklaasis punase elavhõbehapendi pulbrit. Veenõus kumuli keeratud katseklaasi koguneb gaasi. Kui katkestame kuumutamise, lõpeb ka gaasi eraldumine. Reaktsiooniks kulub soojust.

Minutit viis pärast katse algust võib katseklaasi seintel märgata elavhõbedatilgakesi. Pistame gaasiga täidetud katseklaasi hõõguva pirru. See lööb heleda leegiga põlema. Sellest tunneme, et klaasi kogunenud gaas on hapnik.

Nii muundus elavhõbehapend elavhõbedaks ja hapnikuks, mida varem katseklaasis ei olnud.

Keemilist reaktsiooni, mille puhul üks aine laguneb kaheks või enamaks aineks, nimetatakse **lagunemisreaktsiooniks**.



Joon. 13. Elavhõbehapendi lagundamine.

Aineid, mis keemilise reaktsiooni puhul lagunevad kaheks või enamaks aineks, nimetatakse **lihtaineiks**.

Elavhõbehapend on lihtaine.

Aineid, mis keemiliste reaktsioonide puhul ei lagune uuteks aineteks, nimetatakse **lihtaineiks**.

Hapnik ja elavhõbe on lihtained.

2. Aatomid.

Võrreldes keemilist lagunemisreaktsiooni füüsilise nähtuse — auramisega, võime märkida nende ühise joonena, et mõlemal juhul toimub aine jagunemine.

Need nähtused erinevad sellepolest, et auramise puhul aine molekulid eralduvad ainult üksteisest, kuid ei lagune, kuna keemilise lagunemisreaktsiooni puhul jagunevad molekulid veel väiksemateks osakesteks, mille tagajärjel lähteained muunduvad teisteks aineteks.

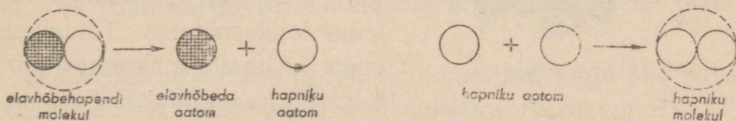
Elavhõbehependi molekulide lagunemisel tekivad elavhõbeda ja hapniku osakesed, mis keemiliste reaktsioonide puhul enam ei jagune.

Lihtaine väiksemaid osakesi, mis keemiliste reaktsioonide puhul enam ei lagune, nimetatakse **aatomiteks**.

Elavhõbehependi molekulid lagunevad elavhõbeda ja hapniku aatomiteks. Hapniku aatomid ühinevad kahekaupa, moodustades hapniku molekule.

Elavhõbeda aatomid ei ühine kaheaatomilisteks molekulideks.

Elavhõbehependi lagunemisreaktsiooni võib skemaatiliselt kujutada järgmiselt.



Lihtained koosnevad keemiliselt ühesugustest aatomitest.

Liitained koosnevad keemiliselt erisugustest aatomitest.

Niisiis, kasutades keemiliste nähtuste tundmaõppimisel molekulaarteooriat, leidsime, et on olemas molekulidest veel väiksemad aineosakesed — aatomid.

Teooriat, mille põhjal aine koosneb aatomitest ja molekulidest, nimetatakse **atomistlik-molekulaarseks teooriaks**.

Õpetus, et aine koosneb lahusolevatest pisiosakestest, on

pärit vanast ajast. Sõna a a t o m (jagamatu)¹ võeti tarvitusele vana-kreeka õpetlaste poolt.

Muidugi kujutlesid nad aatomit teistsugusena kui meie praegusel ajal. Kujutus aatomist on muutunud ja muutub koos loodusteaduste arenguga.

Keemias võeti atomistlik teooria tarvitusele esmakordselt suure vene teadlase Lomonossovi poolt.



M. V. Lomonossov.

3. M. V. Lomonossov.

M. V. Lomonossov sündis 1711. aastal Denissovka külas Holmogorõ linna lähedal praeguses Arhangeliski oblastis randlelase pojana. Juba varakult hakkas ta koos isaga kalapüügil käima. Ohtuderikas kalurielu karastas tulevast teadlast ja harjutas poissi tähelepanelikult vaatlema loodusnähtusi. Talvekuudel õppis ta hoolega lugemist, kirjutamist ja arvutamist. Tung hari-

duse järele oli nii suur, et Lomonossov võttis isegi merele kaasa õpikuid. Perekond oli õppimise vastu, kuna see viis teda eemale igapäevasest kaluri tegevusest, milleks isa tahtis poissi kasvatada. Pärast korduvaid palveid sai Lomonossov isalt loa Moskva sõiduks, et seal jätkata õppimist.

1730. a. detsembris lahkus Lomonossov jäädavalt Denissov-

¹ Nüüd on kindlaks tehtud aatomite keerukas koostis: nad pole jagamatud, vaid teatud tingimustel saab aatomit veelgi killustada.

Õpetus aatomite ehitusest on väga keeruline. Keskkoolis tutvutakse sellega vanemates klassides.

kast ja sõitis koos kalavooriga Moskvasse, kus astus kooli, varjates oma talupoeglikku päritolu, sest kooli võeti ainult aadlikke. Raske oli noormehel õppida: koolist sai ta ülalpidamiskuludeks kolm kopikat päevas; isa aga ei jõudnud teda toetada. Toituda tuli peamiselt leiva ja kaljaga.

Tänu erakordsele andekusele ja püüdlikkusele õppis Lomonossov, vaatamata puudusele, väga heade tulemustega. Pärast kooli lõpetamist võimaldati tal kui andekal õpilasel astuda toleaegsesse kõrgemasse kooli Teaduste Akadeemia juures. Ka siin töötas Lomonossov väga edukalt ja saadeti 1736. a. hariduse täiendamiseks välismaale. Viis aastat töötas Lomonossov välismaal parimate teadlaste juhtimisel, õppides esijoones matemaatikat, keemiat ja filosoofiat ning külastades paljusid tööstusi. Kodumaale tuli Lomonossov juba küpse teadlasena, tõusnud toleaegse teaduse tippudeni.

Peterburi Teaduste Akadeemias võeti noor teadlane vastu ebasõbralikult. Akadeemiat juhtisid tol ajal välismaalased (sakslased), kelle hulgas polnud silmapaistvaid teadlasi ja kes põlglikult suhtusid nooresse «madalast» seisusest vene teadusmehesse.

Akadeemia professorina tuli Lomonossovil kogu aeg pidada pinevat võitlust sakslaste võimutsemisega Akadeemias.

Lomonossov arendas väga viljarikast tegevust mitmesuguste teaduste ja kunsti alal.

Keemias jõudis ta omaaegsetest teadlastest kümnete aastate võrra ette. Ta hindas kõrgelt teooria juhtivat osa teaduses.

Lomonossov leidis, et aine omaduste mõistmiseks ja keemiliste reaktsioonide tulemuste ettenägemiseks on vaja tunda aine ehitust ja ainet moodustavate osakeste (aatomite ja molekulide) omadusi.

Hinnates väga kõrgelt keemiliste katsete tähtsust, nägi Lomonossov palju vaeva keemia-laboratooriumi ehitamisega,

kus korraldati teaduslikke uurimisi ja praktilist õppetööd. Lomonossovi asutatud laboratoorium oli esimeseks õppe-laboratooriumiks maailmas.

Lomonossovi teaduslik tegevus oli tihedalt seotud praktilise elu ülesannete lahendamisega. Palju töötas ta värviliste klaaside valmistamise alal, koostas käsiraamatu maakide saamise ja neist metallide väljasulatamise kohta.

Väga edukalt töötas Lomonossov ka teiste teaduste alal, tehes rea tähtsaid avastusi ja olles ikka ees oma kaasaegseist euroopa teadlastest.

Tema algatusel avati a. 1755 Moskvas esimene vene ülikool.

Lomonossov oli esimeseks vene professoriks ja akadeemikuks.

Puškin nimetas Lomonossovit ennast tema mitmekülgse teadusliku tegevuse pärast esimeseks vene ülikooliks.

Selle tähelepanuväärse inimese kogu elu sihiks oli teha kõik võimalik kodumaa hüveks.

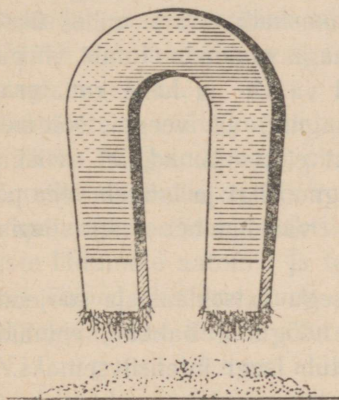
Kõigi vahenditega püüdis ta värvata teaduslikule tööle andekaid vene inimesi.

Lomonossovi elulugu näitab, kui suurte raskustega tuli tsaariaegsel Venemaal võidelda lihtsal tööinimesel hariduse omandamiseks. Ühtlasi õpime tema eluloost, kuidas kindel tahtmine aitab ka raskeimates oludes eesmärgile jõuda. Nõukogude Liidus soodustatakse andekate noorte õppimist igati ja luuakse neile hariduse omandamiseks parimad tingimused.

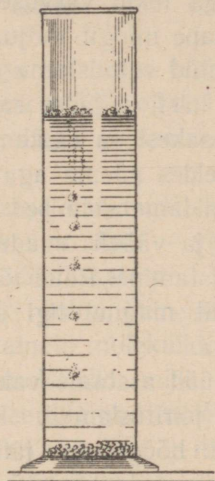
Nõukogude rahvas austab sügavalt selle suure vene teadlase mälestust. Tema nimi on antud Liidu parimale kõrgemale õppeasutisele — Lenini ordeni kandjale Moskva Riiklikule Ülikoolile. On asutatud Lomonossovi-nimelised preemiad parimate teaduslike tööde eest keemias.

4. Ühinemisreaktsioon.

Vaatleme nüüd niisugust keemilist nähtust, mille tulemusel kahe aine ühinemisel saadakse uus aine. Näitena käsitleme raua reageerimist väävliga ning ühtlasi võrdleme ka keemilist reaktsiooni mehaanilise segamisega.



Joon. 14. Magneti abil saame rauapuru väävlipulbrit eraldada.



Joon. 15. Väävlipulber jääb veepinnale ujuma, rauapuru vajub põhja.

Katseks võtame peenikest rauapuru ja pulbrilist väävlit. Kõigepealt tutvume raua ja väävli omadustega. Nad erinevad teineteisest tunduvalt. Väävel on värvuselt kollakas, raud aga hallikas; magnet tõmbab rauapuru ligi, väävlit aga mitte (joon. 14). Puistame veidi rauapuru ja väävlipulbrit veeklaasi: raud vajub põhja, väävel ujub aga veepinnal (joon. 15). Kuigi väävli erikaal on vee omast

suurem, ujuvad pulbrilise väävli osakesed veepinnal, mis on tingitud sellest, et peenikesed väävliterad ei märgu vees ja jäävad selle pinnale, nagu ujus veepinnal õliga võitnud terasnõel.

Puistame veidi väävlit ja rauapulbrit eraldi katseklaasidesse ja valame neisse soolhapet: soolhappe reageerimisel rauaga tekib värvusetu ja lõhnatu gaas; väävlile ei avalda soolhape mingit mõju.

Nüüd valmistame mõlemaist katseaineist mehaanilise segu. Neid hästi segades saame kollakashalli pulbri, milles üksikuid aineosakesi on raske palja silmaga eraldada. Luubi all pulbrit vaadeldes näeme aga kollakaid väävli- ja halle rauaterakesi. Korraldame eelmised katsed magneti ja veega. Näeme, et raua ja väävli omadused sellest ei muutunud, et neist segu valmistamine. Raud tõmbub magneti ligi ja langeb vees põhja; väävlit magnet ligi ei tõmba; väävlipulber jääb veepinnale ujuma.

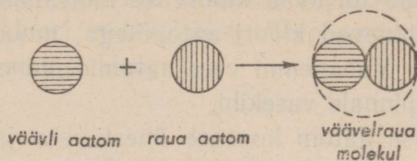
Nüüd asetame valmistatud segu katseklaasi ja soojendame seda piirituslambil. Kui segu hõõguma hakkab, eemaldame lambi: hõõgumine jätkub, muutub isegi intensiivsemaks. Tähendab reaktsiooni puhul eraldub soojust.

Kui katseklaas on jahtunud, lööme ta katki ja uurime saadud ainet lähemalt. Pulbriline segu on muutunud ühtlaseks kõvaks massiks, millel pole sarnasust ei väävli ega rauaga. Ka luubi abil ei näe me ei raua- ega väävliterakesi. Magnet ei tõmba saadud ainet ligi, vees langeb ta põhja. Happe toimel ainesse eraldub temast mädamuna-lõhnaga gaasi.

Väävli ja raua asemel saime uute omadustega aine —
v ä ä v e l r a u a.

Atomistlik-molekulaarse teooria valgusel toimus selle reaktsiooni puhul väävli aatomite ühinemine raua aatomitega ja tekkisid väävelraua molekulid.

Väävli ja raua ühinemise reaktsiooni võime kujutada järgmise skeemiga:



Kui segada väävlipulbrit tsingipulbriga ja segu tugevasti soojendada, saame reaktsiooni tulemusena vääveltsingi.

Väävli aatomid ühinevad tsingi aatomitega ja saame vääveltsingi molekulid.

Kui asetada väävliaurudes soojendatud vasktraat, kattub see läikiva kihiga. Traadi pinnal tekkis uus aine — väävelvask, mille molekulis on üks vase ja üks väävli aatom.

Vaatlesime selliseid reaktsioone, mille puhul ühinesid erisuguste lihtainete aatomid ja tekkisid lihtainete molekulid. Kuid võivad ühineda ka erisuguste lihtainete molekulid, mille tagajärjel tekivad uue lihtaine suuremad ja keerukamad molekulid.

Niisugust keemilist reaktsiooni, mille puhul kaks või enam ainet ühinevad uueks aineks, nimetatakse **ühinemisreaktsiooniks** ehk ühinemiseks.

5. Vahetus- ehk asendusreaktsioon.

Keemiliste reaktsioonide puhul võivad aatomid mitte ainult ühineda omavahel, vaid ka asendada üksteist lihtainetes.

Asendusreaktsiooni näiteks võib olla raua ja kloorvase vastastikune toime.

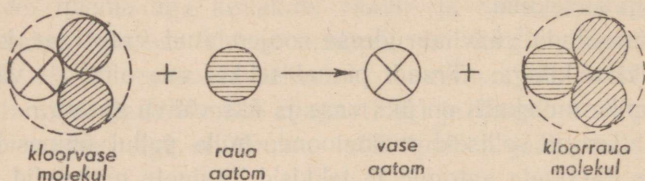
Korraldame järgmise katse. Kloorvase sinakasse lahusesse asetame mõneks sekundiks roostest puhta raudnaela või noatera. Raud kattub kiiresti punaka vasekihiga.

Atomistlik-molekulaarse teooria põhjal toimub see keemiline reaktsioon järgmiselt.

Raua aatomid tõrjuvad kloorvase molekulidest vase aatomid välja ja ühinevad kloori aatomitega, moodustades kloorraua molekulid. Vabanenud vase aatomid ühinevad omavahel, tekitades raua pinnale vasekihi.

Iga kloorvase aatom koosneb ühest vase ja kahest kloori aatomist. Kloorraua molekulis on üks raua ja kaks kloori aatomit.

Raua ja kloorvase vastastikust toimet võib kujutada järgmise skeemiga:



Kui raua asemel asetada lahusesse tsingitükk, toimub analoogiline reaktsioon: tsink asendab vase.

Keemilist reaktsiooni, mille puhul ühe lihtaine aatomid asendavad teise lihtaine aatomeid lihtaine molekulides, nimetatakse **asendusreaktsiooniks**.

Tutvustame kolme liiki reaktsiooniga: lagunemis-, ühinemis- ja asendusreaktsiooniga.

Atomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt sisaldavad kõigi keemiliste reaktsioonide puhul tekkivad ained samu aatomeid, millest koosnesid lähteained.

Kuidas seletada nähtust, et samade aatomite ümbergrupeerumisel tekivad uued ained?

Põhjuseks on see, et molekulide moodustumisel ei segune aatomid juhuslikult, vaid asetuvad korrapäraselt ja mõjutavad

vastastikku üksteist. Nii on kloorvase molekulis kaks kloori aatomit ühinenud ühe vase aatomiga. Kõik kolm aatomit moodustavad ühe kloorvase molekuli, mis erineb nii vase aatomitest kui ka kloori molekulidest. Seepärast erineb ka kloorvask järsult vasest ja kloorist.

6. Aatomkaal.

Nüüdisaja teaduse areng võimaldab määrata aatomi suurust ja kaalu. Kui väljendada aatomi kaalu grammides, saame niisugused arvud, millede kujutlemiseks inimene pole võimeline ja mida on raske meeles pidada. Seepärast on võetud tarvitusele aatomkaalu avaldamiseks suhteline aatomkaalu ühik, mis võrdub $\frac{1}{16}$ -g a hapniku aatomkaalust. See nn. «hapnikühik» on tarvitusel rahvusvaheliselt.

Kõige kergemaks aatomiks on vesiniku aatom. Tema kaal võrdub 1,008 hapnikühikuga.

Praktikas võetakse enamikul juhtudel vesiniku aatomkaaluks 1.

Sama hapnikühikut kasutatakse ka molekulkaalude avaldamiseks. Nii on hapniku molekulkaal 32 hapnikühikut, vee molekulkaal — 18 hapnikühikut.

Aatom- ja molekulkaalude märkimisel harilikult ei kirjutata nimetust «hapnikühik». Kirjutatakse ja kõneldakse lühidalt: «Väävli aatomkaal on 32, raua aatomkaal — 56, hapniku molekulkaal on 32, vee molekulkaal — 18».

Kuid tuleb meeles pidada, et aatomkaal on aine aatomi kaal avaldatud kokkulepitud hapnikühikutes, molekulkaal — aine molekuli kaal samades hapnikühikutes.

Esimesena määras mõnede keemiliste elementide aatomkaalud inglise õpetlane Dalton.



Dalton

Kuigi tema arvutused polnud väga täpsed, oli neil suur teaduslik tähtsus, sest nad näitasid aatomkaalu kindlakstegemise võimalust.

Mõned Daltoni kaasaegsed teadlased said hinnatavaid tulemusi aatomkaalu määramisel: mõnede elementide aatomkaalud, mis nende poolt kindlaks tehti, on väga lähedased nüüdisaja teaduse omadele.

Tänu Daltoni töödele arenes atomistlik-molekulaarne teooria ja omandas keemias suure tähtsuse.

7. Keemilised elemendid.

Nähtamatud vase aatomid moodustavad ilusa, punakas-kollaka läikega vase kristallid. Mitte vähem ilusad on rohekas-sinise kloorvase kristallid, mis kuidagi ei sarnane vasega. Ja siiski sisalduvad selle liitaine molekulides vase aatomid. Selles veendusime jälgides kloorvase ja raua vahel toimuvat asendusreaktsiooni.

Niihästi vaskhapend kui ka väävelvask sisaldavad vase aatomeid.

Süsihappegaas, elavhõbehapend, vesi, vaskhapend erinevad üksteisest nii väliselt kui ka keemiliste omaduste poolest. Ja ometi kuuluvad kõigi nende ainete molekulide koostisse ühe ja sama elemendi — hapniku aatomid.

Sama tuleb öelda ka väävli aatomitest: neist moodustub kollase värvusega lihtaine — väävel, nad kuuluvad väävelvase, vääveltsingi, väävelraua ja paljude teiste ainete molekulide koostisse. Kõigis neis aineis jäävad nad ikka väävli aatomiteks neid iseloomustava aatomkaalu ja teiste omadustega.

Ühte ning sama liiki aatomid moodustavad keemilise **elemendi**. Elemendi väikseim osake on aatom.

Elemendid on: hapnik, raud, väävel, elavhõbe, tsink, vask jt.

Lihtained koosnevad keemiliselt ühesugustest aatomitest ehk, teiste sõnadega, ühest elemendist. Liitainete koostisse kuuluvad mitme elemendi aatomid.

Praegu tuntakse 96 elementi.

Nende aatomite mitmekesisel ühinemisel tekib loendamatu arv mitmesuguseid liitaineid.

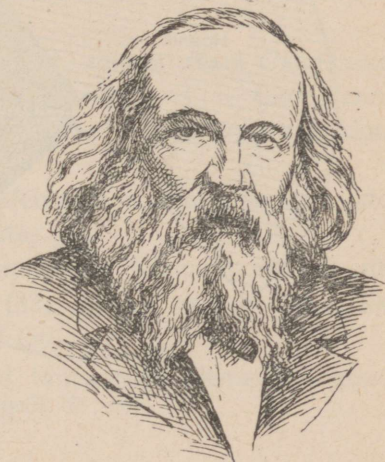
Tähelepanu väärib, et $\frac{1}{3}$ elementidest avastati viimase 80 aasta jooksul. Keemia sellise kiire arenemise eest võlgneb inimkond tänu esijoones vene teadlasele D. I. Mendelejevile.

Tema poolt avastatud elementide seaduspärasuse alusel koostas Mendelejev elementide süsteemi, mille põhjal ta ennustas tol ajal veel avastamata elementide olemasolu ja isegi kirjeldas nende omadusi.

Veel Mendelejevi eluajal avastati kolm tema poolt ennustatud elementi. Mendele-

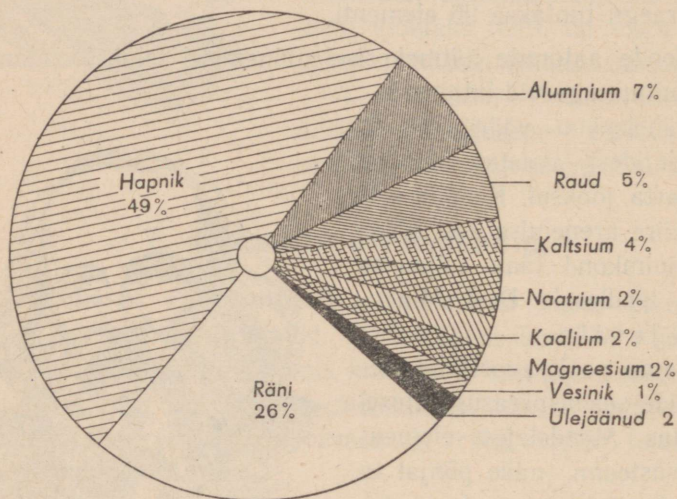
jevi süsteemi kasutavad keemikud-uurijad ka praegu. See süsteem on ka keskkooli vanemate klasside keemia-kursuse aluseks.

Elemente on kaks suurt rühma: metallid ja mittemetallid ehk metalloidid.



D. Mendelejev.

Metallid on harilikul temperatuuril tahked kristallilised kehad. Erandiks on elavhõbe, mis harilikel tingimustel esineb vedelikuna. Metallidel on omapärane metalline läige, mille järgi neid saab eraldada teistest ainetest. Nad on head soojuse- ja elektri juhid. Enamik neist on sepistatavad ja venitatavad. Metallidest saab valmistada sulameid.



Joon. 16. Elemendid looduses.

Mittemetallid on tahked, vedelad ja gaasilised. Tahked mittemetallid on harilikult läiketa, haprad, juhivad halvasti elektrit ja soojust.

Kuigi keemias nüüdisajal tuntud elementide üldarv on 96, esineb ainult väike osa neist looduses suuremal hulgal.

Diagramm (joon. 16) näitab tähtsamate elementide esinemist looduses.

8. Keemilised märgid ja valemid.

Tänapäevani on uuritud üle miljoni üksiku aine koostis ja omadused.

Selles määratu suures ainete hulgas oleks keemiaõppijal raske orienteeruda, kui selles teaduses puuduks süsteem ja üks tähtis leiutis, mis meenutab aabitsat. Selle leiutise aluseks oli atomistlik-molekulaarne teooria. Lähtudes elementide väikesest arvust lepitati kokku märkida igat aatomite liiki ehk elementi eri sümboli abil. Selleks on harilikult elemendi ladinakeelse nimetuse esimene täht. Kui kahe või mitme elemendi nimetused algavad sama tähega, siis märgitakse üks neist (või teised) kahe tähega.

Nii märgitakse hapnik tähega O, mis on sõna *Oxygénium* algtäheks, väävel — S — *Sulfur*, süsinik — C — *Carboneum*, raud — Fe — *Ferrum*, elavhõbe — Hg — *Hydrargyrum*, kloor — Cl — *Chlorum*.

Valemis esinedes tähendab elemendi sümbol elemendi aatomit ja aatomkaalu hapnikühikutes.

Seega tähistab täht S aatomite liiki (element väävel), üht väävli aatomit ja aatomkaalu (32). Fe — element raud, üks raua aatom ja raua aatomkaal (56).

Järgnevas tabelis on antud tähtsamate elementide nimetused, sümbolid ja aatomkaalud.

Tähtsamate elementide nimetused, märgid ja aatomkaalud.

Element	Ladinakeelne nimetus	Keemiline märk	Aatomkaal
Hõbe	Argéntum	Ag	107,9
Alumiinium	Aluminium	Al	27,0
Kuld	Aurum	Au	197,2

Element	Ladinakeelne nimetus	Keemiline märk	Aatomkaal
Baarium	Barium	Ba	137,4
Broom	Bromum	Br	79,9
Süsinik	Carbóneum	C	12,0
Kaltsium	Calcium	Ca	40,1
Kloor	Chlorum	Cl	35,5
Vask	Cuprum	Cü	63,5
Raud	Ferrum	Fe	55,9
Vesinik	Hydrogénium	H	1,008
Elavhõbe	Hydrárgyrum	Hg	200,6
Jood	Jodum	J	126,9
Kaalium	Kalium	K	39,1
Magneesium	Magnésium	Mg	24,3
Mangaan	Mangánium	Mn	54,9
Naatrium	Natrium	Na	23,0
Lämmastik	Nitrogénium	N	14,0
Hapnik	Oxygénium	O	16,0
Fosfor	Phosphorus	P	31,0
Seatina ehk plii	Plumbum	Pb	207,2
Väävel	Sulfur	S	32,1
Räni	Silicium	Si	28,1
Tina	Stannum	Sn	118,7
Uraan	Uránium	U	238,1
Tsink	Zincum	Zn	65,4

Keemiliste elementide märkide abil on kerge kirjutada ühendi keemilist valemit, mis avaldab selle molekuli koostist.

Selleks on vaja teada, missuguste elementide aatomid ja missugusel hulgal kuuluvad molekuli koostisse.

Elavhõbeahapi molekul koosneb ühest elavhõbeda ja

ühedst hapniku aatomist; seega on tema keemiline valem HgO (loetakse: hüdrargirum — O).

Väävelraua molekul, mis sisaldab ühe raua ja ühe väävliaatomi, tähistatakse valemiga FeS (loetakse: ferrum — S).

Kui mingi aine molekulis esineb mitu sama elemendi aatomit, siis kirjutatakse vastava elemendi keemilisest märgist paremale allapoole tema aatomite arv molekulis.

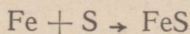
Süsihappegaasi molekul koosneb ühest süsiniku ja kahest hapniku aatomist; seega on tema keemiline valem CO_2 (loetakse: C-O kaks).

Vee molekul sisaldab kaks aatomit vesinikku ja ühe aatomi hapnikku; seega on tema keemiline valem H_2O (loetakse: ha kaks — O).

Mitme molekuli või aatomi märkimiseks kirjutatakse valemite ette vastav koefitsient. Nii tähistab 2 FeS kaht väävelraua molekuli, 2 Hg — kaht elavhõbeda aatomit (ühtlasi ka molekuli).

Valemi abil saab lühendatult märkida, millised elemendid võtavad osa reaktsioonist ja millised saadakse selle tulemusena.

Väävlia ja raua ühinemise reaktsiooni saab märkida järgmiselt:



ehk võrrandina: $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$.

Noolest vasakule poole kirjutatakse reaktsiooni lähteainete keemilised märgid, ühendatud pluss (+) märgiga, ja paremale poole reaktsiooniproductide keemiline valem või valemid, ühendatud omavahel plussmärkidega. Mõlemad pooled ühendatakse noolega või võrdsusmärgiga.

Valemit lugedes nimetatakse elemente tavaliselt nende ladinakeelsete nimetustega, välja arvatud mõned üksikud,

mida tähistatakse nimetuse algtähega. Nii loetakse hapnik — O, süsinik — C, vesinik — H, lämmastik — N, fosfor — P, väävel — S.

Küsimusi kordamiseks.

1. Missuguseid nähtusi nimetatakse lagunemisreaktsioonideks?
 2. Tooge lagunemisreaktsioonide näiteid!
 3. Mida nimetatakse aatomiks?
 4. Mis on aatomkaal?
 5. Mis on molekulkaal?
 6. Nimetage aatom- ja molekulkaalu ühik!
 7. Mis on molekul?
 8. Missuguseid reaktsioone nimetatakse ühinemisreaktsioonideks?
 9. Missuguseid reaktsioone nimetatakse asendusreaktsioonideks?
 10. Mis on keemiline element?
 11. Missuguseid aineid nimetatakse lihtaineteks?
 12. Missuguseid aineid nimetatakse liitaineteks?
 13. Nimetada looduses sagedamini esinevaid elemente.
 14. Mille poolest erinevad metallid mitmetallidest?
 15. Mida näitab keemilise elemendi sümbol?
 16. Mida näitab keemiline valem?
 17. Mida näitab keemilise elemendi määrgist paremal pool all olev arv?
 18. Mida näitab keemilise märgi või valemi ees seisev arv?
 19. Kirjutada: a) kaks hapniku aatomit, b) kaks hapniku molekuli, c) kolm elavhõbeühendi molekuli, d) kaks väävelraua molekuli.
-

III PEATÜKK.

HAPNIK. ÕHK.

<i>Keemiline märk</i> O	<i>Aatomkaal</i>	16
<i>Molekuli valem</i> O ₂	<i>Molekulkaal</i>	32

1. Hapniku omadusi.

Hapnik avastati alles võrdlemisi hiljuti. Sellel avastusel oli väga suur tähtsus loodusteaduste arengus.

Missugused on hapniku tähtsamad omadused?

Harilikel tingimustel on hapnik õhust veidi raskem, värvu-
seta ja lõhnata gaas.

Väga tugeva rõhumise all muutub hapnik helesiniseks vede-
likuks, mis keeb väga madalal temperatuuril (-183°).

Ühes liitris vees lahustub 20°C ja normaalse õhurõhumise
juures 30 cm^3 hapnikku.

Hapniku keemiliste omadustega tutvumiseks vaatleme
mõningaid reaktsioone, mille puhul hapnik ühineb teiste ele-
mentidega.

Paneme hapnikuga täidetud laia kaelaga pudelisse raud-
lusikakesel natuke punase fosfori pulbrit (joon. 17). Harilikul
temperatuuril pole märgata mingeid ainete muudatusi. Kui
aga fosfor enne põlema süüdata ja siis pudelisse viia, põleb
ta seal pimestava leegiga, mis on palju heledam kui fosfori



Joon. 17.
Fosfori põlemine hapnikus.



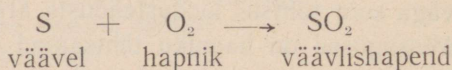
Joon. 18.
Terase põlemine hapnikus.

põlemisel õhus. Pudeli täitub valge suitsuga ja mõne aja pärast sadestub pudeli seintele ning põhja valge tahke aine, mida nimetatakse fosforhappe anhüdriidiks ja märgitakse valemiga P_2O_5 (p — kaks — o — viis).

Fosforhappe anhüdriid (üks fosfori hapendeid) tekkis fosfori ja hapniku ühinemisel. Selle ühinemisreaktsiooni puhul eraldub palju soojust.

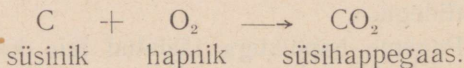
Korraldame samasuguse katse väävli põlemisega hapnikus. Väävel põleb heleda sinakas-lilla leegiga. Põlemisproduktiks on terava lõhnaga lämmatav gaas — väävlis-hapend.

Väävlis-hapendi valem on SO_2 . Väävli ja hapniku ühinemise reaktsiooni saame kujutada nii:



Väävli ja hapniku ühinemise reaktsioonil eraldub palju soojust.

Hapnikuga täidetud nõusse paigutatud hõõguv süsi lööb heledalt hõõguma ja põleb leegita. Põlemisproduktiks on süsi-happegaas. Reaktsiooni kirjutame järgmiselt:



Hapnikus põlevad ka niisugused ained, mida harilikult loeme mittepõlevaiks, näiteks terastraat (joon. 18). Katseks kee-

rame peenikesest terastraadist spiraali, mille otsa kinnitame tükikese sütt. Ajame söetükikese piirituslambil hõõguma ja pistame spiraali koos söega suuremasse hapnikuga täidetud klaaspudelisse. Süsi lööb otsekohe lõkkele ja süütab ka traadi, mis põledes pillub ümberringi heledaid sädemeid. Kui hapnik on ära tarvitatud, lakkab põlemine. Pudeli seintel on näha tumedaid raua hapendi plekikesi. Raud ühineb põledes hapnikuga ja tekib üks raua hapenditest Fe_3O_4 (ferrum — kolm — o — neli).

Hapnik võib ühineda ka paljude teiste elementidega. Enamasti toimub selle ühinemisreaktsiooni puhul soojuse eraldumine.

Hapniku tähtsamaks omaduseks ongi tema intensiivne ühinemine paljude teiste keemiliste elementidega.

Eespool vaadeldud hapniku ühinemise produktid teiste ainetega sisaldavad kahte elementi: P_2O_5 — fosforit ja hapnikku, SO_2 — väävlit ja hapnikku, Fe_3O_4 — rauda ja hapnikku. Neid ühendeid nimetatakse hapenditeks ehk oksüüdideks.

Liitaineid, mis koosnevad kahest elementist, milledest üks on hapnik, nimetatakse **hapenditeks** ehk **oksüüdideks**.

Hapniku ühinemist mõne ainega nimetatakse **hapendumiseks** ehk **oksüdeerumiseks**.

Need reaktsioonid esinevad looduses väga sageli ja neid kasutatakse laiaulatuslikult mitmesugustes tööstustes.

2. Hapnik looduses.

Nõukogude teadlase Fersmani arvamisel on Maakera koostises kaalu järgi 28% hapnikku. Peamiselt esineb ta Maa koore välistes kihtides. Üldkokkuvõttes sisaldab maakera koor, atmosfäär ja vesi 49% hapnikku (vaata joon. 16). Õhk sisaldab teda vabas olekus, vees leidub teda lahustunud olekus ja peale selle kuulub ta paljude liitainete koostisse.

Ohuhapnikul on määratu suur tähtsus loomade ja taimede elus.

Sissehingatava hapniku kannab veri kõigisse looma kehasadesse, kus ta ühineb orgaaniliste ainetega. Ühinemisreaktsioonide puhul tekkiv soojus hoiab ühel tasemel püsisoojaste kehatemperatuuri; selle soojuse arvel toimub organismide elutegevus: liikumine, seedimine ja teised protsessid.

Ka taimed hingavad hapnikku ja nende organismis toimub hapendumine.

Ohuhapnik võtab osa ka mullas toimuvatest hapendumisprotsessidest ja aitab seega kaasa maa viljakuse tõstmiseks.

Palju hapnikku on lahustunud jõgede, merede, ookeanide vees.

Juhtides vett läbi lõpuste, kasutavad kalad hingamiseks selles sisalduvat hapnikku, mis aktiivselt võtab osa nende loomade kehas toimuvatest reaktsioonidest.

Veel rohkem hapnikku leidub ühenduses teiste elementidega: vees on kaalu järgi 90% hapnikku. Ränihapend (SiO_2), mis on liiva peamiseks koostisosaks, sisaldab üle 50% hapnikku. Savi, paljud raua ja alumiiniumi maagid sisaldavad hapnikku. Loomade ja taimede rakukesed koosnevad aineist, mis sisaldavad samuti hapnikku (tähtlis, tselluloos, valgud).

3. Hapniku saamine.

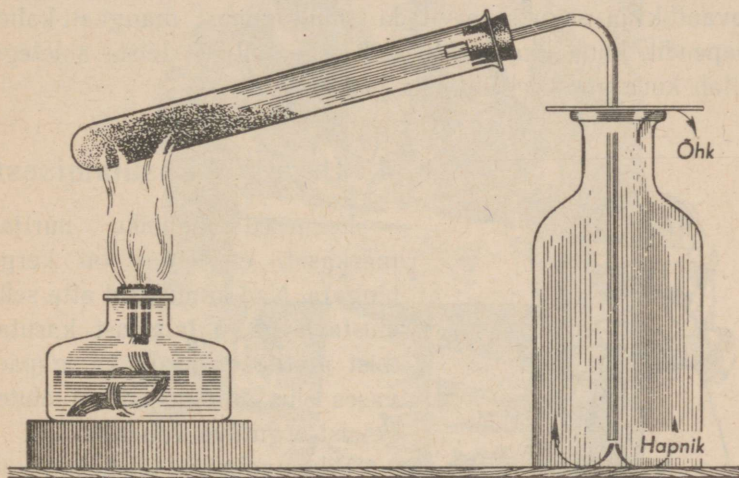
Õppeülesanneteks saadakse hapnikku enamasti kaaliumkloriidi ehk bertolee soola (KClO_3) või permangaanhapu kaaliumi (KMnO_4) lagunemisel.

Nende ainete soojendamisel eraldub hapnikku:

Puhas bertolee sool lagundub aeglaselt. Kui aga temale lisandada mangaan-kahelishapendit (MnO_2), muutub reaktsioon intensiivsemaks. Tähelepanu väärib, et mangaan-kahelishapend ei võta reaktsioonist osa: sama hulk, mis oli teda algul, jääb ka pärast reaktsiooni lõppu.

Aineid, mis muudavad reaktsiooni kiirust ning millede keemiline koostis ja esialgne hulk ei muutu reaktsiooni kestel, nimetatakse **katalüsaatoriteks**.

Katalüsaatoreid kasutatakse väga sageli laboratooriumides ja keemiatööstuses.



Joon. 19. Hapniku saamine bertolee soola kuumutamisel.

Hapniku saamiseks vähestes hulkades kasutatakse joon. 19 kujutatud seadist.

Võtame umbes 10 g bertolee soola, segame seda mangaan-kahelishapendiga ja asetame segu suuremasse katseklaasi. Selle suleme korgiga, mida läbib klaastoru. Kuumutamisel eraldub kaaliumkloraadist hapnikku, mida toru kaudu juhime veega täidetud kummulikeeratud katseklaasidesse või pudelitesse. Et hapnik on õhust raskem, saab teda koguda ka otsekohe klaassilindrisse, juhtides toru otsa selle põhja: hapnik

tõrjub õhu välja ja täidab ise tema ruumi. Et jõuda selgusele, kui palju on kogunenud silindrisse hapnikku, pistame sinna hõõguva pirru, mis lööb lökkele sellel kohal, kuhu on juba jõudnud hapnik.

Tööstuslikeks otstarveteks saadakse hapnikku suurel hulgal veest ja õhust.

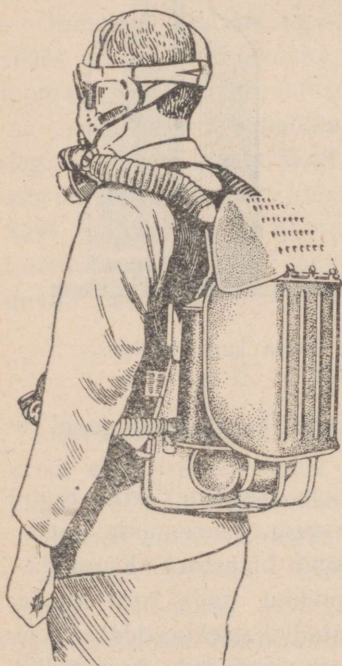
Hapniku saamisel bertolee soolast tuleb olla äärmiselt ettevaatlik ja seguks tarvitada ainult puhast mangaan-kaelishapendit, kuna kaaliumklooraadi segu paljude teiste ainetega tekitab kuumutamisel ohtlikke plahvatusi.

4. Hapniku kasutamisest.

Esimesed hapniku uurijad märkasid, et temas on kerge hingata. Nad kuulutasid ette selle elustava gaasi laialdast kasutamist arstiteaduses ja ka igapäevases elus inimorganismi elutegevust ergutava vahendina.

Pikemaajalised tähelepanekud aga näitasid, et puhta hapniku pidev sissehingamine võib kutsuda esile haigusnähtusi ja isegi surma, sest inimorganism pole kohanenud eluks puhtas hapnikus.

Praegu kasutatakse puhast hapnikku sissehingamiseks vaid üksikjuhtumel: nii lastakse raskeid tuberkuloosihaigeid hingata puhast hapnikku väikeste annustena.



Joon. 20. Hapniku-aparaat.



Joon. 21. Autogeenkeevitamine.

Hapniku tagavara võtavad kaasa lendurid, kes tõusevad suurtesse kõrgustesse, kus õhk on hõre ega sisalda küllaldaselt hingamiseks vajalikku hapnikku. Nii lendurid kui tuletõrjujad ning kõrgmägede päästesalgad kasutavad erilisi hapnikuaparaate (joon. 20), kuhu tagavaraballoonidest juhitakse hapnikku, mis seguneb aparaadis oleva õhuga. Selle tagajärjel on aparaadis kogu aeg hingamiseks vajaliku koostisega õhk.

Tööstustes saadavat hapnikku kasutatakse peamiselt kõrgete temperatuuride saamiseks.

Nii tarvitatakse hapniku ja atsetüleengaasi segu metallide keevitamiseks ja lõikamiseks. Atsetüleen on vesiniku ja süsiniku ühend. Puhtas hapnikus põledes annab ta kuni 3000-kraadilise kuumuse. Keevitamisel kasutatakse erilist põletit, milles hapnik seguneb atsetüleeniga. Niisugust keevitamist nimetatakse autogeenkeevitamiseks (joon. 21 ja 22).



Joon. 22. Autogeenkeevitamisel kasutatav põletit.

Vedel hapnik leiab kasutamist lõhkeainete valmistamisel.

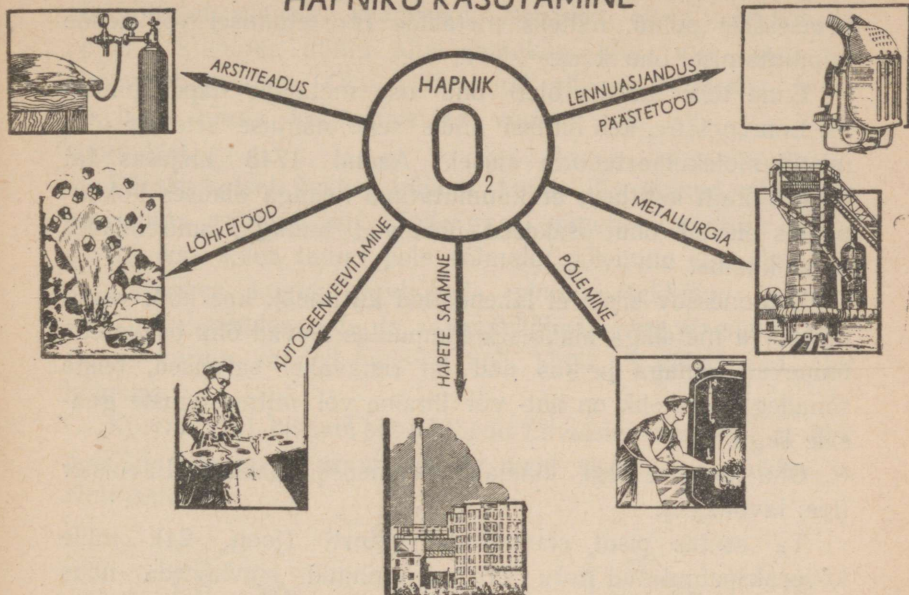
Erilised padrunid täidetakse peenestatud puiduga (puitjahuga) või muude peenestatud põlevate ainetega, mis on läbi immutatud vedela hapnikuga.

Saadud segu süttimisel toimub põlemine äärmiselt kiiresti, tekib väga palju kõrge temperatuurini soojenenud gaase, millele surve võivad puruneda kaljud ja lennata õhku suured hulgad pinnast. Seda lõhkeainet kasutatakse paisude, kanalite ja tunnelite ehitamisel.

Viimasel ajal on hakatud lisandama hapnikku õhule, et tõsta temperatuuri malmi- ja terasesulatamisahjudes.

Tuleb märkida, et hapnik toob inimesele mitte ainult kasu, vaid ka kahju: hapnikus oksüdeeruvad ja riknevad metalltooted. Eriti palju läheb kaduma rauda roostetumise tagajärjel, millest aktiivselt võtab osa hapnik.

HAPNIKU KASUTAMINE



Joon. 23. Hapniku kasutamine.

Nüüdisaja teadus lahendab mitte ainult küsimusi, kuidas saada ja paremini ära kasutada hapnikku, vaid ka seda, kuidas kaitsta esemeid hapniku keemilise toime vastu.

ÕHK.

1. Õhu koostis.

Vaatamata sellele, et inimene elab õhumere põhjas, õppis ta end ümbritsevat õhku märksa hiljem tundma kui teisi aineid.

Põhjuseks on asjaolu, et õhk pole nähtav, tal ei ole lõhna ega maitset. Tema osavõttu keemilistest reaktsioonidest on raske märgata.

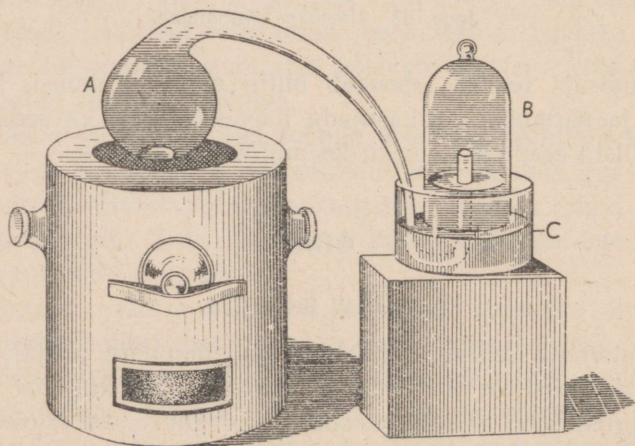
Seepärast ei tuntud kaua aega õhu osa mõnede tähtsate protsesside puhul, näiteks metallide roostetumisel või nende kuumutamisel õhu käes.

Enne teisi mõistis õieti õhu osa metallide hapendumisel M. Lomonossov, kes ühtlasi andis selle nähtuse seletuse atomistlik-molekulaarteooria alusel. Aastal 1748 kirjutas ta: «pole mingit kahtlust, et kuumutatava kehaga alalises kokkupuutes olevad õhu osakesed ühinevad temaga, suurendades tema kaalu».

Lomonossov siiski ei lahendanud küsimust, kas kõik «kuumutatava metalliga alalises kokkupuutes olevad õhu osakesed» ühinevad temaga ja kas nad on omavahel sarnased, teiste sõnadega, kas õhk on liht- või liitaine või mitmesuguste gaaside segu.

Õhu koostise tegi kindlaks prantsuse teadlane Lavoisier (loe: lavuasjee).

Ta asetaski pisut elavhõbedat retorti (joon. 24), mille kõverakspainutatud toru ots oli juhitud elavhõbedanaõus



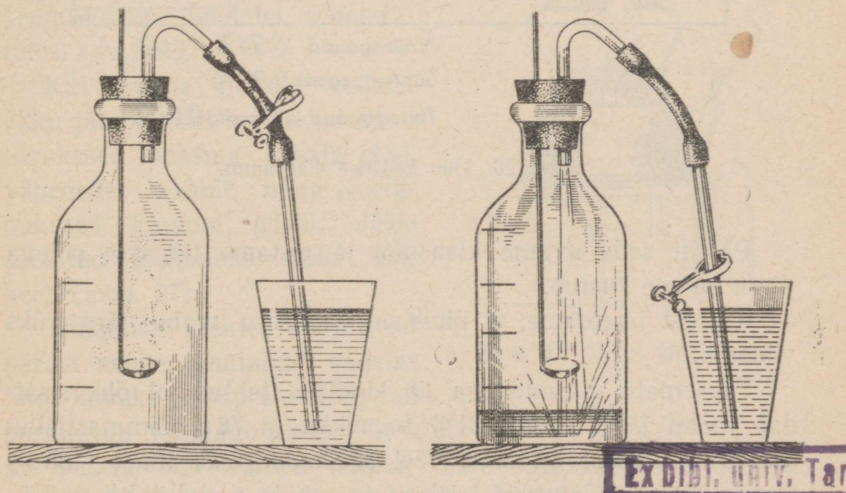
Joön. 24. Seadis, mille abil Lavoisier uuris õhu koostist.

oleva klaaskupli alla. 12 päeva jooksul soojendas Lavoisier elavhõbedat peaaegu keemiseni. Retordis oleva elavhõbeda pinnale kogunes mingi aine punakas kiht, mis sarnanes elavhõbehapendiga. Õhu hulk kupli all aga vähenes, kuna elavhõbe tõusis kõrgemale ja võttis enda alla $\frac{1}{5}$ kupli ruumalast.

Pärast katset kustus küünal kupli alla jäänud gaasis ja suri sinna asetatud hiir. Selle gaasi nimetas Lavoisier «lämmastikuks», kuna temas pole võimalik põlemine ega elu.

Lavoisier kogus elavhõbeda pinnale tekkinud punaka pulbri, kuumendas seda ja sai elavhõbeda ning hapniku. Seejuures võrdus saadud hapniku hulk kupli all vähenenud õhu hulga.

Korraldatud katsete põhjal jõudis Lavoisier otsusele, et õhk pole lihtaine, nagu arvati varem, vaid sisaldab hapnikku ja lämmastikku.



Joon. 25. Fosfori põlemine õhuga täidetud klaasnõus.

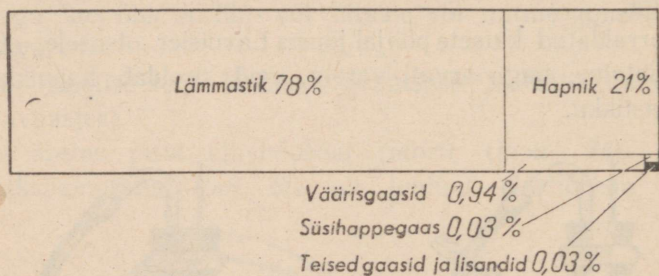
a) Fosfor põleb, toru on suletud;

b) põlemine on lõppenud, toru on avatud.

Tundes hapniku omadusi saame kindlaks teha, missuguse osa õhust ta moodustab. Selleks korraldame järgmise katse (joon. 25).

Paigutame raudlusikakesse natuke fosforit, süütame ta põlema ja viime kiiresti klaasnõusse, mille tihedalt suleme korgiga. Klaasnõu täitub valge suitsuga nagu fosfori põlemisel hapnikus: tekib fosforhappe anhüdriid P_2O_5 .

Kui põlemine on lõppenud ja klaasnõu jahtunud, juhime vooliku veeklaasi ja avame klambri. Vesi voolab otsekohe toru mööda klaasnõusse ja täidab ühe viiendiku tema mahust, seega hapniku poolt enne põlemist täidetud ruumala.



Joon. 26. Õhu koostise diagramm.

Pärast seda avame klaasnõu ja pistame temasse põleva pirru — see kustub.

Katsest järeldame, et õhus on hapnikku mahu järgi üks viiendik.

Täpsemate uurimustega on kindlaks tehtud, et õhk sisaldab mahu järgi umbes 21% hapnikku ja 78% lämmastikku. Vähemal määral on õhus veel süsihappegaasi (kuni 0,03%) (joon. 26) ja mõningaid teisi gaase, mida nimetatakse väärisgaasideks, sest nad ei anna keemilisi ühendeid teiste gaasidega. Ühte neist, argooni (Ar) on õhus mahu järgi

umbes 0,9%. Enam tuntud vääriskaas on heelium (He), mida kasutatakse õhupallide täitmiseks, kuna ta on väga kerge (ainult kaks korda raskem vesinikust) ja pole tuleohtlik.

Õhus on veel tolmu ja veeauru.

Kõik õeldu maksab ainult madalamate õhukihtide kohta, mida on põhjalikumalt uuritud.

Õhu koostise moodustavad gaasid säilitavad ka õhus nende omadused: hapnik hoiab alal põlemise, süsihappe-gaas muudab lubjavee sogaseks jne.

Õhku võib saada ka kunstlikul teel, segades gaase vastavais proportsioonides. Seejuures pole märgata mingeid keemilise reaktsiooni tunnuseid. Seega õhk on gaaside segu.

Suure rõhumise all muutub õhk vedeljaks. Normaalse õhurõhu puhul hakkab vedel õhk keema väga madalal temperatuuril (-190°).

Kui valada natuke vedelat õhku jää pinnale, hakkavad tema tilgakesed jooksuma mööda jääd, vähenedes mahult, nagu veetilgakesed kuumal pliidil. Jääle asetatud teekannus vedel õhk keeb (joon. 27).

Kummist esemed muutuvad pärast nende jahutamist vedelas õhus kõvaks ja hapraks: löögi all purunevad nad nagu klaas.

Vedela õhu aurates tõuseb tema keemistemperatuur ja muutub ka õhu koostis, ta muutub hapnikurikkamaks, sest lämmastiku keemistemperatuur on madalam ja aurustub seega enne hapnikku.



Joon. 27. Vedel õhk keeb.

2. Õhu kasutamisest.

Õhk on vajalik taimedele ja loomadele, sest ta sisaldab hapnikku ja süsihappe-gaasi.

Hapniku tähtsusest oli juttu eespool.

Õhus sisalduv süsihappegaas on ainsaks allikaks, kust taimed saavad nende rakukeste ehitamiseks vajalikku süsinikku.

Kolm suurt puud töötavad päeva jooksul ümber niipalju süsihappegaasi, kuipalju teda hingab välja üks inimene sama aja kestel.

Mõned taimed ja pisikud omandavad õhust ka lämmastikku.

Algul kasutas inimene ainult õhu mehaanilisi omadusi, kõigepealt tuulejõudu. Nüüd on õhk tooraineks paljudele keemiatööstuse harudele.

Destilleerides vedelat õhku saadakse temast hapnikku, lämmastikku ja väärisgaase. Mõningaid väärisgaase tarvitatakse valgustustehnikas. Elektri hõõglampe täidetakse argooniga, milles lambi metallniidike küll hõõgub, kuid ei põle.

Küsimusi kordamiseks.

1. Jutustage hapniku füüsilistest omadustest!
2. Nimetage hapniku keemilisi omadusi!
3. Missuguseid aineid nimetatakse hapenditeks? Kuidas nimetatakse neid teisiti?
4. Missugust reaktsiooni nimetatakse hapendumiseks?
5. Nimetage aineid, mis sisaldavad hapnikku!
6. Millest ja kuidas saadakse hapnikku laboratooriumides?
7. Kuidas võib saada puhast hapnikku õhust?
8. Kuidas saab koguda hapnikku klaassilindrisse?
9. Mispärast loetakse õhku seguks, aga mitte keemiliseks ühendiks?
10. Missuguseid gaase ja millisel hulgal sisaldab õhk?

IV PEATÜKK.

VESINIK.

<i>Keemiline märk H</i>	<i>Aatomkaal 1,008</i>
<i>Molekuli valem H₂</i>	<i>Molekulkaal 2,016</i>

1. Vesiniku omadusi.

Vesiniku avastamisest teatati esmakordselt aastal 1766. Uut gaasi nimetati algul «põlevaks õhuks», kuna ta põleb.

Vesinikul pole värvust ega lõhna. Ta on õhust kergem. Seda näitab järgmine katse.

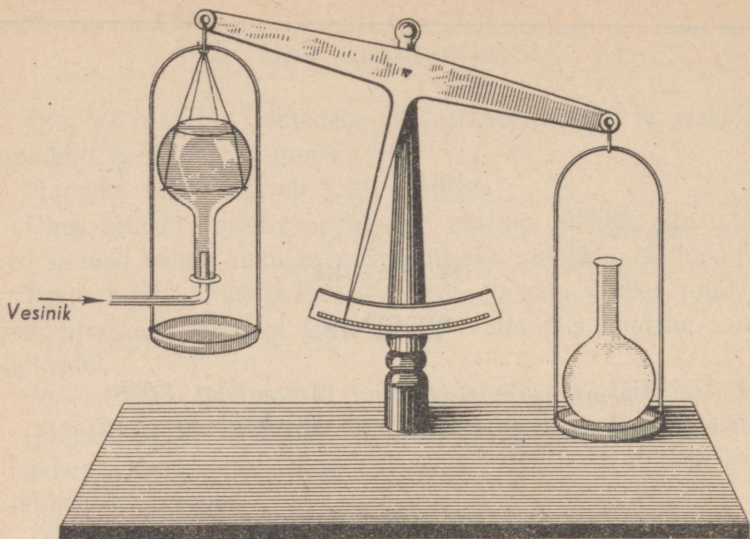
Tasakaalustame kaaludel kaks ühesuurust kolbi. Seejuures asetame ühe neist kaalukausile, teise kinnitame kaalukangile, avausega allapoole (joon. 28).

Juhime teise kolbi vooliku kaudu vesinikku. Peagi muutub tasakaal: kolb, millesse juhtisime vesinikku, on kergem sellest, kus on õhk.

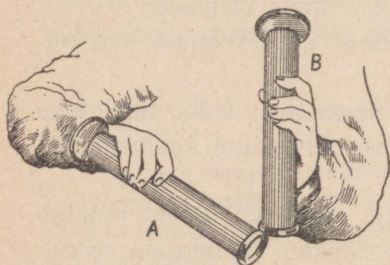
Kasutades vesiniku kergust saab teda «valada» ühest nõust teise, nagu on näidatud joonisel 29.

Silindris A on vesinik, silindris B — õhk. Hoides esimest silindrit kallakil, teist põhjaga ülespoole, saame vesinikku «valada» ühest silindrist teise.

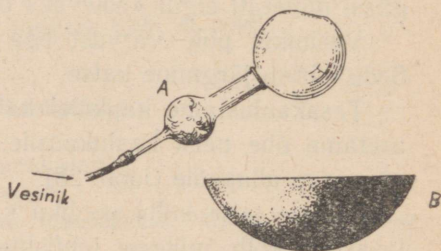
Vesinikuga täidetud seebivahu mullikesed tõusevad õhku (joon. 30).



Joon. 28. Vesinikuga täidetud kolb on kergem.



Joon. 29. Vesiniku «valamine» ühest silindrist teise.



Joon. 30. Seebivahu mullikesed lendavad ülespoole.

Vesinik on kergeim gaasidest: ta on peaaegu 16 korda kergem kui hapnik ja 14,4 korda kergem õhust.

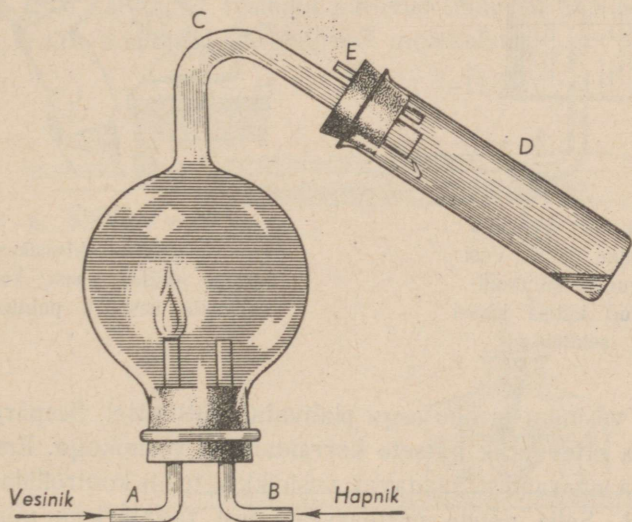
Väga suure rõhumise all muutub vesinik väga kergeks vedelikuks, mille keemistemperatuur on -253° .

Vesinik lahustub vees halvasti.

Vesiniku keemiliste omadustega tutvumiseks vaatleme tema ühinemisreaktsiooni hapnikuga. Kui väikeses paksude seintega klaasilindris süüdata vesiniku ja hapniku segu, tekib plahvatus. Plahvatuse jõud on eriti tugev siis, kui segu sisaldab vesinikku ja hapnikku mahu järgi kaks ühe vastu. Niisugust segu nimetatakse **paukgaasiks**.

Et selgusele jõuda, missugune aine tekib vesiniku ja hapniku ühinemisel, korraldatakse järgmine katse.

Vesiniku põletamiseks hapnikus võetakse kerakujuline anum, mille läbimõõt on 30—40 mm (joon. 31).

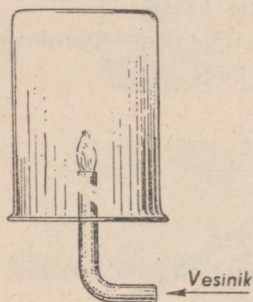


Joon. 31. Vesiniku põlemine hapnikus.

Vesinikku juhitakse anumasse portselanist toru A kaudu, hapnikku — läbi klaastoru B. Tekkiv veeaur läheb toru C mööda katseklaasi D. Osa auru tiheneb vedelikuks ja koguneb katseklaasi põhja. Tihenemata aur lahkub toru E kaudu.

Vesiniku põlemisel hapnikus eraldub väga palju soojust. Põlemiskohal hakkab portselanist toruke heledalt hõõguma.

Vee tekkimist vesiniku põlemisel õhus võib märgata, kui hoida vesiniku leegi kohal mõnd külma eset, näit. kummuli-keeratud külma klaasi. Veeaur koguneb kastetilgakestena klaasi siseseinale (joon. 32).



Joon. 32. Vesiniku põlemine õhus. Vesi koguneb kummuli-keeratud külma klaasi seintele.



Joon. 33. Vesiniku ja õhu segu plahvatus klaasikeses. Õpilane süütas gaasi, kontrollimata vesiniku puhtust.

Ka vesiniku ja õhu segu plahvatab süttimisel. Seepärast tuleb olla ettevaatlik katsete korraldamisel vesinikuga. Enne kui süüdata aparaadist saadavat vesinikku, tuleb kontrollida gaasi puhtust. Selle nõude mitteamistamise tagajärjeks võib olla õnnetus (joon. 33).

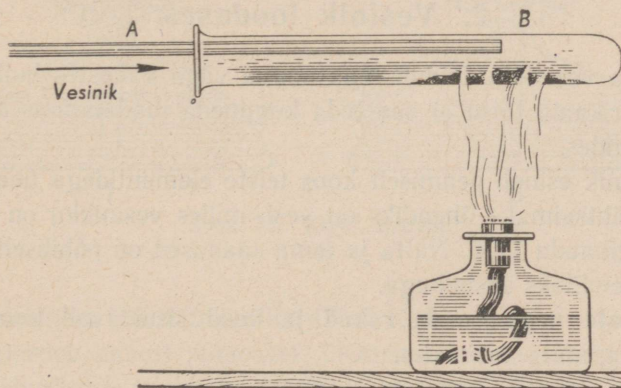
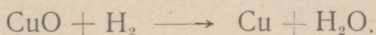
Vesiniku puhtuse kontrollimiseks kogutakse teda kummuli-keeratud katseklaasi ja viiakse katseklaasi ava juurde põlev pird või tikk. Kui klaasis on vesiniku ja hapniku segu, tekib tugev plahvatus. Vesinikku ei tohi süüdata seadise ärajuhtetoru otsa juures. Süütamise ajal peab ärajuhtetoru ots olema vee all.

Puhas vesinik süttib kerge plaksuga ja põleb rahuliku sinaka leegiga.

Vesinik võib ühineda liitainete koostisse kuuluva hapnikuga. Näiteks ühineb vesinik vaskhapendi hapnikuga.

Seda tõestab järgmine katse.

Katseklaasi puistatakse õhukese kihina natuke vaskhapendit ja juhitakse temale vesinikku (joon. 34). Samal ajal soojendatakse seda katseklaasi kohta, kus on vaskhapend. Varsti võib märgata katseklaasi avause juures auru ja pärast ka veetilgakest. Katseklaasi siseseintele ilmub aga õhuke puhta vase kihike. See näitab, et vesiniku aatomid ühinesid hapniku aatomitega, mis sisaldasid vaskhapendi molekulides:



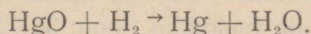
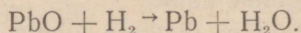
Joon. 34. Vase taandamine vaskhapendist.

Keemilist reaktsiooni, mille puhul hapnik eraldub ühest ainest ja ühineb teise ainega, nimetatakse **taandamisreaktsiooniks**.

Käesoleval korral toimus vase taandamine vaskhapendist. Seda reaktsiooni võib vaadelda ka kui vesiniku hapendumist:

vesinik ühines hapnikuga. Järelikult on vesiniku ja vaskhapendi vastastikune toime hapendumis-taandamisreaktsiooniks.

Kui vaskhapendi asemel paigutada katseklaasi seatina- või elavhõbehapendit ja toimida nagu eelmise katse puhul, saame metallid ja vee:



Ka need on hapendumis-taandamisreaktsioonid: taandajaks on vesinik, hapendajateks — elavhõbehapend ja seatinahapend.

Kuid mitte kõik hapnikuga ühinenud elemendid ei anna teda nii kergesti ära vesinikule. Magneesiumi ja alumiiniumi hapenditest ei saa sel teel puhtaid metalle.

2. Vesinik looduses.

Vaba vesinikku leidub Maa pinnal väga vähestes hulkades: kerge erikaalu tõttu ei saa teda koguneda madalamais atmosfäärikihtides.

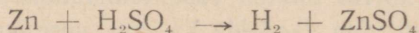
Vesinik esineb peamiselt koos teiste elementidega ühendeis. Tema tähtsaimaks ühendiks on vesi, milles vesinikku on kaalu järgi ligikaudu 11%. Nafta ja tema saadused on põhiliselt vesiniku ühenditeks süsinikuga.

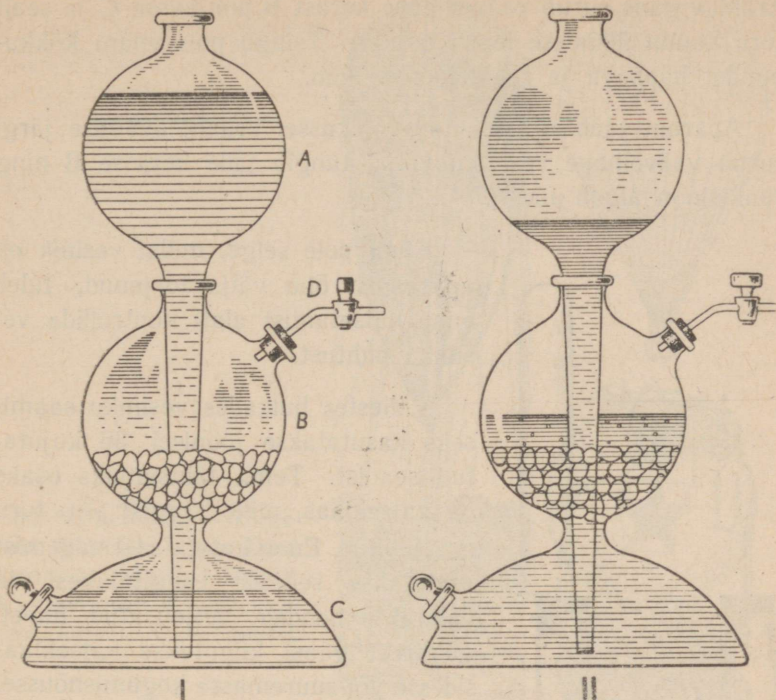
Elusate organismide rakud ja koed sisaldavad koostisainena tingimata vesinikku.

3. Vesiniku saamine.

Keemialaboratooriumides saadakse vesinikku enamasti väävel- või soolhappe toimet tsingisse.

Seejuures asendavad tsingi aatomid happe molekulides vesiniku aatomeid:





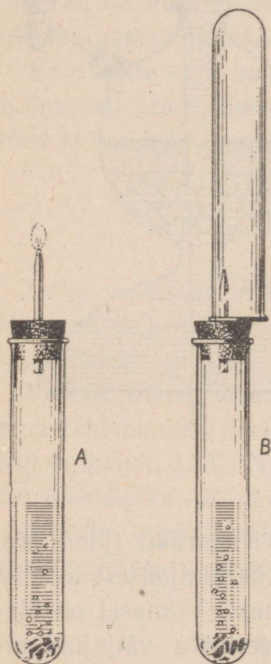
Joon. 35. Kipp'i aparaat.

Reaktsiooniks kasutatakse harilikult Kipp'i aparaati (joon. 35), mis koosneb kahest põhiosast: ülemisest kerakujulisest lehtrist A ja alumisest, keskkohast kitsast anumast. Viimasel on ülevälvavaus lehtri jaoks ja küljel teine vesiniku väljajuhtimiseks. See suletakse kraaniga varustatud korgiga.

Aparaadi keskossa B asetatakse tsingitükikesi. Seejärel valatakse lehtrisse lahjat väävelhapet, mis tungib aparaadi põhjaossa C ja sealt keskmisse kerra B, kus ta toimib viimases leiduvaisse tsingitükikestesse. Tekkiv vesinik pääseb välja ärajuhtetoru D kaudu. Kui vesinikku ei vajata, suletakse kraan.

Eralduv gaas surub väävelhappe kerast B põhjaossa C ja sealt toru kaudu ülemisse lehtri ossa A. Tsingil pole enam kokku puudet happega ja reaktsioon soikub.

Aparaat jääb aga «laetud» olekusse: kraani avamise järgi surub väävelhape vesiniku välja, tungib jälle kerasse B ning reaktsioon algab uuesti.

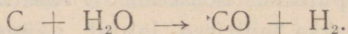


Joon. 36. Vesiniku saamine ja kogumine.

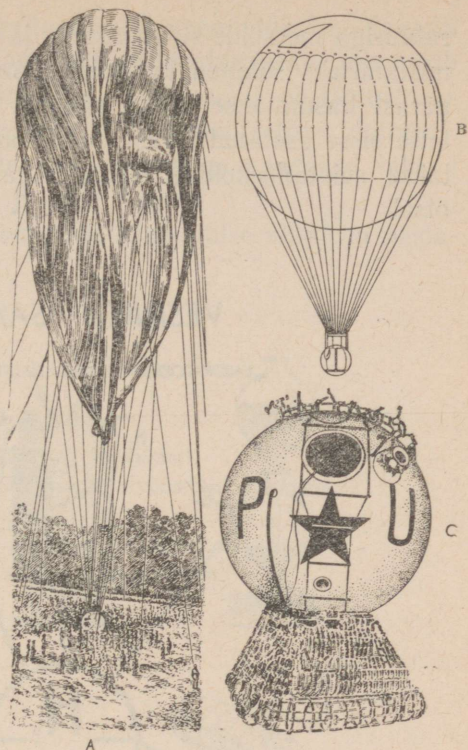
Kuna pole selge, millal vesinik on aparaadist õhu välja tõrjunud, tuleb enne katsetamist alati kontrollida vesiniku puhtust.

Vähestes hulkades vesiniku saamiseks kasutatakse joonisel 36 kujutatud seadist. Tema tähtsamaks osaks on katseklaas, mille korgist on toru läbi juhitud. Enne katseklaasi sulgemist asetatakse sellesse tsingitükikesi ja valatakse nendele lahjendatud hapet. Tekkivat gaasi kogutakse katseklaasisse või suuremasse kogumisnõusse.

Tööstuses saadakse vesinikku mitmel viisil veest: elektrivoolu abil või veeauru juhtimisel üle hõõguvate süte. Enamasti kasutatakse viimast moodust. Kõrge temperatuuri juures ühineb süsinik vee hapnikuga, tõrjudes välja vesiniku:



Kuna vesiniku transporteerimine on tülikas, valmistatakse teda tarvitamiskohtadel.



Joon. 37. Aerostaat — kõrgemate õhukihtide (stratosfääri) uurimiseks määratud õhupall. A — aerostaat; B — skemaatiline kujutis; C — gondel.

4. Vesiniku kasutamine.

Väga väikese erikaalu pärast kasutatakse vesinikku aerostaatide (õhupallide) ja õhulaevade täitmiseks.

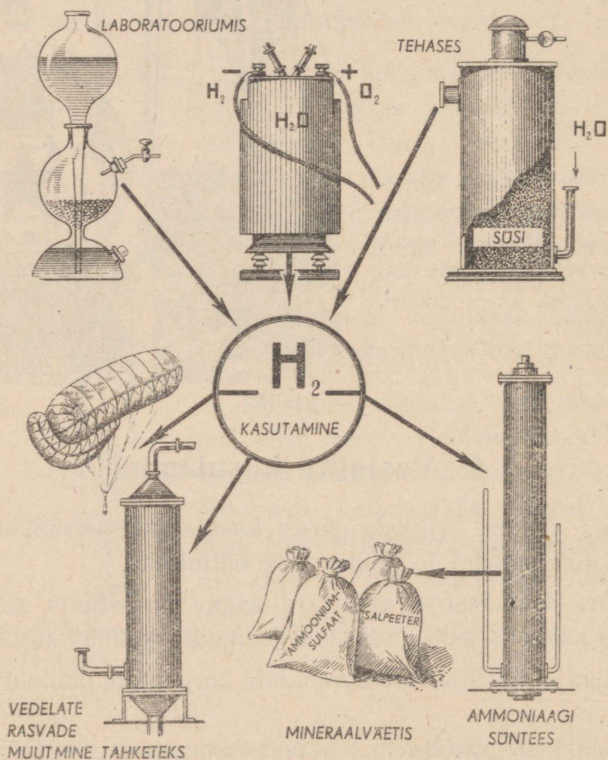
Suure Isamaasõja ajal tarvitasime aerostaate suuremate linnade kaitseks saksa fašistide lennukite kallaletungi vastu.

Rahuajal kasutatakse aerostaate kõrgemate õhukihtide uurimiseks.

Paukgaasi põlemisel tekkivas kuumuses sulab enamik metalle. Seepärast tarvitatakse paukgaasi kõrge sulamistempe-

ratuuriga metallide sulatamiseks ja mitmesuguste esemete valmistamiseks sulanud kvartsist. Paukaasi plahvatusohtlikkuse pärast kasutatakse erilist põletit. See koosneb kahest teineteise sisse asetatud torust, mille kaudu hapnik ja vesinik juhitakse sulatamiskohale lahus. Gaasid segunevad alles põleti otsal.

VESINIKU SAAMINE



Joon. 38. Vesiniku saamise ja kasutamise viise.

Vesiniku peamiseks tarvitajaks on keemiatööstus. Enamik vesinikust läheb ammoniaagi NH_3 valmistamiseks, mis tekib vesiniku ja lämmastiku ühinemisel. Ammoniaak on lähteaineks lämmastikhappe (salpeeterhappe) ja mineraalväetiste tootmisel.

Vedelate rasvade töötlemisel vesinikuga saadakse tahked rasvad: margariin, saloliin jt.

Tähtsamad vesiniku saamise ja kasutamise viisid on näidatud joonisel 38.

Küsimusi kordamiseks.

1. Nimetage vesiniku omadusi!
2. Nimetage aineid, mis sisaldavad vesinikku!
3. Missugust reaktsiooni kutsutakse taandamisreaktsiooniks?
4. Milleks kasutatakse vesinikku?
5. Millest ja kuidas saadakse vesinikku laboratooriumides?
6. Millest ja kuidas saadakse vesinikku tööstuses?

KEEMIA PÕHIMISED SEADUSED.

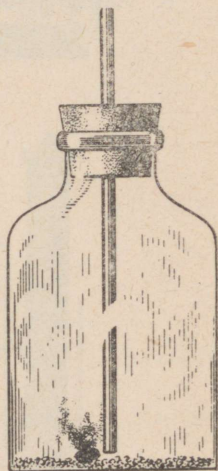
1. Aine kaalu jäävuse seadus.

Keemiliste reaktsioonide puhul toimuvad ainetega sügavad muudatused. Ühtede ainete molekulid lagunevad ja nende asemel tekivad teiste ainete molekulid. Sellega ühenduses kerkib küsimus: kas ei muutu reaktsioonist osavõtnud aatomite üldkaal?

Vastuse leidmiseks vaatleme fosfori põlemist, kaaludes põlemissaadusi enne ja pärast katset.

Asetame tugevate seintega kolvi või pudeli põhja puhast liiva ja paigutame sellele pintseti abil tükikese valget fosforit. Suleme katsenõu kummikorgiga, mida läbib põhjani ulatuv klaaspulgake (joon. 39). Asetame seadise kaalukausile ja tasakaalustame kaalud.

Nüüd võtame korgi välja, soojendame klaaspulgakest piirituslambi leegis ja suleme uuesti kolvi, puudutades samal ajal klaaspulgakesega fosfortükikest. Fosfor, mille süttimistemperatuur on umbes 50° , süttib ja põleb heleda leegiga, kuni kõik kolvis olev hapnik on temaga ühinenud.



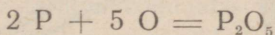
Joon. 39. Valge fosfori põlemine kinnises nõus.

Teame juba, et sellest reaktsioonist võtavad osa ainult fosfor ja hapnik. Nende ainete aatomitest tekivad fosforhappe anhüdriidi molekulid: P_2O_5 .

Tundes fosforhappe anhüdriidi molekuli koostist, saame kujutluse, kuidas toimus fosfori ja hapniku ühinemise reaktsioon: kahe hapniku-aatomi ja viie fosfori-aatomi ühinedes tekkis üks fosforhappe anhüdriidi molekul.

Kui katsenõu on jahtunud, asetame ta uuesti kaalule. Kaal pole muutunud. Sellest järeldame, et omavahel ühinenud hapniku ja fosfori aatomite üldkaal pole muutunud ja võrdub tekkinud fosforhappe anhüdriidi molekulide üldkaaluga.

Teades fosforhappe anhüdriidi koostist, võime reaktsiooni märkimiseks kirjutada järgmise võrrandi:



See võrrand näitab, et fosfori 2 aatomit ja hapniku 5 aatomit kaaluvad niisama palju kui üks fosforhappe anhüdriidi molekul, mis koosneb samadest aatomitest.

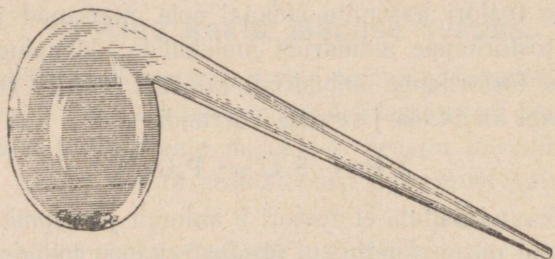
Nüüd asetame katseklaasi metallipuru ja suleme katseklaasi korgiga, mida läbib klaastoru. Selle otsas on näpitsaga kinnipigistatud kummivoolik. Tasakaalustame kogu seadise kaaludel ja kuumutame metallipuru, kuni see muudab oma värvust: kuumutamisel ühines metall hapnikuga. Pärast jahtumist kaalume uuesti. Kaal on endine. Klaastoriga ühendatud kummivooliku otsa pistame veenõusse ja avame näpitsa. Vesi tungib torusse. Kuumutamisel ühines osa klaasis olnud hapnikust metalliga. Tema asemele tungis katseklaasi torus olev õhk.

Ka selle katse puhul ei muutunud reaktsioonist osavõtnud ainete kaal.

Kui põletada fosfori asemel mõnda muud ainet, ka siis võrdub reaktsioonist osavõtnud ainete kaal reaktsiooni tulemusena tekkinud ainete kaaluga.

Kas on see järeldus maksev kõigi keemiliste reaktsioonide kohta?

Kakssada aastat tagasi andis suur vene teadlane Lomonossov õige ja kõigiti põhjendatud vastuse sellele küsimusele. Ta uuris, kas muutub metallide kaal, kui neid kuumutada kinnistes nõudes. Kuumutades metalle kinnisulatatud retortides (joon. 40) ja kaaludes retorte enne ning pärast kuumutamist, nägi ta, et metallid kattusid hapendikihiga, aga retordi kaal koos õhuga ja metalliga selle tagajärjel ei muutunud.



Joon. 40. Kinnisulatatud retort temas sisalduva metalliga.

Lomonossov andis neile katsetele õige seletuse ja laiendas neist tehtava järelduse kõigi keemiliste nähtuste kohta. Avastatud seaduse formuleeris ta järgmiselt: «Kõik looduses toimuvad muudatused on sellised, et kuipalju ühest ainest eraldub, niipalju lisandub teisele ainele.»

Seda seadust nimetatakse **aine kaalu jäävuse seaduseks** ja ta on praegu sõnastatud järgmiselt:

Keemilisest reaktsioonist osavõtnud ainete kaal võrdub reaktsiooni tulemusena saadud ainete kaaluga.

Uurides metallide hapendumist õhu käes, korraldas prantsuse teadlane Lavoisier 40 aastat pärast Lomonossovi poolt tehtud avastust samalaadilisi katseid ja jõudis samadele tulemustele nagu Lomonossov'gi.

Möödunud sajandi lõpul ja käesoleva algul kontrollisid aine kaalu jäävuse seadust teadlased, kellel olid kasutada äärmiselt tundlikud kaalud. Kõige täpsematel kaalumistel ei leidunud ühtegi juhtu, mis oleks näidanud kõrvalekaldumist Lomonosovi poolt avastatud seadusest.

Järelikult ei suurene ega vähene keemilisest reaktsioonist osavõtivate aatomite üldarv ega muutu üksikute aatomite kaal.

Aine kaalu jäävuse seadusel on väga suur tähtsus maailma mõistmiseks ja loodusteaduste arenemises.

See seadus on kindlaks aluseks religioosete valeõpetuste eitamisele, nagu oleks maailm loodud mittemillestki. Ta aitab paljastada «imesid», mida mõtlevad välja mitmesuguste usundite eest võitlejad.

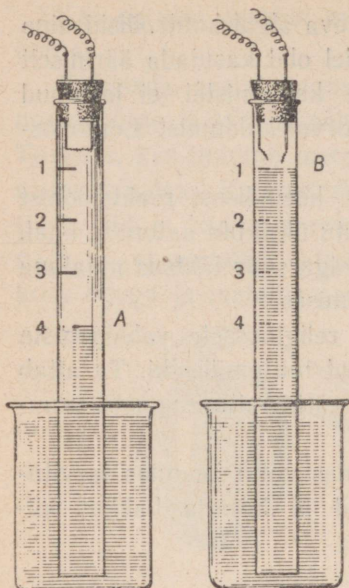
Selle seaduse avastamine võimaldas võtta keemias tarvitusele kvantitatiivsed uurimismeetodid ja keemia hakkas kiiresti arenema täppisteadusena.

2. Aine koostise püsivuse seadus.

Atomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt on iga keemiline reaktsioon aatomite ümbergrupeerimine. Üksteisega kokku puutudes võivad aatomid ühineda molekulideks. Kuid mitte alati ei toimu aatomite kokkupuutumisel ühinemist. Fosfori põlemisel õhus ühinevad fosfori aatomid ainult hapniku aatomitega, lämmastik aga jääb vabaks. Seega on aatomitel «valikuvõime» ja neid ei saa vaadelda nagu kerakesi või tilgakesi, mis võivad liituda üksteisega kuidas juhtub.

Ühenduses sellega kerkib küsimus: kui aatomid võivad ühineda isekeskis, kas toimub see ühinemine kindlais arvulistes vahekordades või ühineb ühe elemendi aatomiga juhuslik arv teise elemendi aatomeid?

Vastuse saamiseks sellele küsimusele korraldame joon. 41 kujutatud katse.



Joon. 41. Seadis vee koostise määramiseks.

Veega täidetud klaastoru suletakse ülevalt kummikorgiga, mida läbivad kaks peenikest metallvarrast. Nende alumiste otste vahel on juuspeenike metalltraat. Toru avatud ots on veenõus.

Juhime torusse hapnikku kuni numbriga 2 märgitud jaotuseni, siis vesinikku kuni jaotuseni 4. Ühendame metallvardad elektri juhtmetega ja lülime need valgustusvõrku. Tekib lühis. Traadike varraste vahel põleb silmapilkselt läbi ja süütab torus oleva hapniku ning vesiniku segu.

Pärast seda tõuseb vesi torus esimese jaotusnumbrini. Järelikult võttis gaaside neljast ruumalast reaktsioonist osa ainult kolm. Katsetades põleva pürruga veendume, et torus olev gaas on hapnik.

Seega ühines hapniku kahest ruumalast ainult üks vesiniku kahe ruumalaga.

Kui samuti süüdata segu, mis koosneb kolmest vesiniku ruumalast ja ühest hapniku ruumalast, tekib jällegi plahvatus, aga nüüd jääb vabaks üks vesiniku ruumala.

Ja alati, kuidas me ei koostakski segu, ikka ühinevad hapnik ja vesinik samades vahekordades: üks ruumala hapnikku kahe ruumala vesinikuga.

Teame, et hapnik on 16 korda raskem vesinikust, teiste sõnadega, üks ruumala hapnikku on 16 korda raskem sama suurest vesiniku ruumalast.

Järelikult ühineb 16 kaaluühikut hapnikku alati vesiniku kahe kaaluühikuga.

Teades vesiniku ja hapniku aatomi kaalu, on hõlpus leida, et ühe hapniku aatomiga ühineb kaks aatomit vesinikku olenevata sellest, missugustes vahekordades need elemendid olid segatud.

Suure hulga ühinemisreaktsioonide uurimisega on kindlaks tehtud, et liitaine tekkimisel ühinevad elemendid kindlais kaalulistest vahekordades, et iga elemendi aatom ühineb kindla, aga mitte juhusliku arvu teise elemendi aatomitega. Selle tagajärjel on ka tekkivate molekulide koostis mitte juhuslik, vaid kindel.

Kuna puhas aine koosneb ühesugustest molekulidest, on tema koostis samasugune nagu iga üksiku molekuli koostis.

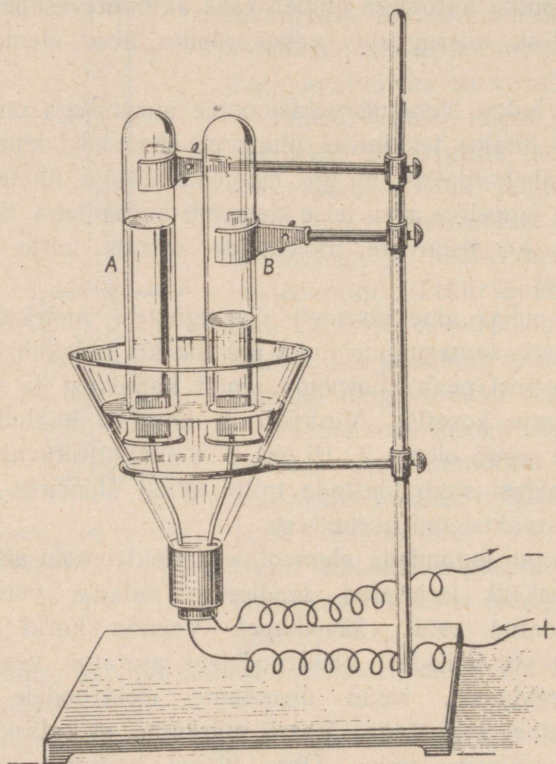
Puhas vesi peab koosnema ainult hapnikust ja vesinikust (kvalitatiivne koostis). Vesiniku ja hapniku kaaluline vahekord peab seega olema 2 : 16 ehk 1 : 8 (kvantitatiivne koostis). Seda järeldust saab tõestada mitte ainult ühinemis-, vaid ka lagunemisreaktsiooni uurimisega.

Vett saab lagundada elementideks elektrivoolu abil.

Joonisel 42 kujutatud seadisesse valame vett, millele on lisandatud veidi väävelhapet. Veenõu korki läbivatele plaatina- või hõbedast elektrodidele asetame veega täidetud katseklaasid. Nüüd ühendame elektrodide juhtmed akumulaatori poolustega. Varsti märkame, et katseklaasidesse hakkab kogunema gaasi. Ühte klaasi koguneb gaasi tunduvalt kiiremini ja rohkem: kaks korda rohkem kui teise. Kui üks klaasidest on gaasiga täitunud, katkestame voolu. Tulega uurides selgub, et esimeses klaasis on vesinik, teises hapnik.

Seega saadakse hapniku ruumalaühiku kohta kaks ruumalaühikut vesinikku. Kuna vesiniku aatomkaal on 1, hapniku oma 16, on nende kaaluline vahekord 2 : 16 ehk 1 : 8.

Aine püsiv koostis on kindlaks tehtud ka teiste puhaste ainete uurimisel. Väga paljude katsete põhjal jõuti otsusele, et igale puhtale ainele on omane püsiv koostis, olenemata aine



Joon. 42. Vee lagundamine elektrivoolu abil.

asupaigast looduses või tema valmistamismenetlusest. Seda järeldust nimetatakse aine koostise püsivuse seaduseks.

Aine koostise püsivuse seaduse avastamisega leiti veel üks tähtis puhta aine tunnus, mis eristab teda segust: puhta aine koostis on püsiv, segu koostist saab aga muuta soovi järgi.

Selle seaduse alusel on võimalik juba ette määrata, millistes kaalulistes vahekordades tuleb võtta lähteaineid keemiliseks reaktsiooniks, et saada puhast ainet.

See omakorda kindlustas keemia asendit täppisteaduste hulgas.

3. Arvutusi valemite järgi.

Kuna keemilistel märkidel ja valemitel on kvantitatiivne tähendus, saab keemiliste valemite põhjal teostada arvutusi.

Kasutades aatomkaalude tabelit, saab aine keemilise valemi järgi leida tema molekulkaalu. Näiteks arvutame süsihappegaasi molekulkaalu.

Valem CO_2 näitab, et süsihappegaasi molekul koosneb ühest süsiniku ja kahest hapniku aatomist.

Süsihappegaasi molekulkaal võrdub ühe süsiniku aatomi (12) pluss kahe hapniku aatomi ($16 \cdot 2 = 32$) kaaluga, see on 44-ga.

Niisamuti saab aine valemi põhjal leida, mitu protsenti langeb iga tema koostisse kuuluva elemendi peale.

Katsume leida, mitu protsenti rauda sisaldab raudhapend Fe_2O_3 .

1. Aine valemi ja tabeli põhjal määrame, mitu hapnikuühikut kumbagi ainet kuulub raudhappendi molekuli koostisse. Kahe aatomi raua kaal on 112, kolme aatomi hapniku kaal — 48.
2. Raudhappendi molekulkaalu leiame tema molekuli moodustavate kõigi aatomite kaalude liitmise teel:
 $112 + 48 = 160$.
3. Seega on raudhappendi 160 kaaluühikus 112 kaaluühikut rauda ja 48 kaaluühikut hapnikku.

4. Väljendades need arvud protsentides leiame, et raudhapend sisaldab

$$\frac{112 \cdot 100}{160} = 70\% \text{ rauda ja } 30\% \text{ hapnikku.}$$

Ülesande võime lahendada veel teisiti:

Loeme raudhapendi molekulaalu 100% ja kirjutame:

160 ühikut vastab 100%-ga,

112 ühikut rauda on x%.

x on niimitu korda 100 vähem, mitu korda 112 on vähem 160.

Siit saame võrde $x : 100 = 112 : 160$.

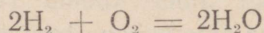
Võrde lahendamisel leiame, et

$$x = \frac{100 \cdot 112}{160} \text{ ehk } 70 (\%).$$

4. Keemilised võrrandid.

Aine kaalu jäävuse seaduse põhjal märgitakse keemilisi valemeid võrranditena. Võrrandi vasakule poolele kirjutatakse lähteainete valemid, kuna paremale poolele saadud ainete valemid.

Näiteks:

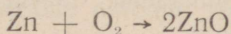


Keemiline võrrand peab näitama, et iga elemendi aatomite arv võrrandi vasakul poolel võrdub sama elemendi aatomite arvuga võrrandi paremal poolel.

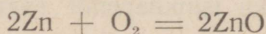
Antud võrrandi vasak pool sisaldab neli vesiniku ja kaks hapniku aatomit. Sama arvu vesiniku ja hapniku aatomeid sisaldavad kaks vee molekuli võrrandi paremal poolel.

Koostame hapniku ja tsingi ühinemisreaktsiooni võrrandi teades, et tsingi keemiline märk on Zn, hapniku molekuli valem O_2 ja tsinkhapendi valem ZnO. Kirjutame võrrandi vasakule poolele lähteainete valemi $Zn + O_2$, paremale tekkinud aine ZnO.

Lähteainete valemid ühendatakse omavahel märgiga pluss (+). Lähteainete ja tekkinud aine valemi vahele kirjutatakse võrdusmärk. Kuid viimast oleme õigustatud kirjutama ainult siis, kui iga elemendi aatomite arvud võrrandi vasakul ja paremal poolel on võrdsed. Kuna võrrandi vasakul poolel olev hapniku molekul sisaldab kaks hapniku aatomit, peab neid sama palju olema ka paremal poolel. Tsinkhapendi molekulis on aga ainult üks hapniku aatom. Järelikult peab tsingi ühinemisel kahe hapniku aatomiga tekkima kaks tsinkhapendi molekuli. Seepärast peab tsinkhapendi valemi ees seisma koefitsient 2:



Kaheks tsinkhapendi molekuliks on vaja kaks tsingi aatomit. Seepärast peab võrrandi vasakul poolel tsingi aatomi ees seisma koefitsient 2. Nii saame võrrandi:



Ei tule mõelda, et me koefitsiente kirjutades soovi järgi lisandame mõne aine molekule. Võrrandi abil püüame ainult õieti üles märkida, mis toimus ja missugune vahetõrge valitseb lähteainete ja tekkiva aine molekulide arvu vahel.

Võrrand $2Zn + O_2 = 2ZnO$ näitab, et kahe tsingi aatomi ühinemisel ühe hapniku molekuliga tekib kaks tsinkhapendi molekuli.

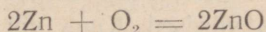
Ka väiksemagi tsingiraasukese põlemisest võtab osa hiiglasuur arv tsingi aatomeid ja hapniku molekule. Kuid tsink-

hapendiks ühinenud tsingi aatomite ja hapniku molekulide arvude vahetust on alati 2 : 1.

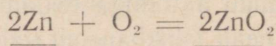
Kasutades keemilisi võrrandeid saame alati arvutamise teel leida reaktsiooni lähteainete või tekkinud aine hulga.

Oletame, et on vaja leida, kui palju tsinki kulub 324 g tsinkhapendi (tsinkvalge) saamiseks.

1. Koostame võrrandi:



2. Kriipsutame ühe joonega selle aine valemi, mille hulk on antud ülesandes, ja kahega selle aine valemi, mille hulk tuleb leida:



3. Kasutades aatomkaalude tabelit määrame kummagi aine hapnikühikute hulga:

$$2\text{Zn} \text{ tähendab } 65 \cdot 2 = 130$$

$$2\text{ZnO} \quad ,, \quad 130 + 16 \cdot 2 = 162.$$

4. 162 hapnikühiku tsinkhapendi saamiseks kulub 130 g tsinki,

324 g saamiseks kulub x g tsinki.

5. Tsingi ja tsinkhapendi kaaluline suhe peab olema võrdne nende ainete hapnikühikute suhtega. Saame võrde:

$$162 : 130 = 324 : x, \text{ siit leiame, et}$$

$$x = \frac{130 \cdot 324}{162} \text{ ehk } 260. \text{ Seega kulub } 324 \text{ g.}$$

tsinkhapendi saamiseks 260 g tsinki.

5. Valents.

Aine koostise püsivuse seadus näitab, et iga elemendi aatom seob alati kindla arvu teise elemendi aatomeid.

Lähemaks tutvumiseks selle seadusega vaatleme mõnede vesinikku sisaldavate ainete koostist.

Kloorvesinik HCl
Väävelvesinik H₂S
Vesi H₂O
Ammoniaak NH₃
Metaan ehk soogaas CH₄

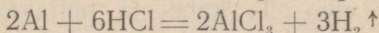
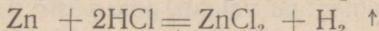
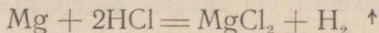
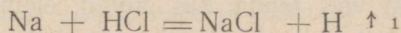
Neid valemeid võrreldes jõuame järeldustele :

1) ühe vesiniku-aatomiga ei ühine millalgi enam kui üks mõne teise elemendi aatom;

2) erisuguste elementide aatomid võivad siduda üks, kaks, kolm või neli vesiniku-aatomit.

Vaatleme mõningaid asendusreaktsioone.

Kirjutame üles reaktsioonid, mis toimuvad naatriumi Na, magneesiumi Mg, tsingi Zn, alumiiniumi Al toimel soolhappesse HCl:



Neist võrrandeist nähtub, et üks naatriumi-aatom asendab ühe vesiniku-aatomi, üks magneesiumi-aatom asendab kaks ja üks alumiiniumi-aatom kolm vesiniku-aatomit.

¹ Kui reaktsiooni puhul saadakse gaasiline aine, kirjutatakse tema valemi kõrvale ülespoole suunatud nõol.

Arvu, mis näitab, mitu vesiniku või mõne teise samaväärse elemendi aatomit seob endaga või asendab antud elemendi aatom, nimetatakse elemendi **valentsiks**.

Kui elemendi aatom seob või asendab ühe vesiniku-aatomi, nimetatakse seda elementi ühevalentseks. Kloor ja naatrium on ühevalentsed. Hapnik ja väävel on kahevalentsed, kuna iga nende aatom seob kaks vesiniku-aatomit. Magneesium ja tsink on ka kahevalentsed, sest iga nende aatom seob samuti kaks aatomit vesinikku. Alumiinium ja lämmastik on kolmevalentsed, süsinik on neljavalentne element.

Teades elementide valentsi, saame kindlaks määrata nende elementide ühinemisel tekkinud liitainete molekuli koostise.

Näiteks võime koostada tsingi ja hapniku ühinemisel tekkinud aine valemi. Kuna tsingi valents on kaks, peab selle metalli aatom siduma ühe hapniku-aatomi, mille valents on samuti kaks. Seega on tsinkhapendi valem ZnO .

Neljavalentse süsiniku aatom peab siduma kaks hapniku-aatomit: CO_2 .

Ei tule siiski arvata, et elementide valentsi tundmine võimaldab meil ette näha iga keemilist reaktsiooni ja koostada tema valem. Vaja on veel teada, kas antud elementide aatomid võivad ühineda isekeskis või üksteist asendada.

Mitte kõigi elementide valents pole püsiv nagu vesinikul ja hapnikul. Süsinik võib olla kahe- ja neljavalentne. Ühendis CO (vingugaas) on ta kahevalentne, süsihappe-gaasis neljavalentne (CO_2).

Raud võib olla ühendis hapnikuga kas kahevalentne FeO või kolmevalentne Fe_2O_3 .

Et teada, millal raud esineb kahe-, millal kolmevalentsena, peame tundma selle elemendi omadusi ja ühendi tekkimise tingimusi.

Sedasama tuleb öeldä ka teiste muutuva valentsiga elementide kohta.

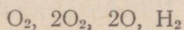
Palju lihtsam on liitain valem järgi määrata teda moodustavate elementide valentsi. Hapendite valentsi määramisel tuleb pidada meeles, et hapnik on kahevalentne element. Kui mõne elemendi aatom seob ühe hapniku-aatomi, on element kahevalentne, kui elemendi ühe aatomiga on ühinenud kaks hapniku-aatomit, on element neljavalentne.

Nii on ühendis SO_3 väävel kuuevalentne, kuna üks tema aatom seob kolm kahevalentse hapniku aatomit. Ühendis NO_2 on lämmastik neljavalentne, sest tema ühe aatomiga on ühinenud kaks kahevalentse hapniku aatomit.

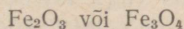
Keemiliste elementide kõrgeim valents on kaheksa. Selliseid elemente on väga vähe.

Küsimusi kordamiseks.

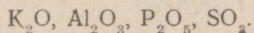
1. Kuidas sõnastatakse aine kaalu jäävuse seadus?
2. Kuidas muutub pudeli kaal, kui peale fosfori põletamist pudelis ja selle jahtumist pudel avatakse?
3. Nimetada katse, mille abil saab näidata aine kaalu jäävuse seadust.
4. Kuidas sõnastada aine koostise püsivuse seadus?
5. Milliste katsetega saab tõestada, et puhta vee koostis on püsiv?
6. Mida näitavad järgmised valemid:



7. Kumb järgmistest ühenditest sisaldab rohkem rauda?



8. Mida näitab valents?
9. Määrata elementide valents järgmistes ühendites:



VI PEATÜKK.

VESI JA LAHUSED.

1. Vee füüsilised omadused.

Looduslikest vetest on kõige puhtam vihmavesi. Kõik teised veed — jõe-, allika-, merevesi sisaldavad kaunis palju mitmesuguseid lisandeid.

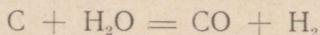
Puhas vesi on harilikel tingimustel läbipaistev värvuseta vedelik, millel pole maitset ega lõhna.

Vee erikaalu ja soojusesisaldust kasutatakse mõõteühikuks; termomeetri skaala jäävateks punktideks on jää sulamistemperatuur (0°) ja vee keemistemperatuur (100°). Puhas vesi on halb soojuse- ja elektrijuht.

2. Vee keemilised omadused.

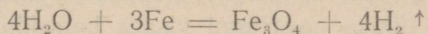
Lagunemis- ja ühinemisreaktsioon. Hapniku ja vesiniku aatomid on vee molekulis väga tihedalt seotud. Nende lahutamiseks kulub suur hulk energiat (elektrienergiat või soojust). Vee kuumutamisel väga kõrge temperatuurini (üle 1000°) võivad ka vee molekulid laguneda.

Kui juhtida veeauru üle hõõguvate süte, ühineb süsinik vee hapnikuga ja vesinik vabaneb:

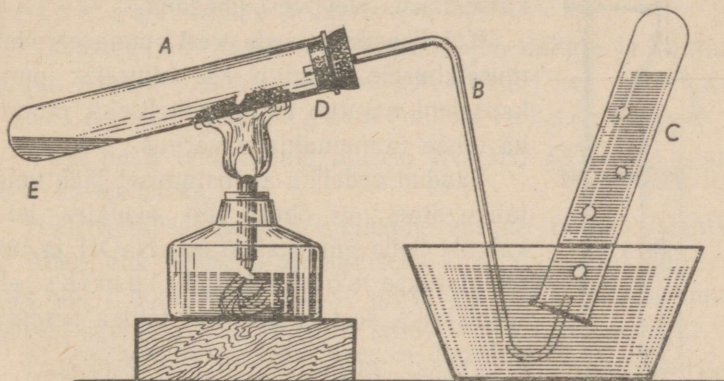


Tööstuses kasutatakse seda reaktsiooni vesiniku suuremate koguste saamiseks.

Vee toimel kuumale rauale hapendub metall ja tekib tema hapend ning vesinik:

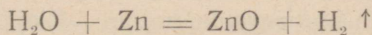


Samasugune on tsingi ja vee vastastikune toime kõrge temperatuuri juures (joon. 43).



Joon. 43. Veeauru ja tsingi vastastikune toime.

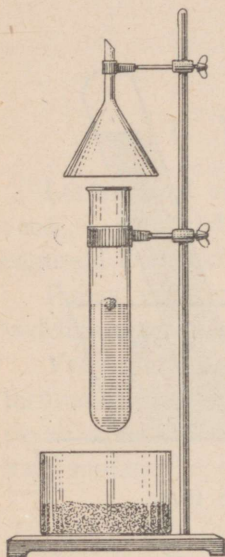
Katseklaasi A valatakse 3—4 cm³ vett ja puistatakse katseklaasi ülemise osa seintele natuke tsingipulbrit. Katseklaas suletakse korkiga, mida läbib toru gaasi väljajuhtimiseks. Nüüd soojendatakse üheaegselt vett ja tsinki. Toimub reaktsioon:



Vesinik koguneb katseklaasi C, tsinkhapend aga jääb katseklaasi A.

3. Leelised.

Mõned metallid tõrjuvad vesiniku ka harilikul temperatuuril veest välja. Nende hulka kuulub naatrium. See on pehme hõbedase läikega metall. Õhus hapendub ta kiiresti ja muutub tuhniks. Kui tükike naatriumi visata katseklaasis (joon. 44) olevasse vette, tekib tormiline reaktsioon, mille tulemusena eritub vesinikku.



Joon. 44.
Naatriumi ja vee
reaktsioon.

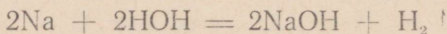
Pärast reaktsiooni lõppemist tundub katseklaasis olev vesi libedana.

Kui lisandada seda vett punasele lakmuselahusele, muutub see siniseks; punakapsaleht muutub temas roheliseks, muutub ka teiste taimemahlade värvus.

Saadud vedeliku aurustamisel jääb valge tahke aine, mis õhust vett neelates laiali valgub. Selle aine valem on NaOH ja teda nimetatakse sööbenaatriumiks ehk seebikiviks, sest ta on meie tähtsa pesemisvahendi — seebi üheks lähteaineks.

Sööbenaatriumi kontsentreeritud lahus mõjub orgaanilistesse kudedesse sööbivalt. Ta «sööb» riide, paberi, naha läbi. Nahale sattudes tekitab ta põletushaavu, mis väga aeglaselt paranevad.

Kui kirjutada vee valem kujul HOH ja võrrelda seda sööbenaatriumi valemiga, siis on kerge mõista selle aine tekkimist naatriumi ja vee vastastikusel toimel: naatriumi aatom tõrjub vee molekulist välja ühe vesiniku-aatomi. Ülejäänud vee molekuli osa OH, mida nimetatakse v e s i j ä ä g i k s ehk h ü d r o k s ü ü l r ü h m a k s, ühineb naatriumi aatomiga:



Kaltsiumi (Ca) mõjul veele toimub samasugune reaktsioon: eraldub vesinik ja vesi muutub lubjaveeks, mis sarnaneb sööbenaatriumi lahusega: $\text{Ca} + 2\text{HOH} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2 \uparrow$. Vedeliku aurustamisel saame tahke aine $\text{Ca}(\text{OH})_2$, mida nimetatakse sööbekaltsiumiks ehk tavaliselt kustutatud lubjaks.

Kahevalentse kaltsiumi iga aatom asendab kahes vee molekulis kaks vesiniku-aatomit (kummaski üks) ja ühineb kahe hüdroksüülrühmaga. Hüdroksüülrühm on ühevalentne aatomite rühm.

Sööbekaltsiumi (lubjavee) lahus mõjub nahale ja lakmusele samuti nagu sööbenaatrium. Metallide ühendeid hüdroksüülrühmaga nimetatakse **alusteks**.

Vees hästi lahustuvaid aluseid (NaOH, KOH jt.) nimetatakse ka **leelisteks**.

Hüdroksüülrühmade arv ühendis võrdub metalli valentsiga.

Aluse ehk leelise äratundmiseks kasutatakse lakmuselahust vees või fenoolftaleini lahust piirituses. Lilla lakmus muutub leelises siniseks, fenoolftaleini lahus — vabarnapunaseks.

Lakmuse või fenoolftaleini lahuste asemel kasutatakse harilikult neis värvitud filterpaberi ribakesi.

4. Hüdraadid.

Vesi võib ühineda mõningate ühenditega. Näiteks valgele väävelhappu vase CuSO_4 pulbrile valame natuke vett. Segu soojeneb ja vedelik värvub siniseks. Aurustamisel ja sellele järgneval jahutamisel eralduvad vedelikust sinised vasevitrioli kristallid. Neis kristallides tuleb iga väävelhappu vase CuSO_4 molekuli kohta viis vee molekuli. Sellist vett nimetatakse **kristallveeks** ja ainet, mis teda sisaldab, **hüdraadiks**. Vasevitriol on seega väävelhappu vase kristallhüdraat: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

5. Tahkete ainete lahustuvus vees.

Vee tähtsaks omaduseks on lahustada endas teisi aineid.

Ei tule vahetada lahust seguga. Kriit näiteks ei anna veega lahust. Kui kaua me ka ei segaks kriidipulbrit vees, ikka jääb vedelik sogaseks ja segu tilgakese vaatlemisel mikroskoobis näeme selgesti kriiditükikesi.

Seistes muutub vedelik pikkamööda läbipaistvaks ja kriit sadestub nõu põhja. Tõelises lahuses ei avasta me aga parimagi mikroskoobiga mingi tahke aine osakesi.

Tutvumiseks mitmesuguste ainete lahustuvusega vees korraldame järgmise katse.

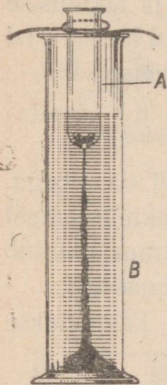
Võtame neli väikest katseklaasi, mille põhjas on augukesed. Ühte paneme natuke permangaanhaput kaaliumi, teise salpeetrit, kolmandasse — kustutatud lupja, neljandasse — peenikest klaasipuru.

Asetame katseklaasid veeklaasidesse nii, et neis olevad ained kattuksid veega. Esi- meses klaasis muutub vesi otsekohe lillaks ja katseklaasi põhjast levib mööda veeklaasi põhja lilla permangaanhapu kaaliumi joake (joon. 45).

Nii lahuse värvuse kui ka aine vähenemise järgi katseklaasis võib otsustada, et permangaanhapu kaalium lahustub vees.

Teises klaasis vee värvus ei muutu, aga salpeetri kogus väheneb. Tähelepanelikult vaadeldes võib märgata katseklaasi põhjast allapoole jooksva läbipaistva vedeliku joakest — salpeetri lahus vajub klaasi põhja. Nende tunnuste järgi saab otsustada, et ka salpeeter hästi lahustub vees.

Kolmandas klaasis ei ole märgata lupja vähenemist. Lak-



Joon. 45.
Permangaanhapu kaaliumi lahustumine vees.

muspaberiga uurides näeme, et lahus muutub siniseks. Järelikult on klaasis aluseline lahus.

Tilgutame natuke saadud lahusest klaasitükikesele ja aurustame vee. Klaasile jääb valge tahke aine. See näitab, et lubi lahustub vees, kuigi vähesel määral.

Klaasi lahustuvust ei saa eespool näidatud katsete varal kindlaks teha. Keemikud aga teavad, et pikemaajalisel vee keetmisel klaaskolvis muutuvad viimase seinad tuhmiks, nagu oleks vesi neid «söönud».

Mõned ained lahustuvad vees veel väiksemal määral kui klaas. Näit. võib hõbelusikas kauemat aega olla vees, ilma et saaks märgata mingeid hõbeda lahustumise jälgi. Bioloogid on siiski tähele pannud, et pikema aja jooksul lahustub vees kaduv-väikesel hulgal hõbedat, mis võib surmavalt mõjuda vees olevaile mikroobidele.

Praegusel ajal on kindlaks tehtud, et üldse pole aineid, mis ei lahustu vees. Tehakse ainult vahet hästi ja halvasti lahustuvate ja praktiliselt lahustumatute ainete vahel.

6. Lahustuvus erinevail temperatuuridel.

Kuna vee molekulide liikumine muutub temperatuuri tõustes energilisemaks, võib oletada, et nad kõrgemal temperatuuril avaldavad suuremat mõju vees lahustunud ainele.

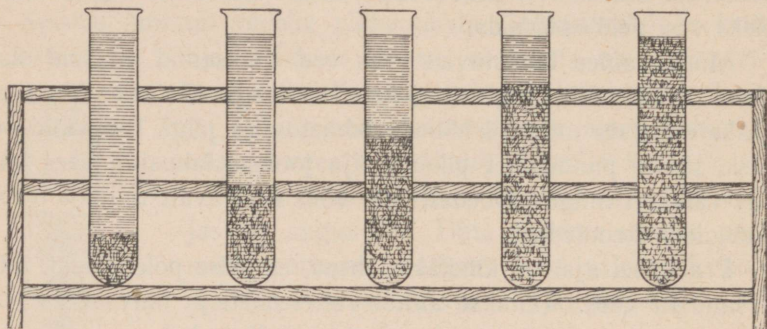
Katsed kinnitavad seda oletust: kuumas vees lahustuvad ained kiiremini kui külmas. Aga kummas vees lahustub rohkem sama ainet?

Valame keeduklaasi vett ja puistame sellesse nii palju kaaliumsalpeetrit KNO_3 , et kõige hoolikamal segamisel enamik temast jääks lahustumata.

Lahust, milles antud aine teatud temperatuuril enam ei lahustu, nimetatakse küllastunud lahuseks.

Korraldatud katse abil saime kaaliumsalpeetri küllastunud lahuse toatemperatuuril.

Soojendades seda lahust 20 kraadini ja kogu aeg segades saame küllastunud lahuse 20-kraadilisel temperatuuril. Täidame selle lahusega katseklaasi ja jätkame keeduklaasis oleva segu soojendamist, täites lahusega uued katseklaasid 40°, 60°, 100° temperatuuridel (joon. 46).



Joon. 46. Kaaliumsalpeetri lahustuvuse olenevus temperatuurist.

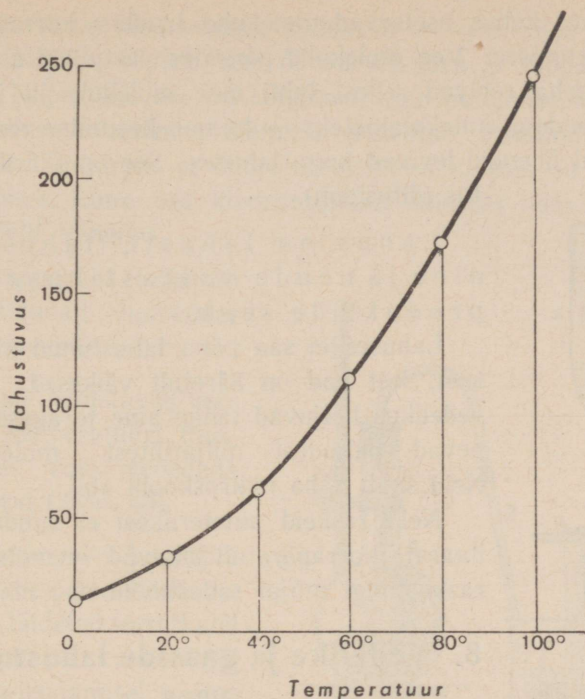
Lahuste jahtudes tekivad kõigis katseklaasides salpeetri kristallid: esimeses natuke, kuid igas järgnevas seda rohkem, mida kõrgem oli küllastunud lahuse temperatuur.

Sadestuse hulgast katseklaasides näeme, et salpeetri lahustuvus suureneb temperatuuri tõustes.

Ainete lahustuvuse koguseliseks võrdluseks väljendatakse lahustunud aine hulk grammides iga 100 grammi lahusti kohta.

Aine hulka grammides, mida on vaja lahustada 100 grammis lahustis küllastatud lahuse saamiseks, nimetatakse lahustuvuse koefitsiendiks.

Lahustuvuse koefitsient on seega aine suurim hulk grammides, mis antud temperatuuril veel lahustub lahusti 100 grammis.



Joon. 47. Kaaliumsalpeetri lahustuvuse graafik.

Lahustuvust väljendatakse tabelina või graafikuna (joon. 47).

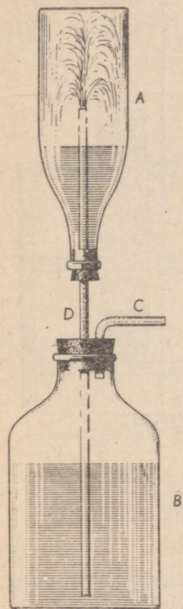
Kui temperatuuri tõustes aine lahustuvus suureneb, siis kül-
lastunud lahuse jahtudes tekivad lahustunud aine kristallid.

On teada ka aineid, mille lahustuvus soojendamisel vähe-
neb. Niisugune aine on näiteks kustutatud lubi ($\text{Ca}(\text{OH})_2$).

7. Lahustuvus atomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt.

Kuidas seletada lahustumisprotsessi atomistlik-moleku-
laarse teooria valgusel?

Tahkes kehas asetsevad molekulid kindlas korras ja on võnkeliikumises. Vee molekulid põrgates vastu vette asetatud tahket keha rebivad sellest lahti aine molekule ja ühinevad sageli nendega uuteks aineteks — toimub keemiline reaktsioon. Tekkinud ühendid levivad kogu lahuses. See on füüsiline nähtus (difusioon).



Joon. 48.
Kloorvesiniku
lahustumine
vees.

Lahus on lahusti, lahustunud aine ja nende vastastikuse toime produktide segu.

Lahuses ei saa näha lahustunud aine osakesi, sest nad on ääretult väikesed. Sogases vedelikus hõljuvad tahke aine terakesed koosnevad paljudest miljarditest molekulidest. Neid saab näha mikroskoobi abil.

Neid raskeid aineterakesi ei suuda kaasa haarata korrapäratult liikuvad veemolekulid ja raskustungi mõjul sadestuvad nad nõu põhja.

8. Vedelike ja gaaside lahustuvus vees.

Ka vedelikud ja gaasid lahustuvad vees. Lahustuvuse järgi võib eraldada hästi lahustuvaid, halvasti lahustuvaid ja praktiliselt mittelahustuvaid vedelike ja gaase.

Viinapiiritus ja vesi lahustuvad teineteises igas vahekorras.

Praktiliselt vees lahustumatuiks vedelikeks on taimeõlid, petrooleum, tõkat.

Gaasidest lahustub vees hästi kloorvesinik HCl. See on värvusetu, õhust natuke kergem, terava lõhnaga gaas.

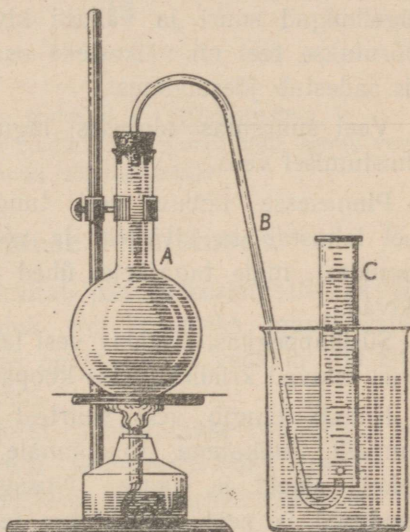
Kloorvesiniku lahustumist vees selgitab järgmine katse (joon. 48).

Pudelis A on kloorvesinik, pudelis B — vesi. Kui puhuda torusse C õhku, tõuseb vesi õhusurvel toru D mööda pudelisse A. Niipea kui see on sündinud, võib puhumise lõpetada: vesi purskub fontäänina ülemisse pudelisse. Pürskumine toimub selle tagajärjel, et õhurõhk alumises klaasis on suurem kui ülemises, kuna osa kloorvesinikku lahustus vees ja õhurõhk pudelis vähenes.

Süsihappegaas lahustub vees tunduvalt halvemini kui kloorvesinik.

Gaaside lahustuvus vees väheneb temperatuuri tõustes, milles võib veenduda katse varal (joon. 49).

Täidame kolvi A korgini külma veega ja ühendame ta veega täidetud toru B abil gaasikogumise seadisega. Kolvi soojendamisel näeme varsti eralduvaid gaasimulle, mis kogunevad silindris C.



Joon. 49. Gaasilahustuvuse vähenemine vees soojendamisel.

Gaaside lahustuvus suureneb rõhu tõustes.

Mahlajookide valmistamisel lisatakse neile kõrge rõhu all süsihappegaasi ja hoitakse jooke paksuseinalistes õhukindlalt korkitud pudelites. Kui pudel avada, muutub rõhk temas võrdseks õhurõhuga, teiste sõnadega, ta väheneb, mille tagajärjel osa süsihappegaasist suure jõuga välja tungib, pannes pudelis oleva mahla kihisema.

9. Vesi looduses.

Enam kui kolm veerandit Maakera pinnast on kaetud veega. Sellelt määratu suurelt pinnalt aurab iga päev miljooneid tonne vett, mis hiljem langeb maapinnale sademetena vihma, lume, udu, kaste näol.

Vesi teeb suurt mehaanilist tööd: ta purustab ja peenestab kivimeid. Jääliustikud ja mägijõed kannavad paigast paika hiigelhulgad suuri ja väikesi kive ning liiva. Palju sellest hõõrutakse teel nii väikesteks osakesteks nagu on jõemuda, mis sadestub jõesuudmes.

Veel suuremas ulatuses laguneb tahkeid aineid nende lahustumisel vees.

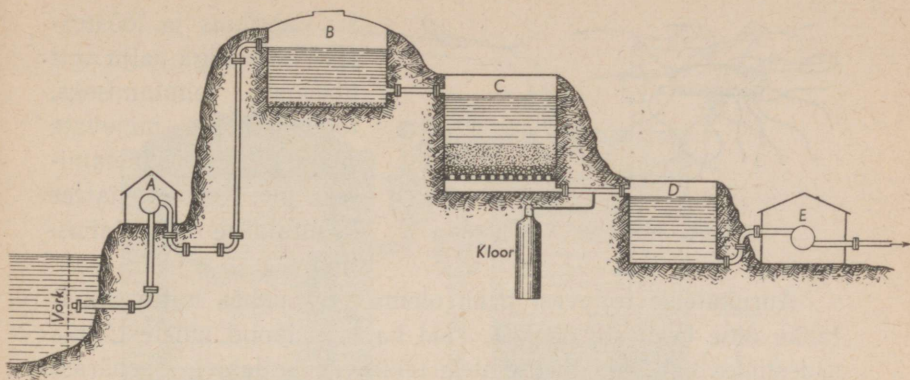
Pinnasesse imbuv vesi tungib vahel väga sügavale. Teel lahustab ta kivimeid ja võtab osa keemilistest reaktsioonidest, mille tagajärjel ühed mineraalid hävivad, teised tekivad.

Süsihappegaasi sisaldav vesi lahustab lubjakivi. Selle tagajärjel tekivad kriidimägedes koopad.

Kohati tungib vesi suurtest sügavustest külmade või kuumade allikatena maapinnale. Ta sisaldab lahustunud tahkeid aineid ja gaase. Niisugustel vetel on tervistavad omadused ja neid nimetatakse tervisveteks (mineraalveteks). NSV Liit on väga rikas mineraalvete poolest, milledest paljusid kasutatakse tervisvetena. Eriti palju on tervisveeallikaid Kaukaasias (Kislovodskis, Pjatigorskis, Matsestas ja mujal).

Suur on vee tähtsus taimede ja loomade elus. Ta lahustab toiteaineid ja valmistab neid ette keemilisteks reaktsioonideks loomade ja taimede rakukestes.

Kuna need reaktsioonid toimuvad ainult lahustes, on elu veeta täiesti võimatu.



Joon. 50. Filterveevärk: A — pump, B — settimisbassein, C — liivafilter, D — puhastatud vee hoidla, E — pump, mille kaudu vesi juhitakse veetorni või tarvitajaile.

10. Vesi inimese teenistuses.

Täiskasvanud inimene tarvitab päevas keskmiselt kaks liitrit vett. Palju rohkem kulub vett muudeks igapäevasteks vajadusteks. Suurtes linnades on keskmine veekulu 100 liitrit inimese kohta öö-päeva jooksul.

Kui linn saab joogivett jõest, puhastatakse vett temas hõlvuvatest tahke aine osakestest filterveevärkides (joon. 50). Esmalt pumbatakse vesi erilistesse settimisbasseinidesse, kus ta mõni aeg seisab. Osa sogast langeb põhja, kuid vette jääb veel peenimaid tahke aine osakesi ja mikroobe (joon. 51).

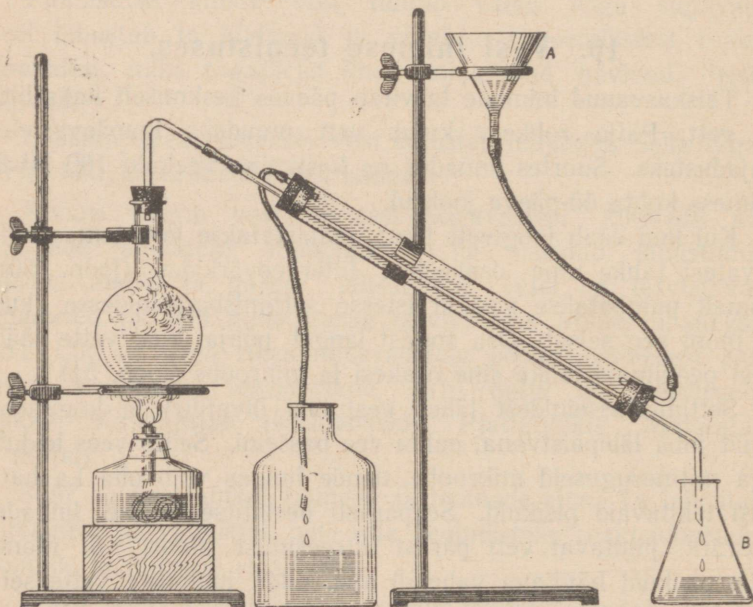
Settimisbasseinidest läheb vesi läbi liivafiltri ja koguneb, nüüd juba läbipaistvana, puhta vee basseini. Selles vees leidub aga mitmesuguseid mikroobe, nende hulgas võib olla ka haigusi tekitavaid pisikuid. Seepärast desinfitseeritakse linnade veevärki juhitavat vett pärast filtreerimist kloori või mõne muu pisikuid hävitava vahendi abil, mida juhitakse vette sellisel hulgal, et ta surmab küll pisikuid, aga ei too kahju inimesele.



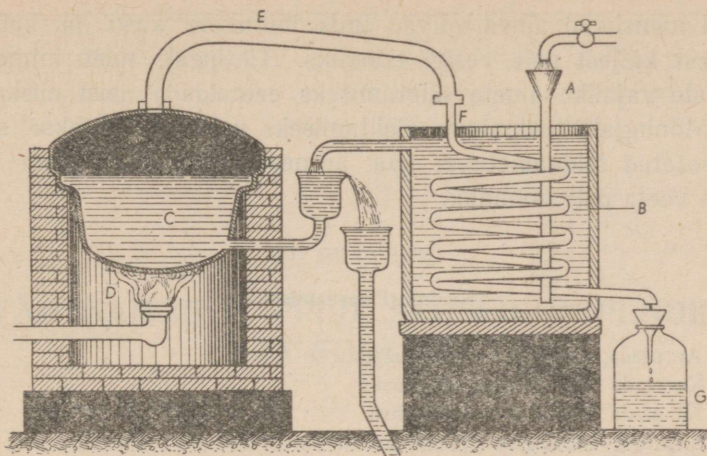
Joon. 51. Mikroobe veetilgas.

Vabrikuis ja tööstustes kulub väga palju vett masinate jahutamiseks, töötlemisele minevate materjalide puhastamiseks jne. Keemiatehastes kasutatakse vett lahustina.

Aurukatelde toitevesi peab olema eriti puhas mitte ainult tahke aine osakeste poolest, vaid ka lahustunud ainetest, mis sadestudes katla- ja toruseintele tekitavad katlakivi. Seepärast tarvitatakse siin vahel isegi destilleeritud vett.



Joon. 52. Destilleerimisaparaat.



Joon. 52-a. Destilleerimiskatel.

Aurumasina silindritest väljuv aur muudetakse mõnikord erilistes jahutites taas veeks ja kasutatakse uuesti katla toiteveena.

Väheste hulcade destilleeritud vee saamiseks laboratooriumides kasutatakse joon. 52 kujutatud aparati. Suuremal hulgal destilleeritud vee saamiseks aetakse vesi kinnises destilleerimiskatlas keema ja juhatakse tekkiv aur läbi toru, mida ümbritseb külm voolav vesi. Nii tiheneb aur veeks ja koguneb selleks määratud nõusse. Veeks lahustunud ained jäävad aga katlasse (joon. 52-a).

Destilleeritud vett tarvitatakse veel arstimite valmistamisel.

Joomiseks pole destilleeritud vesi kohane: ta on maitsetu ja võib pikemaajalisel tarvitamisel kutsuda esile haiguslikke nähtusi, sest tugeva lahustina võtab ta organismilt aineid, mille puudumine võib tekitada häireid.

Paljude keemiatööstuste jaoks on vesi tooraineks: temast saadakse hapnikku ja vesinikku.

Looduslikud ained võivad tuua inimesele kasu ja kahju. Sellest küljest pole vesigi erandiks. Tihti peale tuleb inimesel temale vajalike ainete säilitamiseks eemaldada neist niiskust.

Mõningate toiduainete säilitamiseks neid kuivatatakse, sest kuivatatud toiduainetes ei saa areneda mikroobid, kuna elu ilma veeta pole võimalik.

Küsimusi kordamiseks.

1. Arvutada, mitu protsenti hapnikku on vees.
2. Nimetada vee füüsilisi omadusi.
3. Nimetada vee keemilisi omadusi.
4. Kirjutada vee lagundamise võrrand.
5. Tooge näide vesiniku asendamisest vees metalliga!
6. Missuguseid aineid nimetatakse alusteks?
7. Kuidas teha kindlaks, kas uuritav vedelik sisaldab alust?
8. Tooge vee ja hapendi ühinemise näide!
9. Kirjutage magneesiumhüdrosüüdi valem (magneesium on kahevalentne)!
10. Nimetage hästi lahustuvaid ja praktiliselt lahustumatuid aineid!
11. Nimetage vedelikke ja gaase, mis vees hästi lahustuvad!
12. Missugust lahust nimetatakse küllastunuks?
13. Kuidas seletada ainete lahustuvust vees atomistlik-molekulaarse teooria valgusel?
14. Mispärast võib toores kartul idanema hakata või mädaneda, kuna kuiv seisab kaua muutusteta?
15. Millest tekib samovari seintele kivi?
16. Kuidas saadakse laboratooriumis destilleeritud vett?

VII PEATÜKK.

TÄHTSAMAD HAPPED, ALUSED, HAPENDID JA SOOLAD.

Esiatsel tutvumisel ainete koostise ja omadustega nägime, et ained võivad olla liht- ja liitained. Lihtainete hulgas eristatakse metalle ja mittemetalle. Ka liitaineid saab jagada rühmadeks ehk klassideks.

Ainete klassifitseerimine võimaldab keemia õppimisel orienteeruda ainete mitmekesisuses, õppides tundma üksikute klasside tähtsamaid esindajaid. Ühte ja samasse klassi kuuluvail ainetel on rida ühiseid omadusi ja nad on sarnased molekulide koostise ning struktuuri poolest.

Tutvume hapete, aluste, hapendite ja soolade tähtsamate esindajatega.

1. Soolhape.

Soolhappe füüsilised omadused. Lahuste tundmaõppimisel panime tähele kloorvesiniku (HCl) suurt lahustuvust vees.

Kloorvesiniku lahustuvus suureneb vee jahenemisel. Tema vesilahust nimetatakse kloorvesinikhappeks ehk soolhappeks. Väga kanges ehk kontsentreeritud soolhappes on ligi 40% kloorvesinikku. Selline hape «suitseb» õhu käes. Temast erituv kloorvesinik ühineb veeauruga ja tekivad väikesed soolhappe piisakesed — «udu».

Soolhape on veest natuke raskem (39-protsendilise soolhappe erikaal on 1,2). Tal on terav lõhn.

Soolhappe keemilised omadused. Soolhappelahus on maitsetult hapu. Sinise lakmuse ja punakapsa mahla värvib ta punaseks, fenoolftalein muutub värvituks.

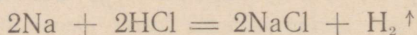
Tuletame meelde, et lakmus muutub alustes siniseks, fenoolftalein vabarnapunaseks.

Aineid, millede värvus muutub aluseliste või happeliste lahuste toimel, nimetatakse *i n d i k a a t o r i t e k s*.

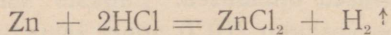
Soolhape reageerib enamike metallidega. Eriti tormiline on kontsentreeritud soolhappe ja naatriumi vastastikune toime. Seda näitab katse, mida saab korraldada joon. 44 kujutatud seadise abil.

Katseklaasi valatakse umbes neljandik tema mahust kontsentreeritud soolhapet, kinnitatakse katseklaas alusele ja asetatakse temasse hernetera suurune tükk naatriumi. Katseklaasist eritub vesinikku, mida saame süüdates kontrollida, aga katseklaasi põhja sadestuvad väikesed keedusoolakristallid. Seda ainet nimetatakse ka kloornaatriumiks ja märgitakse valemiga NaCl.

Soolhappe ja naatriumi vahel toimuva reaktsiooni võrand on:



Soolhappe ja tsingi vastastikusel toimel eritub samuti vesinikku, lahusesse jääb kloortsink ZnCl_2 :



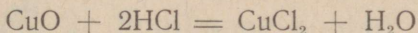
Samuti mõjub soolhape ka rauale, alumiiniumile ja paljudele teistele metallidele.

Nende reaktsioonide tagajärjel tekivad kloormetallid: kloorraud FeCl_2 , klooralumiinium AlCl_3 jt.

Need kloormetallid on soolhappe vesiniku metalliga asendamise produktideks.

Vasele, hõbedale ja kullale ei avalda soolhape mõju.

Metallide hapenditega ta reageerib. Ka sel korral tekivad kloormetallid. Kui näiteks katseklaasis olevasse soolhappesse puistata natuke vaskhapendit ja katseklaasi soojendada, tekib roheline kloorvase lahus CuCl_2 . Reaktsioon on järgmine:



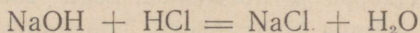
Kloorvaske võib vaadelda kui happe vesiniku metalliga asendamise produkti.

Liitaineid, mis on happe vesiniku metalliga asendamise produktideks, nimetatakse **sooladeks**.

Kloormetallid on soolhappe soolad.

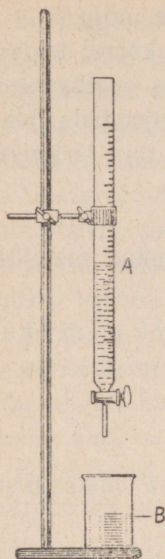
Soolhappe väga tähtsaks omaduseks on tema vastastikune toime alustega.

Nende reaktsioonidega tutvumiseks valame klaasikesse (joon. 53) natuke sööbenaatriumi lahjendatud lahust ja lisame mõni tilk lakmuse lahust. Vedelik muutub siniseks. Nüüd lisandame samasse klaasi gradueeritud torust (büretist) tilkhaaval lahjendatud soolhapet, kuni lahus muutub lillaks. Lakmuse violetne värvus näitab, et klaasis pole alust ega hapet. Selliseid lahuseid nimetatakse **neutraalseteks**. Pärast vee aurustamist jääb järele keedusool NaCl :

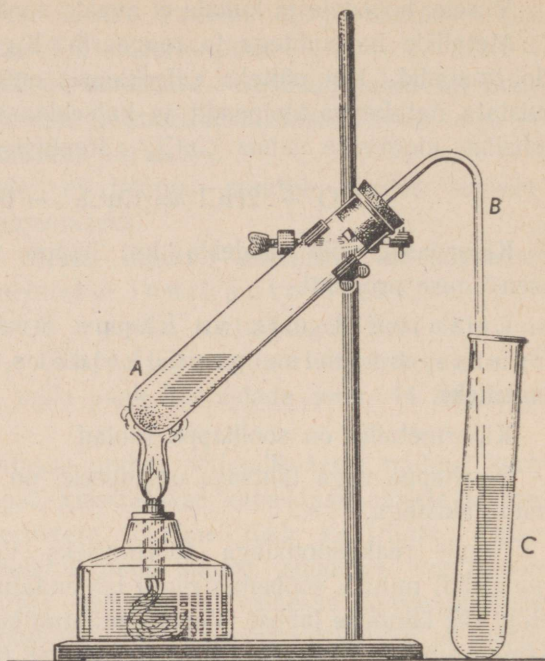


Võrrandist näeme, et sööbenaatriumi ja soolhappe lahuste kokkuvalamisel happe vesiniku-aatomid ühinesid hüdroksüülrühmadega, aga naatriumi aatomid kloori aatomitega. Reaktsiooni tulemuseks olid sool ja vesi.

Aluse ja happe vastastikust reageerimist, mille tagajärjel tekib sool, nimetatakse **neutraaliseerimiseks**.

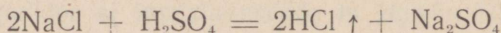


Joon. 53.
Leelise
neutraliseeri-
mine
happega.

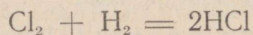


Joon. 54. Soolhappe saamine laboratooriumis.

Soolhappe saamine ja kasutamine. Tööstuses saadakse soolhapet väävelhappe ja keedusoola segu soojendamisel ja selle tagajärjel erituva kloorvesiniku lahustamisel vees:



Peale selle saadakse tööstuses soolhapet kloori ühinemisel vesinikuga:



Laboratooriumides võib soolhapet saada esimesel viisil (joon. 54).

Soolhapet kasutatakse aluste neutraliseerimiseks, kloori soolade saamiseks, plastmasside ja arstimate valmistamisel.

Ka jootmisel tarvitatakse soolhapet ja klooritsinki.

2. Soolhappe soolad.

Kloornaatrium. Kõige enam levinud soolhappe soolaks on kloornaatrium.

Määratud hulgad seda soola on lahustunult merevees.

Vee auramise tagajärjel suureneb vee soolasisaldus nii palju, et sool sadestub järve põhja. Niisugust soola nimetatakse iseseetivaks. NSV Liidus saadakse iseseetivat soola tohutul määral Eltoni ja Baskuntšaki järvedest.

Kohtades, kus kaugete aegade eest oli merepõhi, leiduvad paksud soolalademed. Niisugust soola kutsutakse kivisoolaks.

NSV Liidus on rikkaimad kivisoolalademed Artemovskis (Donbassis), Iletskis (Uuralis) ja kaugel Jakuutias.

Suur osa toodetavast keedusoolast läheb inimeste toidu lisandiks maitseainena ja loomade söötadesse.

Keedusool on tooraineks paljudes keemiatööstuse harudes. Temast saadakse naatriumi, kloori, soodat ja teisi aineid.

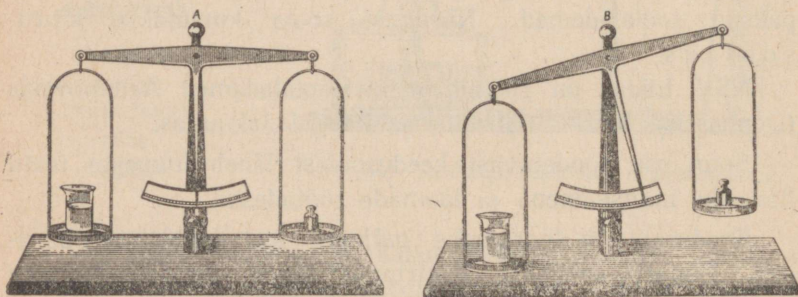
Kloorkaalium. Ka kloorkaaliumi KCl leidub looduses küllaldaselt, kuigi mitte sellistes suurtes kogustes nagu kloornaatriumi. NSV Liidu suurimad kloorkaaliumi lademed on Solikamski ümbruses. Nad avastati ja nende kasutamisele asuti alles nõukogude võimu ajal. Peale selle on kaaliumisoola lademeid Kesk-Aasias. NSV Liit on mitte ainult ise küllaldaselt varustatud kaaliumväetistega, vaid ta võib peagi muutuda nende suurimaks eksportijaks.

Kloorkaalium on väga väärtuslikuks mineraalväetiseks, kuna kaalium on taimede eluks samuti vajalik nagu keedusool loomadele.

Keemiatööstuses tarvitatakse kloorkaaliumi sööbekaaliumi (KOH) saamiseks.

3. Väävelhape.

Füüsilised omadused ja lahustuvus vees. Puhas väävelhape (H_2SO_4) on värvuseta õlitaoline vedelik, mis keeb umbes 340° juures. Ta seob vett. Kui asetada kaalukaasile klaas väävelhappega, tasakaalustada ja jätta mõneks ajaks seisma, vajub see kaalukauss allapoole, millel asetseb klaas väävelhappega: väävelhape neelab õhust endasse veeauru ja klaas muutub raskemaks (joon. 55).



Joon. 55. Väävelhape neelab õhust niiskust.

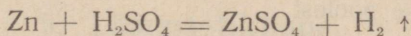
Vees lahustub väävelhape mistahes kaalulises vahekorras. Seejuures eritub palju soojust. Väävelhappe lahustamisel vees tuleb olla ettevaatlik ja valada hapet vette, aga mitte vastupidi. Valada tuleb väikeste annustena peenikese joana. Veest raskem hape vajub allapoole ja lahustub vees, mille tagajärjel lahus soojeneb enamvähem ühtlaselt. Kui talitada

teisiti ja valada vett happesse, jääb happest kergem vesi happe pinnale ja lahustumissoojuse arvel soojeneb ainult see osa lahusest, kusjuures temperatuur võib tõusta seal kohas üle 100 kraadi. Seetõttu võib osa veest muutuda auruks, mis purskub üles, viies kaasa väävelhappe piisakesi.

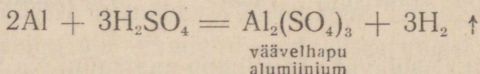
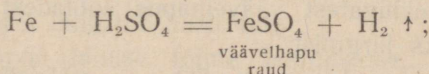
Väävelhape hävitab orgaanilisi kudesid ja tekitab nahale saitudes põletushaavu.

Väävelhappe keemilised omadused. Indikaatoritesse mõjub väävelhape samuti nagu soolhape: lakmus värvub temas punaseks.

Ka metallidele on väävelhappe toime samasugune nagu soolhappelgi: reaktsiooni puhul eritub vesinikku ja lahusesse jääb sool. Näiteks saame väävelhappe ja tsingi vastastikusel toimel vesiniku ja väävelhapu tsingi:

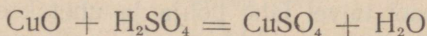


Samuti reageerivad väävelhappega raud ja alumiinium:

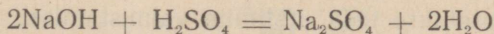


Vask ei tõrju vesinikku lahjendatud väävelhapest. Kuld ja plaatina ei reageeri ka kontsentreeritud väävelhappega.

Metallide hapenditega reageerib väävelhape samuti nagu soolhapegi: tekivad vesi ja soolad. Näiteks tekib vaskhappendi soojendamisel väävelhappes väävelhapu vask:



Väävelhape neutraliseerib aluseid. Näiteks tekib väävelhappe ja sööbenaatriumi vastastikusel toimel väävelhapu naatrium ja vesi:



Väävelhappe saamine ja kasutamine. Väävelhappe saamiseks kasutatakse väävlit ja tema ühendeid metallidega (rauaga, tsingiga, seatinaga, vasega). Väävli põledes ja väävelmetallide põletamisel saadakse väävlishapendit SO_2 , mis hapendub väävelhapendiks SO_3 . Viimane ühineb energiliselt veega ja annab väävelhappe: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$. Väävelhapendit nimetatakse ka väävelhappe anhüdriidiks. Anhüdriid tähendab vee ta.

Väävelhappel on põhjanev tähtsus kogu keemiatööstuses. Teda tarvitatakse määratul hulgal mineraalväetiste ja lõhkeainete tootmisel, nafta töötlemisel jne. Toodetava väävelhappe hulga järgi võib otsustada riigi industrialiseerimise ja kaitsevõime üle. NSV Liit asub väävelhappe tootmiselt esikohal Euroopas ja ta on esikohal maailmas väävelhappe tehaste tehnilise täiuslikkuse poolest.

4. Väävelhappe soolad.

Looduses leiduvatest väävelhappe sooladest on tegelikult tähtsamad kaks järgmist:

Väävelhappu naatrium Na_2SO_4 ja väävelhappu kaltsium CaSO_4 .

Kristallvett sisaldavat väävelhappu naatriumi $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ nimetatakse glaubrisoolaks. Seda soola leidub lahustunult merevees.

Väävelhappu naatriumi poolest on eriti rikas Kara-Bogazi laht Kaspia mere idaosas.

Kuna selle soola lahustuvus väheneb temperatuuri langes, sadestub sool talvel lahe põhja ja uhetakse lainete poolt kaldale. Siit veetakse teda kaugemale, et suvel sooja vee lained teda uuesti ei lahustaks.

Väävelhappu naatriumi tarvitatakse klaasi valmistamisel, riidevärvide saamiseks ja sooda (Na_2CO_3) tootmiseks. Väheemas ulatuses kasutatakse teda arstimite valmistamisel.

Kristallvett sisaldavat väävelhapu kaltsiumi $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ nimetatakse kipsiks. Kipsi leidub looduses väga laialdaselt. Meil on tema rikkaimad lademed Donbassis.

Kuumutamisel kuni 150 kraadini kaotab kips osa vett ja muutub nn. «põletatud kipsiks» ehk alabastriks, mida tarvatakse krohvimistööl.

Arstiteaduses kasutatakse põletatud kipsi luumurrete puhul murrukohtade liikumatult paigale panekuks.

Kunstlikult saadavaist väävelhappe sooladest tuleb nimetada rauavitrioli $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (rohelised kristallid) ja vasevitrioli $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (sinised kristallid). Mõlemaid saadakse vastavate metallide lahustamise teel väävelhappes.

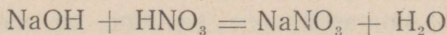
Neid kasutatakse peamiselt põllunduses võitluseks kahjuritega.

5. Lämmastikhape.

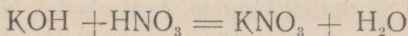
Puhas lämmastikhape on veest poolteist korda raskem värvuseta vedelik, mis lahustub hästi vees.

Lämmastikhappe lahuse toime lakmusesse, alustesse ja metallide sooladesse sarnaneb väävelhappe toimega.

Sööbenaatriumi või -kaaliumi neutraliseerimisel lämmastikhappes saadakse lämmastikhappe soolad:

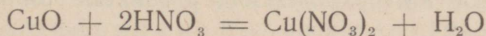


lämmastikhapu
naatrium (sool)



lämmastikhapu
kaalium (sool)

Metallide hapendite ja lämmastikhappe vastastikune reageerimine annab vastavate metallide lämmastikhapud soolad ja vee:



lämmastikhapu
vask (sool)

Lämmastikhappe toime metallidesse erineb väävelhappe ja soolhappe toimest. Näiteks ei eritu lämmastikhappe ja tsingi vastastikusel toimel vesinikku, vaid teisi gaase, millede hulgas on pruunikas lämmastik-kahelishapend NO_2 . Aga sellegi reaktsiooni puhul jääb lahusesse lämmastikhapu tsink: $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.

Lämmastikhape reageerib vase ja isegi hõbedaga, millesse ei avalda toimet ei soolhape ega lahjendatud väävelhape. Reaktsiooni puhul eritub lämmastiku hapendeid gaasidena, kuna lahusesse jäävad vastavad lämmastikhapud soolad: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ja AgNO_3 .

Kulla ja platinaga lämmastikhape ei reageeri.

Lämmastikhappe abil on hõlpus eristada vaskesemeid kullast: tilk lämmastikhapet tekitab vaskesemel rohekaspruuni laigu (lämmastikhapu vask).

Lämmastikhappe abil saab kulla sulamist hõbeda või vasega eraldada puhast kulda: vask ja hõbe lahustuvad lämmastikhappes, kuld aga ei lahustu.

Kontsentreeritud soolhappe ja lämmastikhappe segus lahustuvad kõik metallid, nende hulgas ka kuld.

L ä m m a s t i k h a p p e s a a m i n e. Nüüdisaja tööstustes saadakse lämmastikhapet veest ja õhust. Abimaterjalina kasutatakse sütt. Lämmastikhappe saamine on väga keerukas toiming.

Kõik tehased lämmastikhappe tootmiseks NSV Liidus on ehitatud nõukogude võimu ajal.

Lämmastikhappel on väga suur tähtsus riigikaitse seisukohalt. Suitsuta püssirohi ja lõhkeained kahurimürskude ning lennukipommide jaoks valmistatakse puuvilla, glütseriini ja mõnede kivisöe kuivdestillatsiooni produktide töötlemisel lämmastikhappesega.

Suitsuta püssirohu leiutas Venemaal D. Mendelejev.

Suure Isamaasõja ajal tarvitas Nõukogude armee ainult kodumaal toodetud lõhkeaineid ega tundnud puudust sõjavarustisest.

Rahuajal kasutatakse enamikku lämmastikhapet mineraalväetiste valmistamiseks.

6. Lämmastikhappe soolad.

Lämmastikhappe sooladest on suurema praktilise tähtsusega lämmastikhapu naatrium (NaNO_3), lämmastikhapu kaalium (KNO_3) ja lämmastikhapu kaltsium ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$). Neid soolašid nimetatakse ka salpeetriteks.

Kõigil neil salpeetritel on suur tähtsus mineraalväetistena. Kaaliumsalpeetrit tarvitatakse veel musta püssirohu valmistamiseks, segades teda väävli ja söega.

Lämmastikhapu hõbedat (AgNO_3) tarvitatakse arstiteaduses (põrgukivi) ja fotograafias.

7. Hapete koostis ja üldised omadused.

Võrreldes tundmaõpitud happeid koostiselt ja omadustelt, paneme tähele järgmist. Nad sisaldavad kõik vesinikku, lahustuvad vees, on maitset hapud, avaldavad toimet indikaatoritesse ja reageerivad mõningate metallide (erinevalt), metallide hapendite ning alustega.

Kuid on olemas ka happeid, mis vees ei lahustu ega muuda lakmuse värvust. Kui neid aga koos alustega soojendada, saame soolad ja vee. Selliste hapete hulka kuulub näiteks steariinhape ja teised rasvahapped. Rasvahapete soolasid nimetatakse seepideks.

Nii lahustuvate kui lahustumatute hapete ühiseks omaduseks on reageerimine alustega.

Kuna seejuures happe vesinik ühineb aluse hüdroksüülrühmaga, võib öelda: hapeteks nimetatakse liitaineid, mis sisaldavad aluste hüdroksüülrühmaga ühineda võivat vesinikku.

Hapete vesinik võib asendada ka metallidega.

Mõnede hapete molekulid sisaldavad ainult ühe vesiniku-aatomi, näiteks soolhape HCl , lämmastikhape HNO_3 . Selliseid happeid nimetatakse ühealuselisteks. Väävelhappe H_2SO_4 molekulis on kaks hüdroksüülrühmadega ühinevat vesiniku-aatomit. See hape on kahealuseline. Fosforhape H_3PO_4 on kolmealuseline.

8. Alused.

Alusteks nimetatakse liitaineid, mille molekulid sisaldavad ühe metalli aatomi, mis on ühinenud ühe või mitme hüdroksüülrühmaga.

Vees hästi lahustuvaid aluseid nimetatakse leelisteks.

Tähtsamad leelised on sööbenaatrium (NaOH), sööbekaalium (KOH) jt.

Sööbenaatrium ja sööbekaalium on nii väliselt kui keemilistelt omadustelt väga sarnased. Nad on hõlpsasti vees lahustuvad ained. Nende lahustumisel eritub soojust. Nad neutraliseerivad happeid. Nende reageerimisel rasvadega saadakse vees lahustuv seep. Naatrium-seep on tahke aine, kaalium-seep aga poolvedel.

Sööbekaaliumi ja sööbenaatriumi saadakse tööstuses elektrolyütiliselt: kloornaatriumi lahus annab NaOH , kloorkaaliumi lahus — KOH .

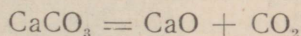
Sööbenaatriumil ja sööbekaaliumil on suur tähtsus tööstuses ja majapidamises. Neid kasutatakse hapete neutraliseerimiseks ja tarvitatakse seepide valmistamisel. Pesupesemisel lisandatakse pesuveele vahel sööbenaatriumi (seebikivi) lahust.

Kustutatud lubi lahustub vees võrdlemisi vähe. Tema lahusel (lubjaveel) on leelise omadused: ta mõjutab indikaatoreid ja neutraliseerib happeid.

Süsihappegaasi juhtimisel lubjavette toimub järgmine reaktsioon: $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow^1 + \text{H}_2\text{O}$, mille tõttu lubjavesi muutub sogaseks. Tekkinud süsihapu kaltsium ei lahustu vees, muudab selle algul sogaseks ja pikkamööda sadestub.

Kustutatud lupja saadakse vee ja kaltsiumhapendi vastastikusel toimel: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$. Seda reaktsiooni tunnevad ehitustöölised lubja «kustutamise» nime all.

Kaltsiumhapendit CaO nimetatakse ka kustutamata lubjaks. Seda tekib süsihapu kaltsiumi CaCO_3 lagundamisel, misjuures peale kaltsiumhapendi tekib veel süsihappegaasi:



Kustutamata lupja saadakse lubjakivi kuumutamisel erilistes ahjudes (joon. 56 ja 57).

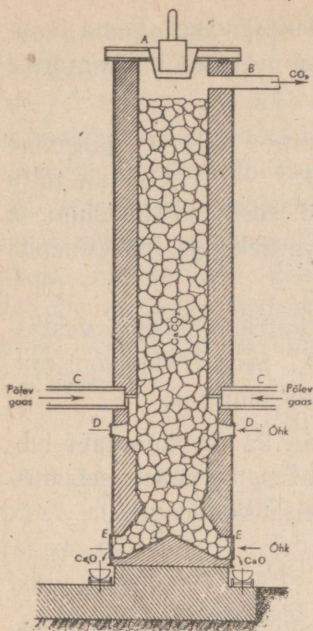
Moodsates ahjudes kuumutatakse lubjakivi põlevate küttegaaside abil, mida juhitakse ahju külgtoru kaudu.

Põlemiseks vajalik õhk tungib ahju selle alumises osas olevate avade kaudu.

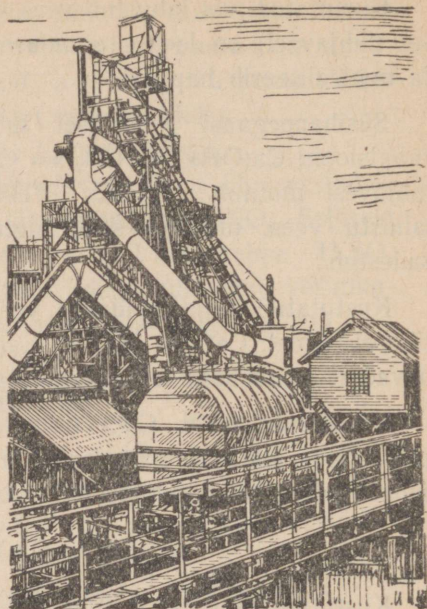
Kustutatud lupja kasutatakse sideainena (lubjamördina) ehituskivide ühendamiseks ja krohvi valmistamiseks.

Lahustumatud alused. Lahustumatud alused on näiteks vaskhüdrosüüd Cu(OH)_2 , raudhüdrosüüd Fe(OH)_3 , alumiiniumhüdrosüüd — Al(OH)_3 .

¹ Kui lahuses kulgeva reaktsiooni tulemusena saadakse sademena väljalangev (lahustumatu) aine, siis tähistatakse seda ainevalemi kõrvale kirjutatud allapoole suunatud noolega.

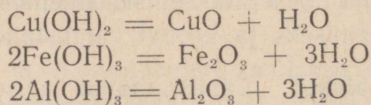


Joon. 56. Lubjapõletamise ahju läbilõige.



Joon. 57. Lubjapõletamise ahju välisvaade.

Soojendamisel lagunevad need hüdroksüüdid kergesti metallide hapenditeks ja veeks:



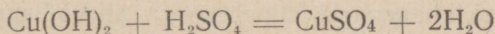
Pöörduvat reaktsiooni aga ei toimu: nende metallide hapendid ei ühine veega.

Lahustumatud alused ei avalda mõju indikaatoreisse. Hapetega reageerivad nad nagu leelised: reaktsiooni tulemuseks on sool ja vesi.

Seda näitab järgmine katse.

Paneme portselan-kausikesse natuke vaskhüdroksüüdi ja valame temale ettevaatlikult lahjendatud vävelhapet kuni aluse täieliku lahustumiseni. Saadud sinaka lahuse osalise aurustamise ja sellele järgneva jahutamise järel näeme kausikese põhjas vasevitrioli kristallikesi.

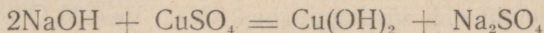
Toimunud reaktsiooni võrrand on järgmine:



Niisamuti reageerivad ka teised lahustumatud alused vävelhappega.

Võrreldes eelmist võrrandit hapete neutraliseerimise võrranditega näeme, et aluste ja hapete vastastikune reageerimine on nii lahustuvate kui lahustumatute aluste ühine omadus.

Lahustumatud alused saadakse leeliste ja vastavate soolade reageerimisel. Segades sööbenaatriumi lahust vävelhapu vase lahusega saame vaskhüdroksüüdi:



9. Aluselised ja happelised hapendid.

Hapete ja aluste vaatlusel tutvusime mõnede hapendite keemiliste omadustega. Ühed hapendid reageerivad hapetega, teised leelistega. Mõlema reaktsiooni tulemuseks on sool ja vesi.

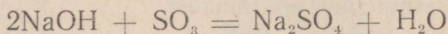
Hapendid, mis reageerivad hapetega, nimetatakse aluselisteks.

Aluselised hapendid on näiteks vaskhapend CuO , kaltsiumhapend CaO , raudhapend Fe_2O_3 .

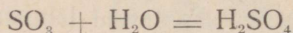
Mõned aluselised hapendid ühinevad veega vahetult, andes leelise. Enamik aluselisi hapendeid ei ühine veega; igapähele neist vastab alus, millest seda hapendit võib saada.

Leelistega reageerivaid hapendeid nimetatakse happelisteks hapenditeks ehk happetanühüdriidideks.

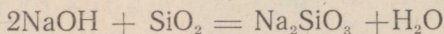
SO₃ näiteks on happeline hapend; ta reageerib sööbenaatriumiga:



Enamik neid hapendeid ühineb veega, andes happeid, näiteks



On aga ka happelisi hapendeid, mis ei ühine veega. Näiteks ei lahustu ränihapend SiO₂ vees. Kui aga sulandada teda leeliselega, saame soola ja vee:



See reaktsioon näitab, et ränihapend on happeline hapend.

Looduses on hapendid väga levinud. Õhus leidub süsinikahelishapendit ehk süsihappegaasi CO₂. Vesi H₂O on vesiniku hapend.

Maakerakoor sisaldab palju mineraale, mille koostisse kuulub ränihapend SiO₂. Levinuim neist on kvarts: peamiselt sellest koosnebki liiv, mida tarvitatakse klaasi ja silikaatelliste valmistamiseks.

Tööstuses saadakse mõningaid hapendeid liitainete lagundamisel. Nii saadakse lubjakivi põletamisel kaltsiumhapendit (kustutamata lupja) ja süsihappegaasi.

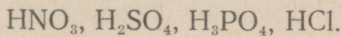
Hapendeid saadakse ka lihtainete hapendamisel. Nii saadakse tsingi aurude põletamisel tsinkhapendit ZnO ehk tsinkvalget.

Ka väävelhappe saamisel saadakse esmalt väävlü hapendeid (SO₂ ja SO₃).

10. Soolade koostis ja nimetus.

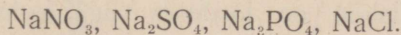
Iga hape sisaldab: 1) vesiniku aatomeid, mis võivad ühineda hüdroksüülrühmaga või asendada metalliga; 2) aatomite rühmi või üksiku aatomi, mida nimetatakse happejäägiks.

Järgnevais hapete valemites on happejäägid alla kriipsutatud:



Happejääke pole võimalik saada vabas olekus.

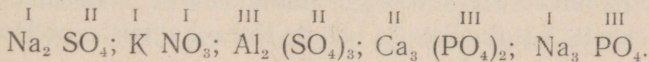
Iga soola võib vaadelda kui metalli aatomite ühendit happejäägiga:



Soola nimetus koosneb happe ja metalli nimetusest: lämmastikhapu naatrium, väävelhapu naatrium, fosforhapu naatrium jne. Erandiks on kloori (kloornaatrium) ja mõnede teiste soolade nimetused.

Mõne happejäägiga saab ühineda ainult üks vesiniku või üks ühevalentse metalli aatom. Sellised happejäägid on ühevalentsed. Happejäägid, millega võib ühineda mitu vesiniku aatomit, on mitmevalentsed: SO_4 on kahevalentne, PO_4 kolmevalentne. Teades metalli ja happejäägi valentsi, on kerge koostada soola valemit.

Selleks tuleb valida niisugused indeksid, et metalli aatomite valentside summa võrduks happejääkide valentside summaga; näiteks:



Rooma numbritega on märgitud käesoleval juhul metallide ja happejääkide valents.

11. Mineraalväetised.

Põhilised lämmastikku sisaldavad mineraalväetised on salpeetrid (vt. pt. VII p. 6).

Peale nende tarvitatakse väetistena järgmisi soolaid: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ — väävelhapu ammoonium, NH_4NO_3 — lämmastik-hapu ammoonium ehk ammooniumsalpeeter.

Nende soolade molekulides on happejääk seotud mitte metalliga, vaid aatomite rühma NH_4 -ga, mida nimetatakse ammooniumiks. Soolad, mis sisaldavad seda aatomite rühma, kannavad ammooniumsoolade nimetust.

Suur tähtsus põllunduses on fosforhappe (H_3PO_4) sooladel. Fosforhapu kaltsium on looduses väga levinud. Ta kuulub fosforiidi ja apatiidi koostisse ja on luude koostisaineks.

Maailma suurimad apatiidilademed asuvad Hibiini tundras Koola poolsaarel. Fosforiidide lademeid leidub paljudes Nõukogude Liidu rajoonides: Moskva ümbruses, Uuralis, Usbekistanis ja Nõukogude Eestis.

Kuna fosforhapu kaltsium on praktiliselt vees lahustumatu, ei saa taimed seda mullast vahenditult omandada isegi siis, kui ta on hästi peenestatud. Seepärast muudetakse fosforiite ja apatiite keemiatööstustes paremini lahustuvateks sooladeks. Väävelhappe toimetel saadakse neist superfosfaati, mis sisaldab hästilahustuvat fosforhappe soola $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

Superfosfaati tarvitatakse laialdaselt tootteraviljade, puuvillapõõsaste, suhkrupeedi ja teiste tehniliste kultuuride väetamiseks.

Mineraalväetiste toodangu suurendamine võimaldab laiendada nende kasutamist ja aitab tõsta ka teiste põlluviljade, eriti teraviljade saaki.

Neljanda viis-aastaku lõpuks toodavad meie tööstused kaks korda rohkem mineraalväetisi kui enne sõda.

Enne nõukogude võimu kehtima-hakkamist ei toodetud ega kasutatud Venemaal peaaegu üldse mineraalväetisi. Vähene hulk fosforiitjahu, mida tarvitasid üksikud mõisnikud, veeti sisse välismaalt.

Praegune mineraalväetiste tootmine on nõukogude keemiatööstuse suureks saavutuseks.

Apatiidilademed Koola poolsaarel avastas nõukogude akadeemik Fersman. Apatiidi tootmist ja ümbertöötamist organiseeris S. M. Kirov.



Akadeemik Fersman.



S. M. Kirov.

12. Metallid ja mittemetallid.

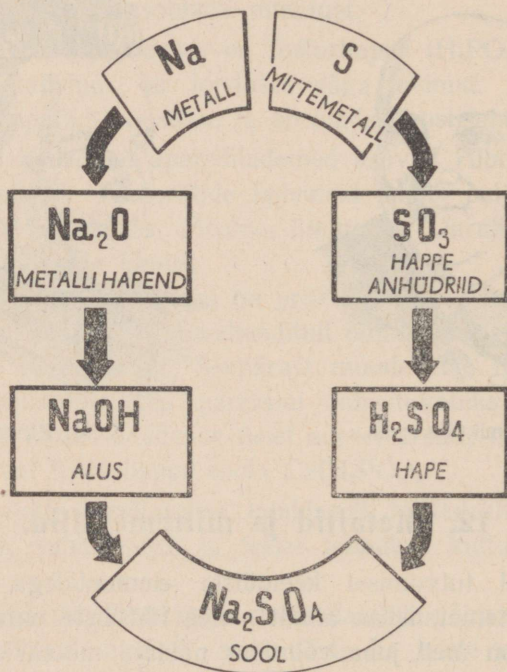
Esialgasel tutvumisel keemiliste elementidega eristasime metalle mittemetallidest ainult nende füüsiliste omaduste põhjal. Nüüd on meil juba võimalus näidata metallide ja mittemetallide keemiliste omaduste vahet.

Peaaegu kõik metallid ühinevad vahetult hapnikuga. Mõned neist põlevad hapnikus, misjuures tekib kõrge kuumus.

Metallide hapendid on peamiselt aluselised. Mõned metallid võivad asendada vesinikku vees ja hapetes ning tõrjuda teisi metalle välja soolade lahustest.

Ka enamik mittemetalle ühineb hapnikuga (sõe, fosfori, väävli põlemine). Peaaegu kõik mittemetallide hapendid on hapete anhüdriidid. Mittemetallide aatomid kuuluvad happesääkide koostisse. Mittemetallid ühinevad hõlpsasti metallidega.

Vaadeldud liht- ja liitainete klassid erinevad koostiselt ja keemiliste omaduste poolest. Nende vahel on siiski side, mida saab kujutada skemaatiliselt (joon. 58).



Joon. 58. Elementide, hapendite, aluste, hapete ja soolade vahel valitseva seose skeem.

VIII PEATOKK.

SÜSINIK. PÕLEMINE.

SÜSINIK.

Keemiline märk — C

Aatomkaal — 12

1. Süsiniku teisendid.

Mida on ühist vääriskivis teemandis ja harilikus tahmas? Imelikuna ja uskumatuna näib keemikute väide, et need mõlemad lihtained koosnevad ühtedest ja samadest süsiniku aatomitest. Ent selles veenduda on väga kerge: teemandi ja tahma põlemine puhtas hapnikus annab süsihappegaasi CO_2 . Mingeid teisi elemente peale süsiniku ja hapniku ei leidu teemandi ja tahma põlemise produktides.

Nii omadustelt kui koostiselt on tahmale väga lähedane puidusüsi, mis samuti koosneb peaaegu puhtast süsinikust.

Looduses on veel üks süsinikust koosnev lihtaine — grafiit. See on metallise läikega pehme mineraal, mis juhib elektrit ja mille tõmbamisel mööda paberit tekib must joon. Ka tema põlemisel puhtas hapnikus saame ainult süsihappegaasi.

Et teemant, grafiit ja süsi on ühe ja sama aine teisendid, näitab ka see, et teemant ja süsi muutuvad grafiidiks, kui neid õhuta ruumis väga kõrgel temperatuuril kuumutada.

Teemandi ja grafiidi erinevad omadused on tingitud sellest, et süsiniku aatomid asetsevad erinevalt nende kristallides.

2. Süsi.



Akadeemik
N. D. Zelinski.

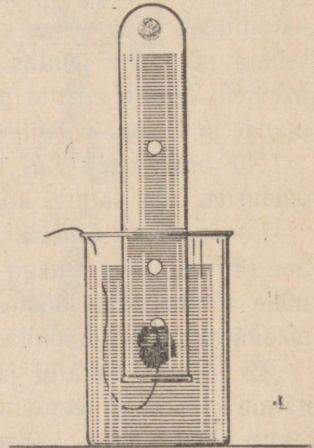
Teemant ja grafiit on veest raskemad: nad langevad vees põhja. Süsi püsib mõni aeg vee pinnal ja langeb siis samuti põhja. Kui panna sötükike veega täidetud katseklaasi ja asetada viimane kummulikeeratult vette (joon. 59), märkame mõne aja pärast, et katseklaasis oleva vee kohale koguneb õhku. See õhk oli söe poorides ja põhjustas söe püsimist vee pinnal.

Puidu- ja kondisüsi adsorbivad mõningaid gaase. Seda tõendab järgmine katse.

Kui panna mõned puidusöe tüki-kesed pruunika lämmastik-kahelishapendiga (NO_2) täidetud kolbi, sulgeda kolb korgiga ja raputada, muutub gaasi värvus kahvatuks ja mõne aja pärast pole pruunikat värvust üldse märgata: süsi neelas lämmastik-kahelishapendi.

Sellel söe omadusel põhjeneb tema kasutamine gaasikaitsetorbikes. Esimene söega varustatud gaasitorbik valmistati Venemaal 1915. a. akadeemik Zelinski juhtimisel.

Gaasitorbikute tarvituselevõtmine 1914.—1918. a. sõjas Vene

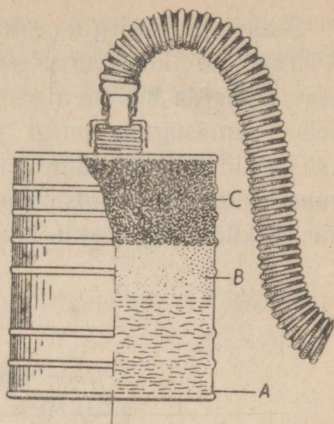


Joon. 59. Sötükike katseklaasis.

armees päästis paljude tuhandete sõdurite ning ohvitseride elu (joon. 60).

Ka nüüdisaja gaasitorbiku tähtsaimaks osaks on süsi.

Süsi adsorbeerib lahustest värvainet. Kui puistata lakmuse lahusesse peenestatud sütt ja pärast seda filtreerida, saame värvusetu vedeliku. Sellele sõe omadusele on rajatud tema kasutamine glütseriini, suhkrusiirupi ja teiste ainete värvusetuks muutmisel.



Joon. 60. Gaasi kurn.

3. Süsiniku keemilised omadused.

Süsinik võib ühineda vesinikuga, hapnikuga, lämmastikuga, väävliga.

Süsiniku ühendeid on avastatud ja valmistatud nii palju, et nende tundmaõppimine moodustab erilise teaduseharu — orgaanilise keemia.

Lihtsaimad süsiniku ja vesiniku ühendid on metaan CH_4 ehk soogaas ja atsetüleen C_2H_2 .

Hapnikuga ühineb süsinik vahetult kõrgel temperatuuril. Olenedes põlemistingimustest tekivad seejuures süsihappegaas CO_2 ja süsinikhapend ehk vingugaas CO .

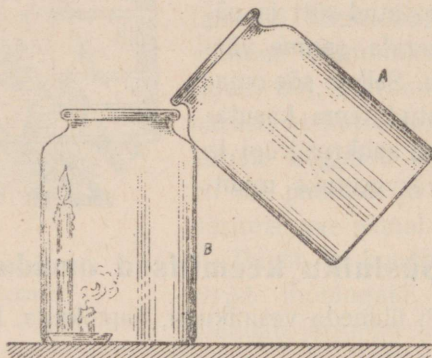
4. Süsihappegaas ja süsihape.

Süsihappegaas ehk süsinik-kahelishapend muutub kõrgel rõhumisel ja jahutamisel vedelaks ning isegi tahkeks, saadakse «kuiv jää».

Süsihappegaas on õhust poolteist korda raskem. Teda saab valada ühest nõust teise.

Seda näitab järgmine katse.

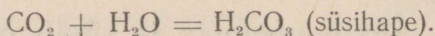
Täidame klaaspurgi süsihappegaasiga. Purgi täitumist saame jälgida hõõguva pirru abil, mis süsihappegaasis kustub. Teise samasuguse purgi põhja asetame erineva pikkusega kaks küünalt ja süütame nad põlema. Nüüd valame süsihappegaasi esimesest purgist teise (joon. 61). Niipea kui gaasi pind tõuseb küünlani, kustub see.



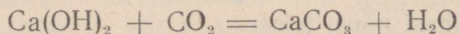
Joon. 61. Küünla kustumine süsihappegaasis.

Süsihappegaasi tundmaõppimist alustame küsimusega: mis-suguste hapendite hulka ta kuulub — aluseliste või happeliste?

Selleks juhime süsihappegaasi neutraliseeritud lakmuse lahusesse. Lakmuse värvuse muutumine (punaseks) ja lahuse hapukas maitse näitavad, et süsihappegaas ühineb veega ja tekkinud ühendil on happe omadused:



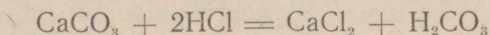
Süsihappegaasi happelised omadused ilmnevad ka tema reageerimisel leelistega. Reaktsiooni tulemuseks on vesi ja sool. Juhtides näiteks süsihappegaasi lubjavette, saame vees mittelahustuva süsihapu kaltsiumi (lubjakivi):



Vabas olekus süsihapet ei leidu, ta esineb ainult lahusesena.

Tema valem H_2CO_3 on kindlaks tehtud tema soolade (Na_2CO_3 — sooda, CaCO_3 — süsihapu kaltsiumi ehk lubjakivi jt.) järgi.

Laboratooriumides saadakse süsihappegaasi harilikult soolhappe toimetel marmorisse ehk lubjakivisse:



Süsihape lagundub veeks ja süsihappegaasiks. Viimane eritub gaasina.

5. Süsihappe soolad.

Looduses enam levinud süsihappe sool on süsihapu kaltsium CaCO_3 .

Sellest soolast teiste ainete väheste lisanditega koosnevad marmor, lubjakivi ja kriit.

Marmor on kristallilise ehitusega hästi poleeritav ja mitmes värvuses esinev mineraal. Teda tarvitatakse seinte katteks ja sammastike valmistamiseks. Enamik Moskva metroo jaamu on vooderdatud marmoriga.

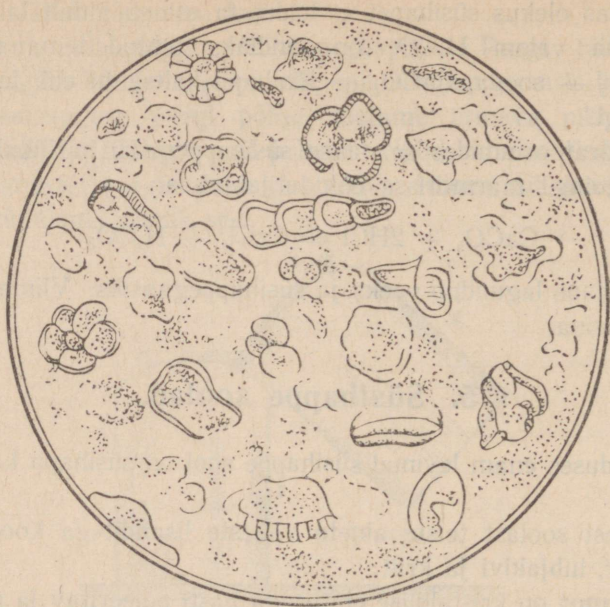
Lubjakivi tarvitatakse ehitusmaterjaliks. Tema puhtamaist sortidest valmistatakse lupja.

Kriiti kasutatakse seinte valgendamiseks ja mõnede paberi-sortide valmistamisel (joon. 62).

Süsihapu naatriumi ehk soodat Na_2CO_3 leidub looduses harvem kui lubjakivi. Vähesel hulgal saadakse seda Lääne-Siberi soodajärvedest.

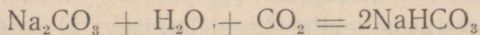
Enamik seda vajalikku soola toodetakse vastavais tööstustes. Soodat tarvitatakse paljudes tööstustes: klaasi valmistamisel, tekstiiltööstuses jne.

Majapidamises tarvitatakse soodat pesu ja nõude pesemisel.



Joon. 62. Kriiditükike mikroskoobis.

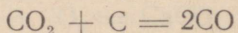
Küllastades soodalahust süsihappegaasiga saame söögi-sooda:



Söögisoodat tarvitatakse küpsetamisel ja arstimite ning kihisevate jookide valmistamisel: temast eraldub kergesti süsihappegaasi.

6. Süsinikhapend.

Kõrgel temperatuuril reageerib süsihappegaas söega. Tulemuseks on süsinikhapend ehk vingugaas:



Süsinikhapend on tervisele ja isegi inimesele ohtlik gaas. Sattunud kopsudesse, ühineb ta vere hemoglobiiniga ja takistab vere rikastumist hapnikuga. Selle tagajärjel muutub hingamine kasutuks ja hapniku puudumisel võib järgneda surm nagu lämbumisel. Juba 0,05% CO õhus takistab korrapärast hapniku juurdevoolu organismi ja tekitab peavalu. Üks protsent vingugaasi toa õhus mõjub aga juba surmavalt.

Eriti ohtlik on see gaas veel sellepärast, et teda on raske märgata: tal pole värvust ega lõhna.

See tervisele ohtlik gaas toob aga nüüdisaja inimkonnale ka palju kasu, sest süsinikhapendi põlemisel õhus või hapnikus eraldub väga palju soojust. Süsinikhapend kuulub paljude tehnikas kasutatavate küttegaaside koostisse.

7. Süsinik looduses.

Süsiniku hulk looduses on võrdlemisi väike. Ta on aga väga levinud maapinnal, eriti selles osas, mida nimetatakse biosfääriks ehk elu keskkonnaks.

Kõik, mis elab või millalgi elas, sisaldab süsinikku.

Puhast süsinikku teemandina leitakse harva. Grafiit on looduses juba rohkem levinud. Nõukogude Liidus asuvad tähtsamad grafiidilademed Siberis, Uuralis ja Ukrainas.

Süsinikurikkaimate ainete põhimassi moodustavad kaevandatud kivisöed, turvas, põlevkivid, nafta.

Kivisüte tekkeprotsessi algus ulatub kaugeisse ürgaegadesse, millal meie planeedi atmosfäär oli rikas süsihappegaasist. Tolleaegses niiskes ja soojas kliimas kasvasid hiigeltaimed. Osa nende jäänuseid sattus veekogude põhja ning kattus muda ja liivakihtidega (joon. 63). Aastatuhandete jooksul toimusid siin õhu juurdepääsuta keerukad protsessid ja taimede jäänused söestusid.

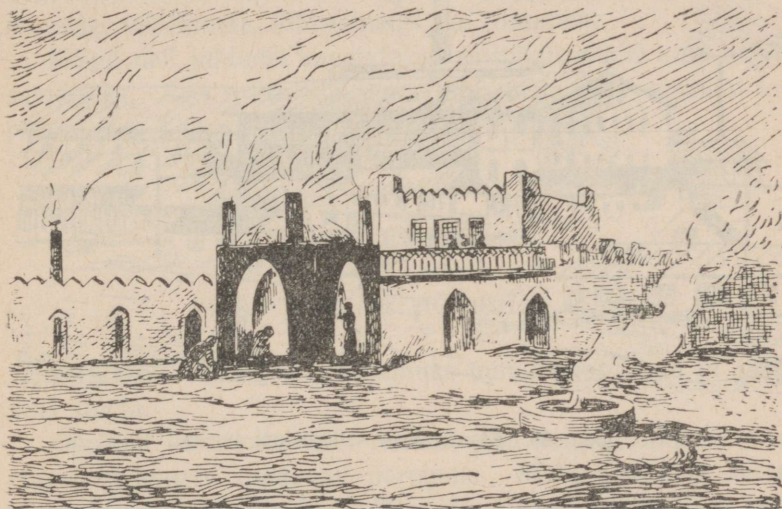


Joon, 63. Kivisöe tekkimine.

Vanima päritoluga kivisüsi on antratsiit, mis sisaldab kuni 95% süsinikku.

Turba tekkimist võime tähele panna praegugi.

Turba ja kivisöe tekkimisel eraldub metaani ehk soogaasi CH_4 . Teda eritub soopõhjast, koguneb söekihtide vahele ja nafta leiukohtadesse. Nõukogude Liidus leidub põlevaid gaase määratul hulgal Kaukaasias ja Saraatovi ümbruses. Osa Saraatovi gaasi juhitakse gaasijuhtmeid mööda Moskva tehasesse ja korteritesse; viimastes kasutatakse seda gaasipliitide kütmiseks.



Joon. 64. Tulekummardajate tempel.

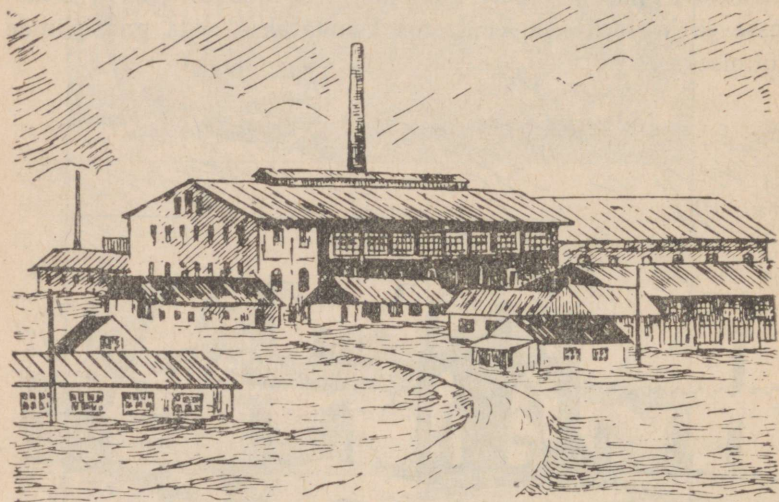
Kaukaasias avastati juba ammu põlevate gaaside eritumine maa seest. Seda kasutati usulistel otstarvetel: gaasi väljavoolu kohtadesse ehitati tulekummardajate templid (joon. 64).

Praegu töötab Dagestanis klaasivabrik, kus kasutatakse looduslikku gaasi klaasisulatamise ahjude kütmiseks (joon. 65).

Süsiniku looduslike ühendite hulka kuulub ka süsihappegaas, mis esineb atmosfääris ja lahustunult vees.

Süsihappegaas reageerib paljude ainetega maapinnal ja maapõues. Ta võtab osa kivimite keemilisest murenemisest.

Süsinikku sisaldub paljudes mineraalseis ainetes, peamiselt süsihappe soolades.



Joon. 65. Klaasivabrik «Dagestani tuled».

8. Süsiniku kasutamine.

Niihästi vaba süsinikku kui ka tema ühendeid kasutatakse laialdaselt mitmesugustes tööstusharudes ja igapäevases elus.

Läbipaistvad lihvitud teemandid on vääriskividena ilustisteks.

Tumedaid teemante kasutatakse maapuuride terades, kuna teemant on kõige kõvem aine.

Grafiidist valmistatakse pliitsite südamikke ja metallurgia-tööstuses kasutatavaid elektriühjude elektroode.

Trükivärvide tootmiseks kulub suurel hulgal tahma.

Süsihappegaasi tarvitatakse toiduainetetööstuses karastavate jookide valmistamisel.

Süsinik kuulub kõigi orgaaniliste ainete koostisse, mida oma arenemisteel vajab ja vajab inimkond. Praegu on nende tähtsus veelgi tõusnud. Neid tarvitatakse mitte ainult toiduainetena, vaid lähteainetena paljudes keemiatööstuse harudes. Olgu nimetatud vaid mitmesuguste kangaste, kautšuki, plastmasside, värvainete, lõhkeainete jne. tootmine.

Kõigil neil juhtudel kasutatakse süsinikühendeid uute ainete saamiseks. Aga mitte väiksema tähtsusega pole süsiniku kui põlemisel vabaneva energia-allika kasutamine.

PÕLEMINE.

1. Mis on põlemine.

Raske on kujutella, mis toimuks inimkonnaga, kui ta jääks ilma tuleta.

Õppinud kasutama tuld, muutis juba ürgaja inimene oma elamistingimused tunduvalt paremaks. Mitte asjata ei austanud ta tuld nagu jumalust. Peaaegu kõigis usundites on jälgi tule samastamisest jumalusega.

Kuid tuli ise ja põlemisprotsess jäid kauaks ajaks inimesele mõistatuseks. Põhjuseks on asjaolu, et põlemine on keemiline nähtus, keemia aga on noorimaid loodusteaduse harusid.

Peale selle läks põlemise uurimine juba algusest peale valetted. Põlemist loeti lagunemisprotsessiks, mille puhul põlevast ainest eraldus eriline «tuliaine», mida neelab õhk, nagu imeb endasse niiskust käsn.

Missugune see «tuliaine» on, ei teadnud keegi seletada, aga teda tunnustati enam kui saja aasta jooksul.

Alles XVIII sajandi keskpaiku avaldasid mõned teadlased kahtlust «tuliaine» olemasolus. Nende hulka kuulub ka meie teadlane M. Lomonossov.

Tema arvates pole õhk mingi tundmatu aine neelajaks, vaid võtab aktiivselt osa põlemisprotsessist.

40 aastat hiljem avaldas Lavoisier põlemise hapniku-teooria. Selle teooria järgi ühineb põlev aine hapnikuga.

Hapniku tundmaõppimisel vaatlesime lihtainete põlemist puhtas hapnikus ja nägime nende ainete hapendite tekkimist: magneesiumi, fosfori, väävli ja teiste ainete hapendeid saime põlemisel.

Kas võime seda öelda ka põlevate lihtainete kohta, näiteks piirituse, petrooleumi, küünla, puidu jne. põlemisel?

Kas ühinevad nende ainete molekulid hapnikuga või teki-
vad siin mingisugused muud reaktsioonid?

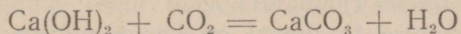
Et sellele küsimusele vastata, tutvume kahest elemendist — süsinikust ja vesinikust koosneva parafiini põlemise

Joon. 66. Vee ja süsihappegaasi avastamine parafiini põlemise produktides.

produktidega. Selleks katame põleva parafiiniküünla külma kuiva klaasiga (joon. 66). Peagi ilmuvad klaasi siseküljele veepiisakesed. Vesi tekkis parafiini vesiniku ühinemisel õhu-hapnikuga.

Küünla põlemise produktina on kerge avastada ka süsihappegaasi. Selleks on küllalt loputada klaasi seinu lubja-veega. Hoides sellist klaasi natuke aega põleva küünla

leegi kohal, muutub lubjavesi sogaseks süsihappu kaltsiumi tekkimise tagajärjel:

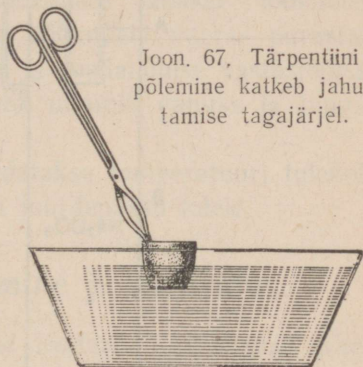


Peale vee ja süsihappegaasi ei leidu parafiini põlemise produktide hulgas mingeid muid aineid.

Siit näeme, et liitaine põlemisel ei ühine hapnikuga terved molekulid, vaid nende koostisse kuuluvate elementide aatomid. Seega põlemine on keerukas protsess: põlemisel toimub põleva liitaine lagunemine ja vabanenud elementide ühinemine hapnikuga.

Keemia tunneb ka põlemist hapniku osavõtuta. Näiteks põlevad mõned metallid väevliaurus ja teistes gaasides.

Põlemine on alati seotud soojuse ja valguse tekkimisega. Seepärast nimetataksegi põlemiseks niisugust keemilist nähtust, mille tulemusena tekib soojust ja valgust.



Joon. 67. Tärpentiini põlemine katkeb jahutamise tagajärjel.

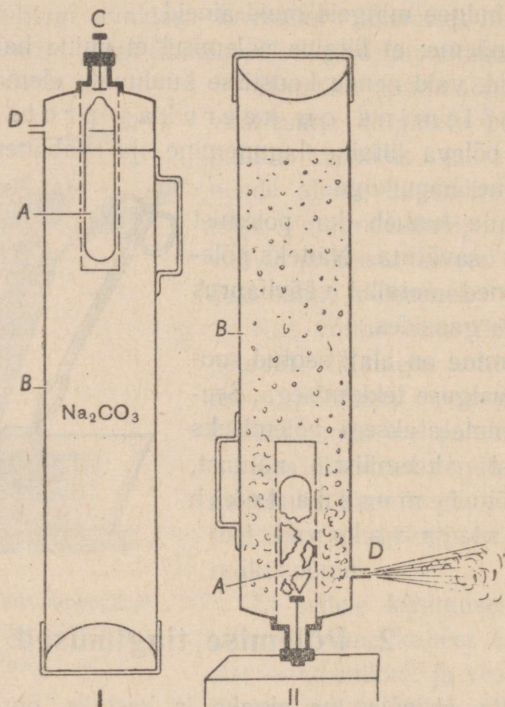
2. Põlemise tingimused.

Selleks et põlemine algaks ja kestaks, on vajalik vastav temperatuur ja õhuhapniku juurdepääs põlevale ainele.

Erinevate ainete süttimis- ja kustumistemperatuurid pole ühtlased: valge fosfor süttib näiteks juba siis, kui teda puudutada keeva veega täidetud katseklaasiga, tassikesele valatud bensiini süütamiseks on küllalt temale põleva tuletikuga läheneemisest, tärpentiini süütamiseks tuleb seda aga esmalt soojendada.

Kui valada metalltiigilisse tärpentiini ja see põlema süüdata ning siis jahutada tiiglit külmas vees, kustub tuli temperatuuri langemise tagajärjel (joon. 67).

Tundes põlemise tingimusi on kerge mõista, missuguseid vahendeid tuleb tarvitada tulekahjust hoidumiseks ja tekkinud



Joon. 68. Käsitulekustutaja.

tulekahju kustutamiseks. Kõik nad on rajatud sellele, et takistada õhu juurdepääsu põlevale esemele või madaldada reaktsioonist osavõtivate ainete temperatuuri.

Väikeste tulekollete puhul kaetakse põlev ese presendiga või tekiga. Samal otstarbel kasutatakse käsitulekustutajaid,

mis heidavad välja süsihappegaasi sisaldavat vahtu. See vaht katab põleva eseme nagu tekiga (joon. 68).

Süsihappegaas tekib tulekustutajas väävel- või soolhappe ja sooda vastastikusel toimel. Hape valatakse õhukeste seintega klaasnõusse, mis sulatatakse kinni ja asetatakse tulekustutaja ülemises osas asuvasse metallvõrku A.

Sooda ja vahtutekitavad ained lahustatakse vees ja saadud lahusega täidetakse tulekustutaja kest B. Kustutaja ülemises otsas on liikuv terasvarras — lööknõel C, mille ots ulatub katteist väljapoole.

Tulekustutaja tegevusserakendamisel lüüakse lööknõela peaga vastu mõnda kõva asja. Lööknõela varras purustab klaasnõu, milles on hape. Happe ja soodalahuse vastastikusel toimel tekib süsihappegaas, vedelik muutub vahuks ja tungib tugeva jõuga kustutajast välja.

Veega tuld kustutades madaldatakse temperatuuri tulekolde ja tekkiv veeaur takistab õhu juurdepääsu tulele.

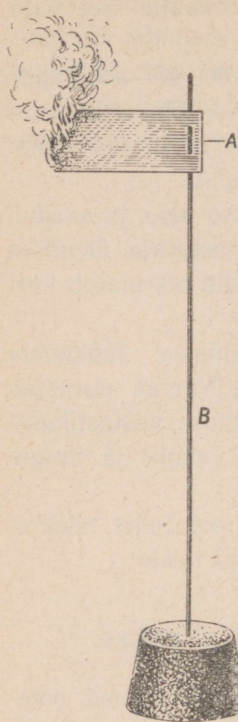
3. Aeglane hapendumine ja plahvatus.

Paljud keemilised reaktsioonid looduses sarnanevad põlemisega.

Heina, puulehtede ja teiste orgaaniliste ainete kõdunemisel tekib soojust, sest kõdunemine on neis aineis sisalduva süsiniku ühinemine hapnikuga.

Vahel kiireneb hapendumisprotsess iseenesest ja muutub põlemiseks.

Aine isesüttimist näeme järgmise katse puhul. Kastame tükikese filterpaberit fosfori ja väävelsüsiniku lahusesse ja riputame ta harilikul temperatuuril kuivama. Väävelsüsinik on kergesti aurustav vedelik. Peagi ilmuvad filterpaberil väikesed fosforiterakesed. Fosfor hapendub nii kiiresti, et paber süttib põlema (joon. 69).



Joon. 69.
Isesüttimine.

Isesüttimine tekib küllalt sageli: süttivad heinakuhjad, värnitsasse kastetud kaltsud ja isegi peenikese kivisöe hunnikud.

Kiire hapendumisprotsess võib muuta isegi plahvatuseks. Plahvatavaiks segudeks on näiteks õhu segud põlevate gaasidega: vesinikuga, atsetüleeniga, kaevandus- ehk soogaasiga (metaaniga), bensiiniauruga.

Ka õhu ja söe- või jahutolmu segu võib plahvatada. On teada juhtumeid, kus jahuveskites tekkisid tuletikust või petrooleumilambist kohtutavad (hävitava jõuga) plahvatused.

4. Kuivdestillatsioon.

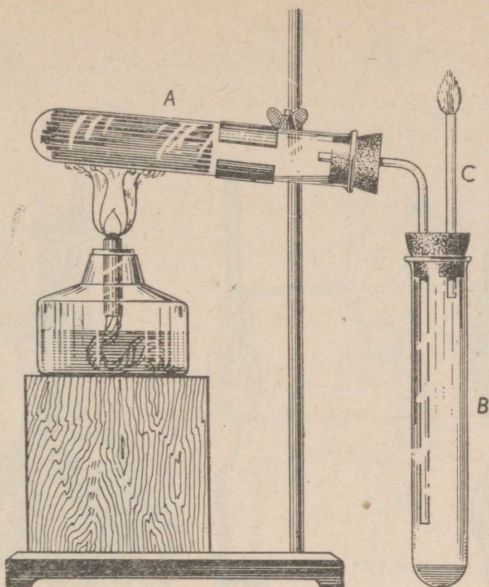
Kuivdestillatsiooniks nimetatakse orgaaniliste ainete kuumutamist ilma õhu juurdepääsuta.

Puidu kuivdestillatsiooni näitab järgmine katse (joon. 70).

Katseklaasis A olevad pirrukesed muutuvad kuumutamisel esmalt kollakaks, siis söestuvad. Katseklaasi põhja koguneb vee ja tõrva segust koosnev vedelik. Samasuguse koostisega vedelikku koguneb ka jahutatavasse katseklaasi B.

Põleva tiku lähendamisel toru C avausele süttib torust väljuv gaas.

Pärast pirrukeste söestumist avame seadise, võtame söekesed välja ning süütame nad põlema: söed põlevad leegita.



Joon. 70. Puidu kuivdestillatsioon.

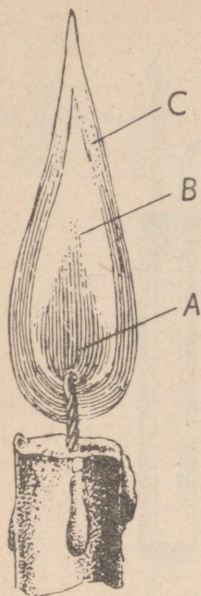
Puidu kuivdestillatsiooni vedelad produktid sisaldavad puupiiritust ja äädikhapet.

Kivisöe kuivdestillatsiooni saadusteks on samuti põlevad gaasid ja poorne tahke aine — koks ning tumedavärvuseline halvasti lõhnav vedelik — kivisöe tõrv, mida kasutatakse värvainete, arstimite, lõhkeainete jne. tööstustes.

5. Leek.

Küünla põlemist jälgides võime tähele panna, et leegil on enam-vähem kindel kuju.

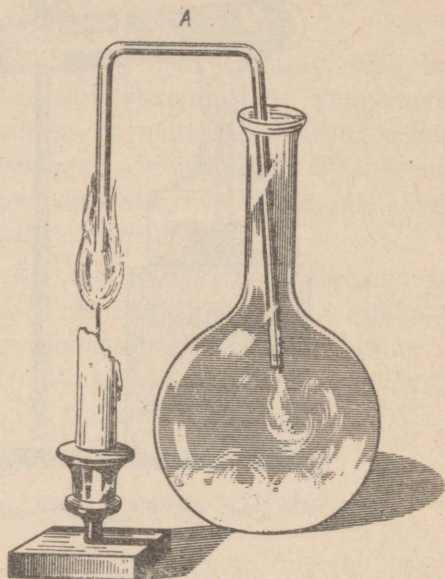
Tähelepanelikumal vaatlusel saame leegis eraldada kolm kihti (joon. 71): seesmist tumedamat A ümbritseb hele koonus B ja üleval on vaevalt märgatav kollakas kiht C.



Joon. 71.

Küünla leek:

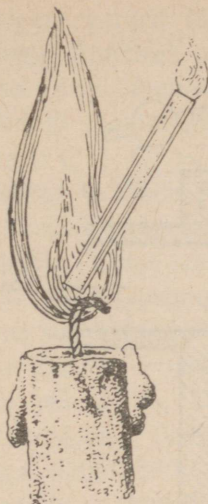
- A — seesmine
tumedam osa,
B — keskmine
helendav koonus,
C — vaevalt
märgatav leegi osa.



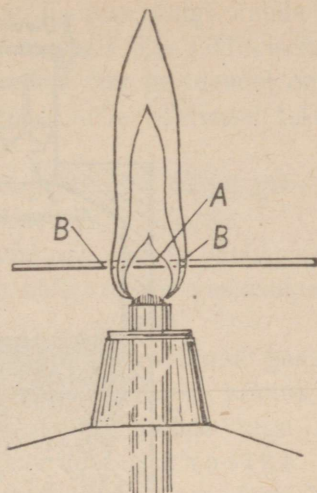
Joon. 72. Leegi seesmises osas
gaasideks muutunud ained tungivad
toru A mööda kolbi.

Leegi seesmises osas olevate ainete tutvumiseks juhime nad kõvera klaastoru abil kolbi (joon. 72). Osa aineid sadestub tahke parafiinina kolvi seintel, põlemise produktid kogunevad aga kolbi gaasidena. Neid gaase saab põlema süüdata (joon. 73).

Leegi seesmise osa koostise üle selgusele jõudmiseks asetame sellesse natukeseks ajaks mõne heleda külma eseme, näi-



Joon. 73. Leegi seesmisest osast toru mööda väljuvad gaasid põlevad.



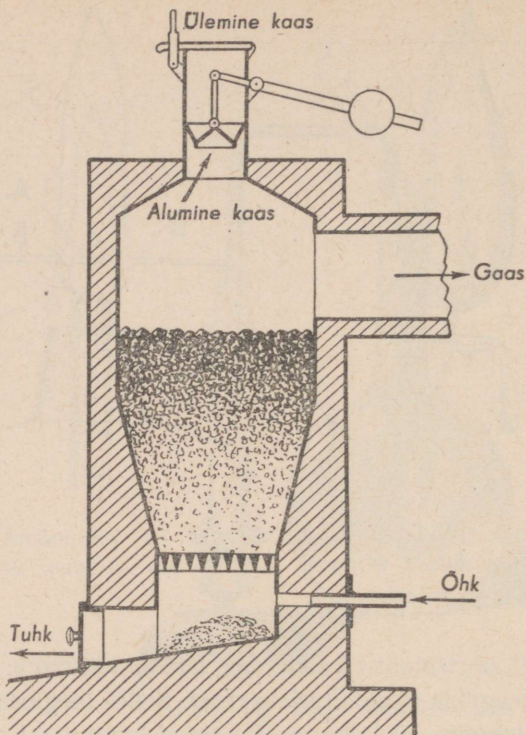
Joon. 74. Piirituslambi leegi jahe ja kuum osa.

teks tiigli portselanist kaane. See kattub tahmaga. Tähendab, helendav leegiosa sisaldab söeosakesi. Selles leegiosas toimub hapniku ühinemine süsinikuga. Tekkinud kuumusest hakkavad söerasukesed helendama nagu elektri hõõglambi metallniidikesed.

Piirituslambi leegi jahedat ja kuumemat osa saab avastada järgmiselt: pistame natukeseks ajaks piirituslambi leeki tikukese, nagu on näidatud joonisel 74. Esmalt söestuvad need tikukese kohad, mis on leegi välises heledamas koonuses. Siit järgneb, et leegi seesmise osa temperatuur on madalam.

Puidu põlemisel toimub tema kuivdestillatsioon ja selle produktide põlemine. Kustutatud pirru suitsus on tunda puidu kuivdestillatsiooni produktide lõhna.

Leegi tundmaõppimine näitab, kui keerukas protsess on orgaaniliste ainete põlemine.



Joon. 75. Gaasigeneraator.

6. Generaatorgaas.

Juba eespool nägime, et kõrgel temperatuuril taandub süsihappegaas süsinikhapendiks hõõguvate süte toimel.

Seda reaktsiooni kasutatakse gaasilise kütuse saamiseks tahkeist ainetest. Reaktsioon toimub erilistes ahjudes, mida nimetatakse gaasigeneraatoriks. Generaatori skeemi kujutab joonis 75.

Gaasigeneraatorit täidetakse ülemise luugi kaudu sütega või puiduga. Alumises osas on avased õhu juhtimiseks generaatorisse. Ahju alumises osas, kus õhu juurdevool on küllaldane, toimub söe täielik põlemine, mille tulemusel tekib süsihappegaasi: $C + O_2 = CO_2$

Seejuures vabaneb palju soojust, mille mõjul generaatoris olevate gaaside temperatuur tõuseb väga kõrgele.

Ülespoole tõustes soojendavad nad sütt ja õhuhapniku puudusel tekib süsihappegaasi ning hõõguva söe vastastikusel reageerimisel süsinikhapend: $CO_2 + C = 2CO$

Edasi tõustes soojendavad tekkinud kuumad gaasid uusi söe- või puidukihte, kus hapniku puudusel toimub nende kuivdestillatsioon. Seda gaasiliste produktide segu süsinikhapendiga nimetatakse generaatorgaasiks.

Nii saadakse kivisöest, puidust, turbast ja isegi õlgedest gaasilist kütust. Seda protsessi nimetatakse kütusegaasistamiseks.

Generaatorgaasi tarvitatakse terase ja klaasi sulatamisel. Õhuga segatult põleb ta automootorites, asendades bensiini. See on väga tähtis, kuna ta võimaldab autode üleviimist kohaliku kütuse tarvitamisele.

Nõukogude Liidus tarvitavad paljud autod generaatorgaasi, mida saadakse autodele monteeritud generaatoritest.

7. Kütuse tarvitamine.

Kogu maailmas, eriti aga industrialiseeritud maades tarvitatakse väga palju kütust.

Kütuse kokkuhoiuks on väga suur tähtsus kütmissprotsessi ratsionaliseerimisel.

Seepärast pööratakse Nõukogude Liidus väga suurt tähelepanu õigele kütmisele tehastes ja elektrijaamades.

Nagu iga keemilise protsessi puhul, toimub ka põlemisel ainete vastastikune reageerimine kindlais kaalulistes suhetes. Seepärast peab kütmisel tundma ja silmas pidama kütuse ja küttekoldesse juhitava õhu õiget vahekorda. Puuduliku õhu juurdevoolu puhul jääb osa süsinikku hapendumata ja lendab tahmana korstnasse.

Vabrikukorstnaist tõusev must suits näitab selgesti kütmise juhiste rikkumist.

Kuid ka musta suitsu puudumine pole korraliku kütmise tunnuseks. Õhu puudulikul juurdevoolul satub korstnasse süsinikhapendit, mis täielikul põlemisel peaks ühinema hapnikuga süsihappegaasiks.

Ka liigne õhu juurdevool toob kahju: osa põlemisel tekkivat soojust kulub põlemisprotsessist mitteosavõtva ja korstna kaudu lahkuva liigse õhu soojendamiseks.

Põlemisprotsessi tingimuste tundmine on tähtis ka igapäevases elus.

Oskamatu ahjukütmine võib viia kütuse raiskamiseni või tekitada mürgitust süsinikhapendi kaudu.

Süsinikhapend tekib siis, kui ahju siiber liiga vara sulgeda ja küttekoldesse jääb põlemata kütust või paks kiht hõõguvat sütt.

Ei tule unustada, et vingugaasil pole lõhna. See, mida harilikult nimetatakse «vinguks», on puidu kuivdestillatsiooni produktide lõhn. «Ving» võib sisaldada süsinikhapendit, aga mitte alati, ja tema lõhna puudumine ei näita veel vingugaasi puudumist. Vingugaas põleb sinaka leegiga. Kui seda enam süte kohal pole märgata, alles siis võib ahju siibri sulgeda.

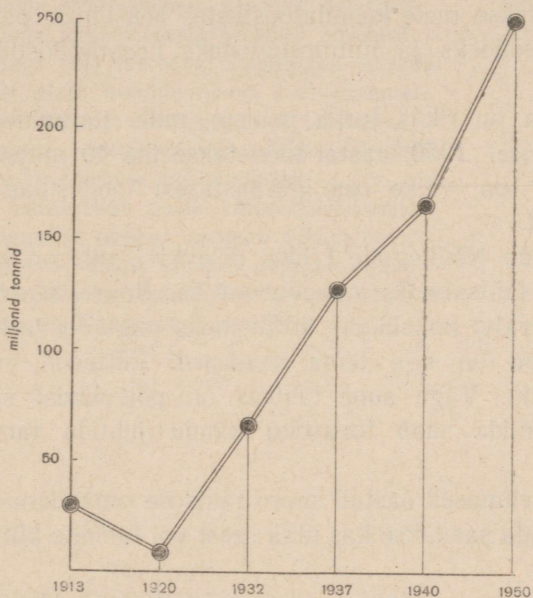
8. Kütuse liigid.

Suurima osa vajalikust energiast saab nüüdisaja tööstus kivisöest, mida toodetakse kogu maailmas hiigelhulkades: 1940. aastal kaevandati kivisütt üle 150 miljoni tonni.

Kivisööst saadavat koksi tarvitatakse taandajana metallide väljasulatamisel maakidest.

Iga aastaga kasvab kivisöe gaasistamine. Saadavat gaasi kasutatakse kütusena ja toorainena keemiatööstuses.

Viisaastaku plaani järgi toodetakse Nõukogude Liidus 1950. aastal kivisütt 250 miljonit tonni (joon. 76).



Joon. 76. Kivisöetoodangu tõus.

Meie aja täiuslikemaks soojusjõumasinateks on sise põlemismootorid, mida kasutatakse vabrikuis, laevadel, autodes ja lennukitel. Need jõumasinaad tarvitavad esijoones vedelat kütust — naftat ja selle saadusi.

Peale selle tarvitatakse naftat keemiatööstuses: temast saadakse kautšukit, lõhkeaineid, arstimeid, rasva aseaineid. Seega on naftal väga suur tähtsus kõigi maade majanduses.

Nafta varudelt seisab Nõukogude Liit maailmas esikohal. Enne Suurt Oktoobrirevolutsiooni toodeti naftat Venemaal väga vähesel hulgal. Praegu annavad meie naftatööstused, mis on sisustatud vastavalt tehnika uusimatele nõuetele, miljoneid tonne naftat aastas. Viie aasta plaan näeb 1950-ndaks aastaks naftatoodangu tõusu 35 miljonile tonnile. See «naftameri» töödeldakse meie keemiatööstustes bensiiniks, petrooleumiks, määrdeõilideks ja mitmesugusteks keemiatööstuse produktideks.

Meie maa on rikas turba poolest, mille tootmine tõuseb aastast aastasse. 1950. aastal toodetakse üle 40 miljoni tonni turvast. See on väike osa iga-aastasest looduslikust turba juurdekasvust.

Palju leidub Nõukogude Liidus põlevkivi, mis on ka Nõukogude Eesti tähtsaimaks maapõuevaraks. Suure tuhasisalduse tõttu on põlevkivi kohalikuks kütteiniks nagu turvaski. Seda väärtuslikumad on aga tema saadused: kütteõlid, mootoriõlid ja bensiin. Väga suur tähtsus on põlevkivist saadaval küttegaasil, mida saab torustiku kaudu juhtida tarvitamiskohtadele.

Üldse on viimaseil aastail suure tähtsuse omandanud gaasiline kütus, mida saadakse kas maa seest või tahkete kütteinete gaasistamisel.

Ka puidul on suur tähtsus meie maa küttemajanduses. Puitu tarvitatakse kütusena paljudes tööstustes. Veel enam kulub seda aga elamute kütteks, toiduvalmistamisel ja muudeks eluolustikulisteks vajadusteks.

Hiigelhulk kütust kulub energia saamiseks paljudele masinatele, mis teostavad väga mitmekesiseid töid. Nõukogude Liidus on kõik see suunatud töötajate elu-olu tõstmiseks, toiduainete ja laiatarbekaupade külluse suurendamiseks.

Küsimusi kordamiseks.

1. Mille poolest sarnanevad grafiit, süsi ja teemant?
 2. Missugusele söe omadusele on rajatud tema tarvitamine gaasitorbikutes?
 3. Nimetage teile tuntud süsiniku ja vesiniku ühendeid!
 4. Nimetage süsihappegaasi füüsilisi omadusi!
 5. Nimetage süsihappegaasi keemilisi omadusi!
 6. Nimetage süsinikhapendi keemilisi omadusi!
 7. Nimetage teile tuntud süsihappegaasi soolasid!
 8. Kuidas saada laboratooriumis süsihappegaasi?
 9. Kuidas saadakse süsihappegaasi tööstuses?
 10. Missugust reaktsiooni nimetatakse põlemiseks?
 11. Nimetage põlemise põhitingimusi!
 12. Mida nimetatakse puidu kuivdestillatsiooniks?
 13. Missugustest osadest koosneb küünla leek?
 14. Missuguseid aineid sisaldab generaatorgaas?
 15. Milleks (kuidas) kasutatakse generaatorgaasi?
 16. Nimetage tähtsamaid kütuseid!
-

IX PEATÜKK.

RAUD.

<i>Keemiline märk</i>	—	<i>Fe</i>
<i>Aatomkaal</i>	—	55,9

1. Raua füüsilised omadused.

Vaevalt leidub praegusel ajal inimest, kes poleks kasutanud mõnda rauast eset. Kuid vähe on neid, kes on käes hoidnud või vähemalt näinud puhast rauda: peaaegu kõik rauast esemed sisaldavad peale raua veel teisi elemente.

Puhas raud on võrdlemisi pehme, hõlpsasti sepistatav sinakas-hõbevalge metall; tema erikaal on 7,9, sulamistemperatuur 1530°.

Tähelepannavaks raua omaduseks on see, et ta tõmbub magneti külge, on kergesti magnetiseeritav ja kaotab kiiresti magnetilised omadused.

Soojendamisel nõrgenevad raua magnetilised omadused ja kaovad 760° temperatuuril.

2. Raua ja tema ühendite keemilised omadused.

Harilikul temperatuuril puhas raud praktiliselt ei ühine hapnikuga. Õhu käes kuumutades kattub raud musta raua hapendiga, mille valem on Fe_3O_4 .

Tehnilisteks otstarveteks kasutatav raud, mis sisaldab teisi aineid, roostub niiskes õhus. Rooste koostis on keerukas: rooste sisaldab raua hapendeid ja hüdroksüüde, rauasoolasid ja teisi aineid.

Ühendites hapnikuga võib raud olla kahevalentne — raudalhapend FeO või kolmevalentne — raudhapend Fe_2O_3 . Neile hapenditele vastavad hüdroksüüdid $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ja $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Seega on raua hapendid FeO ning Fe_2O_3 aluselised hapendid.

Hapetega reageerides asendab raud vesiniku ja tekib sool.

Ka soolades on raud kahe- või kolmevalentne: FeCl_2 , FeCl_3 .

Raua sooladest omab suurt tööstuslikku tähtsust süsihappu raud FeCO_3 , mis kuulub rauamaagi raudpagu koostisse, ja keemiatehastes saadav rauavitriol $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

3. Sulamid, malm ja teras.

Sulametallid võivad üksteises lahustuda nagu teisedki vedelikud. Mõnede sulatatud metallide segamisel saadakse kindla koostisega keemilised ühendid. Sulatatud metallide segu keskis või mõnede mittemetallidega nimetatakse sulamiteks.

Raua sulamit, mis sisaldab enam kui 1,7% süsinikku, nimetatakse malmiks. Erinevalt rauast on malm väga habras ja sulab madalamal temperatuuril kui raud; tal pole magnetilisi omadusi.

Kui raua sulamis on süsinikku 0,2% kuni 1,7%, nimetatakse seda sulamit teraseks. Teras sortide on väga palju. Nad erinevad omadustelt, koostiselt ja valmistamisviisilt.

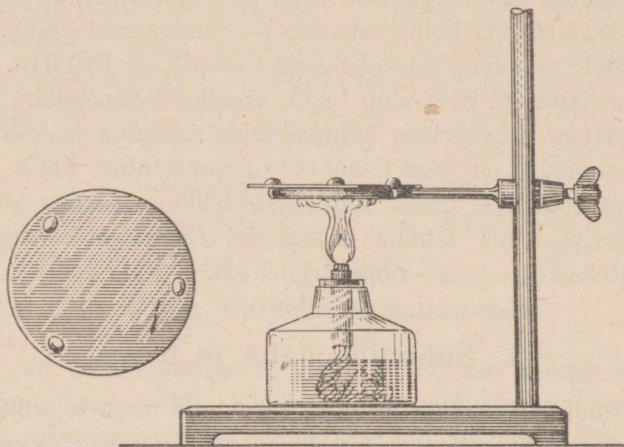
Rauda, milles süsinikku pole üle 0,2% ja puuduvad teised lisandid, nimetatakse pehmeks teraseks ehk separauaks.

Sulamid erinevad omadustelt nende koostisse kuuluvaist metallidest.

Nii on sulamite sulamistemperatuur tavaliselt madalam sulami koostisse kuuluvate metallide sulamistemperatuuridest.

Seda tõestab järgmine katse: asetame plekitükile tina-, seatina- ja nende sulami tükikesed ning soojendame neid (joon. 77).

Kõigepealt sulab sulam, siis tina ja viimasena seatina.



Joon. 77. Sulami ja ta koostisse kuuluvate metallide sulamistemperatuur.

Ka sulami kõvadus võib tunduvalt erineda tema koostisse kuuluvate metallide kõvadusest. Eriti kõvad on mõnede metallide sulamid süsinikuga.

NSV Liidus valmistatakse mitut liiki väga kõvu sulameid, milledest mõned väga vähe annavad järele teemandile. Selliseid sulameid tarvitatakse metallide töötlemiseks kasutatavate lõiketerade valmistamiseks.

Ka keemilistelt omadustelt erinevad sulamid tunduvalt puhastest metallidest.

Niinimetatud roostevabade teraste keemiline vastupidavus võimaldab valmistada neist mitmesuguseid keemiatööstuses

kasutatavaid aparate, arstiriistu, lusi-
kaid, nuge ning kahvleid. Roostevaba
terasega on kaetud ühe ilusaima Mosk-
va metroo jaama «Majakovski väl-
jak» seinad.

Enamiku tehniliste sulamite pea-
miseks kooste-aineks on raud.

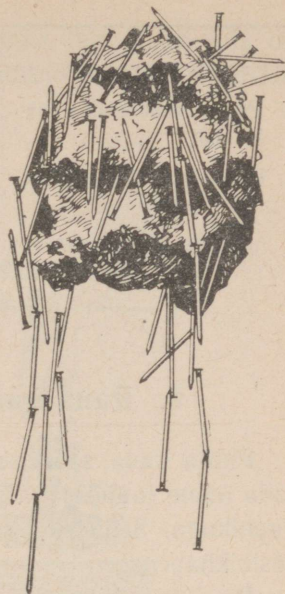
Suured olid meie keemikute-metal-
lurgide teened Suure Isamaasõja ajal:
teras, millest valmistati nõukogude
tanke ja soomust läbistavaid mürske,
olj tunduvalt parem vaenlaste omast.

4. Raud looduses.

Looduses puhtal kujul rauada ei
leidu. Oletatavasti koosneb Maakera
tuumik rauast ja niklist. Seda oletust
kinnitab asjaolu, et Maa erikaal on
tunduvalt suurem tema koostisse kuuluvate kivimite erikaal-
ust: rasked metallid — nikkel ja raud tõstavad Maa erikaalu.

Maakooses leidub palju mineraale, mis sisaldavad rauada.
Tähtsamad neist on raua ühendid hapnikuga ja väävliga.

Järgnevas tabelis on näidatud ainult mõned neist ühendeist,
millel on tööstuslik tähtsus. Esimesed neli on rauamaagid, vii-
mast — püriiti kasutatakse väävelhappe saamiseks.



Joon. 78. Tükk magnetiiti.

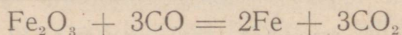
Nimetus	Valem	Tähtsamad leiukohad
1. Magnetrauamaak ehk magnetiit	Fe_3O_4	Uural, Siber, Taga-Kau- kaasia, Kurski oblast
2. Punane rauamaak ehk hematiit	Fe_2O_3	Uural, Ukraina

Nimetus	Valem	Tähtsamad leiukohad
3. Pruun rauamaak ehk limoniit	$2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$	Uural, Krimm
4. Rauapagu ehk sideriit	FeCO_3	Moskva ümbruse söebassein
5. Väävelraud ehk püriit	FeS_2	Uural, Taga-Kaukaasia, Altai, Kasahstan, Moskva ümbruse söebassein

5. Raua saamine tema hapenditest.

Puhta raua saamiseks tema hapenditest tuleb neid mõjutada mõne taandajaga, see tähendab, mõne ainega, mis ühineb hapnikuga. Sellisteks taandajaiks võivad olla vesinik, süsinik, süsinikhapend.

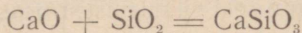
Raua taandamiseks süsinikhapendiga saab kasutada joon. 79 kujutatud seadist. Raua hapendi kuumutamisel süsinikhapendi keskkonnas toimub järgmine reaktsioon:



Taandatud rauda saab eraldada raua hapendist magneti abil.

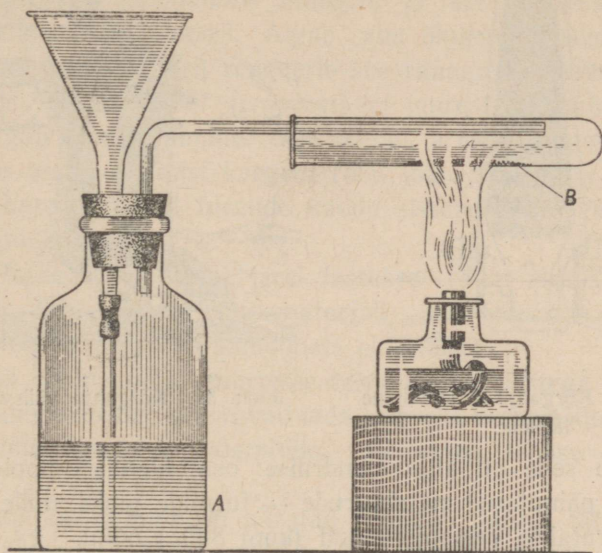
Maakidest raua saamist raskendab see, et maagid sisaldavad peale raua hapendite veel teisi aineid.

Peamiseks lisandiks on enamasti kvarts SiO_2 . Selle happelise hapendi kõrvaldamiseks sulandatakse teda mõne aluselise hapendiga, näiteks kaltsiumhapendiga. Toimub järgmine reaktsioon:



Saadav sool — ränihapu kaltsium CaSiO_3 sulab madalamal temperatuuril kui SiO_2 ja lubi CaO .

Sulanult ei ühine ta sula-rauaga, mille tagajärjel teda on hõlpus rauast eraldada. Rauamaagi sulatamisel tekkivaid lisandite sulameid nimetatakse räbuks.



Joon. 79. Rauda taandamine süsinikhapendiga.

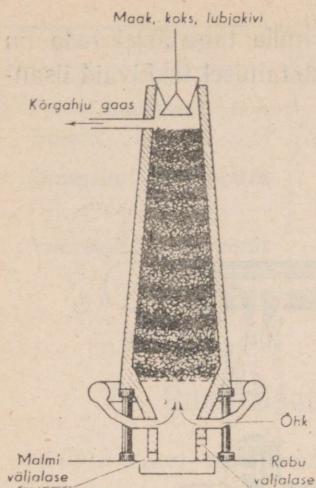
6. Malmi saamine.

Rauamaakidest sulatatakse malmi, millest omakorda saadakse rauda ja terast.

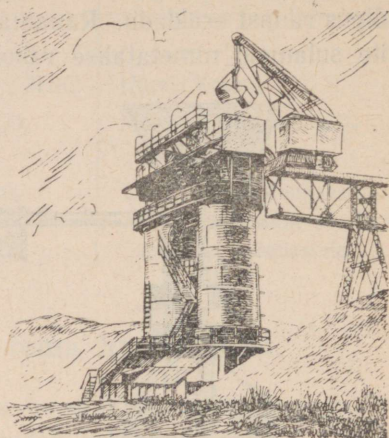
Malmi sulatatakse selleks otstarbeks ehitatud kõrgahjudes (joon. 80 ja 81).

Kõrgahi koosneb kahest alustega ühendatud tüvikoonusekujulisest osast ja alumisest silindrilisest osast.

Alumises osas on avauksed malmi ja räbu väljalaskmiseks. Need avauksed on saviga kinni müüritud ja raiutakse lahti siis, kui on vaja malmi või räbu välja lasta.



Joon. 80. Kõrgahju skemaatiline läbilõik.



Joon. 81. Kõrgahju välisvaade.

Peale selle on ahju silindrilise osa ülemisel poolel veel avased painutatud metalltorude — furmide jaoks, mille kaudu ahju surutakse eelsoojendatud (kuni 800°) õhku.

Suudme kaudu täidetakse ahi rauamaagi, koksi ja räbu tekitavate ainetega. Neid lastakse ahju kihtidena, nii et maagi ja lisandite kihid vahelduvad koksi kihtidega.

Koksi põlemise tagajärjel on ahju alumises osas temperatuur pidevalt 1500 kraadi ümber. Selles kuumuses ühineb furmide kaudu sissepuhutava õhu hapnik siin süsinikuga: $C + O_2 = CO_2$. Seejuures tõuseb temperatuur kuni 1700 kraadini. Kuumendatud gaasid (CO_2 ja N_2) tungivad kõrgemale ja soojendavad ülemisi söekihte. Süsihappegaasi hapnik ühineb süsinikuga ja tekib süsinikhapend: $CO_2 + C = 2CO$. Nii töötab keskmine kõrgahju osa gaasigeneraatorina. Kõrgemale tõustes reageerib CO rauamaagiga: $Fe_2O_3 + 3CO = 2Fe + 3CO_2$.

Jälgime, mis sünnib edasi maagi ja lisanditega kõrgahjus: Koksi põlemise tagajärjel langevad nad allapoole ja jõuavad kõrgema temperatuuri piirkonda. Juba 400° temperatuuri juures algab raua taandumine maagist ja see protsess jätkub maagi edasisel langemisel. Algab raua ühinemine süsinikuga. Kõrgemal temperatuuril reageerib see rauaga ja tekib malm, mis sulab 1100°—1200° temperatuuri juures. Samal temperatuuril algab räbu tekkimine. Sula-metall ja räbu langevad ahju alumisse ossa. Malmist kergem räbu jääb pinnale ja kaitseb metalli hapenemisest furmide kaudu sissepuhutava õhu hapniku toimel.

Iga kahe-kolme tunni järel lastakse räbu ahjust välja. Temast valmistatakse ehitusmaterjali, mis edukalt asendab telliseid elamute ja vabrikuhoonete ehitamisel.

Vedel malm voolab suurtesse tulekindlate tellistega vooderdatud raudnõudesse, mis viivad teda teraseks ümbertöötamiseks või malmist esemete valamiseks vastavasse tehase osakondadesse.

Malmi kasutamine on piiratud. Enamik temast töötatakse ümber teraseks. Selleks eraldatakse malmist liigne süsinik, väävel, fosfor ja teised lisandid.

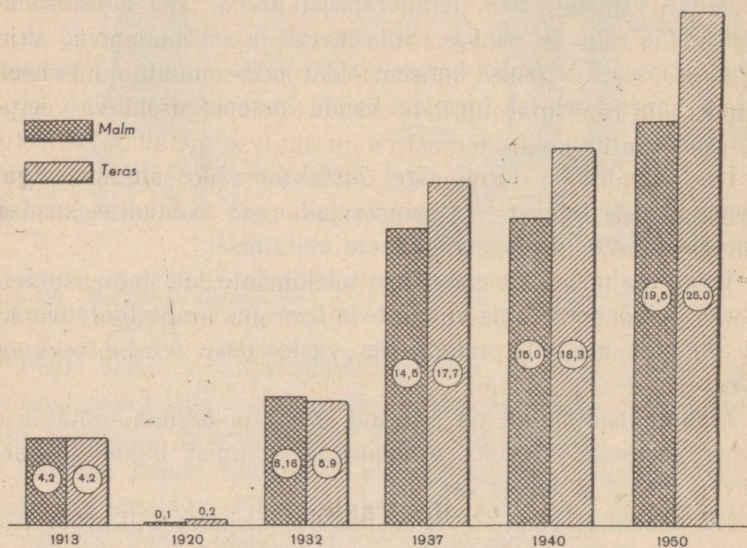
Nii saadakse raud, millest samades ahjudes mitmesuguste ainete lisandamisega omakorda saadakse terast.

7. Malm ja teras neljandal viisaastakul

Metall on nüüdisaja majanduse aluseks. Nõukogude Liidus sulatatakse ja töötatakse ümber määratu suurel hulgal mitmesuguseid metalle, mida vajatakse põllumajanduse mehhaniseerimiseks, transpordi ja masinaehituse arenguks.

Esikohal kõigist toodetavatest metallidest on raud.

Nõukogude Liidu mõõtmatud rauamaakide ja kivisöe varud võimaldavad rauavalmistamistööstuse ehk mustmetallurgia piiramatut arengut. Juba praegu toodetakse meil malmi 4 korda rohkem kui enne Oktoobrirevolutsiooni, ja 1950. aasta lõpuks tõuseb malmitoodang kuuekordseks, võrreldes 1913. aastaga.



Joon. 82. Mustmetallurgia areng Nõukogude Liidus.

Joonisel 82 toodud diagramm näitab, et terast toodetakse rohkem kui malmi. Kerkib küsimus: millega seda seletada? Asi on selles, et terast saadakse peamiselt küll malmist, aga iga aasta sulatatakse ümber väga suurel hulgal vana rauda: plekilõikeid, treimislaaste, masinate vananenud osi jne. See kõik läheb terase tootmiseks.

Nii annavad nõukogude terasevalajad ühiskonnale teistkordselt tagasi miljoneid tonne musta metalli.

8. Raua roostumine ja vahendid võitluseks sellega.

Tähtis on mitte ainult võimalikult suuremal hulgal metalli toota, vaid ka hoida seda rikkemise eest, pidurdada mitmesuguste lahuste ja gaaside keemilist kahjustavat mõju metallidele.

Eriti palju kahju toob rahvamajandusele raua roostumine. Sellest keemilisest protsessist võtavad osa õhuhapnik, vesi, süsihappegaas ja teised ained. Roostumine muutub intensiivsemaks, kui raud märgub happeid või soolaseid sisalduva veega, kui raud puutub kokku temast enam aktiivse metalliga. Roostumist kiirendab ka raua pinnale sattuv tolm. Roostumine algab harilikult neis rauast või terasest esemete kohtades, kus on kriimustusi või karedaid kohti.

Raua või terase kaitsmiseks roostumise vastu kaetakse neid mõne roostumist takistava aine kihiga: mineraalõliga, õlivärviga või plastmassiga. Eriti ilusaks ja püsivaks kaitseks on metallkatted: alumiinium, tsink, nikkel, kroom.

Roostumist pidurdab ka terase pinna poleerimine.

9. Vask.

<i>Keemiline märk</i>	—	<i>Cu</i>
<i>Aatomkaal</i>	—	<i>63,5</i>

Puhas vask on läikiv punakas metall, erikaalult rauast natuke raskem (vase erikaal on ligi 9). Teda võib õhukeseks leheks taguda ja traadiks venitada. Vask on väga hea soojuse- ja elektrijuht. Elektrijuhtivuselt on vask teisel kohal metallide hulgas: temast paremini juhib elektrit ainult hõbe.

Kuivas õhus kattub vask õhukese hapendikihiga ja muutub värvuselt tumepunaseks. Niiskes õhus tekib vase pinnale rohekas kiht.

Vask ei tõrju vesinikku välja veest ega hapetest.

Lämmastikhappes ja kontsentreeritud väävelhappes vask lahustub; tekivad nende hapete soolad. Vase soolade lahused on mürgised. Seepärast ei tohi happeid sisaldavaid toiduaineid jätta vaskanumaisse. Vasest kööginõud tuleb katta seestpoolt tinaga.

Vaske leidub looduses vähem kui rauda. Tarvitatakse teda siiski laialdaselt, kuid rauast vähem.

Puhtast vasest valmistatakse elektrijuhtmeid.

Vase sulamitest on tähtsamad messing ja pronks. Messing on vase ja tsiingi sulam, pronks aga vase ja tina sulam.

Pronks oli esimesi metallide sulameid, mida inimene õppis tarvitama. Ta on vasest tunduvalt kõvem ja oli seepärast tööriistade, relvade ja majapidamis-tarberiistade valmistamiseks kohasem. Inimkonna kultuuriajaloo nimetatakse seda ajajärku pronksiajaks.

Käesoleval ajal tarvitatakse seda sulamit mälestussamaste, kunstiteoste ja mõningate masinadetailide valmistamiseks.

Mõned vaseühendid on kasutusel põllunduses võitluseks kahjuritega: vasevitriol, pariisiroheline jt.

Neljandaks viisaastakuks on nähtud vasetoodangu tunduvasuurenemine. Selleks aitab kaasa uute vaseleiukohtade avastamine NSV Liidus.

10. Alumiinium.

<i>Keemiline märk</i>	—	<i>Al</i>
<i>Aatomkaal</i>	—	<i>27,0</i>

Alumiinium kuulub «noorte» metallide hulka.

Tema tööstuslik tootmisviis avastati kõigest 50 aasta eest.

Viimaseil aastail on alumiiniumi tootmine väga kiiresti kasvanud. 1942. a. saadi kogu maailmas 2 miljoni tonni ümber alumiiniumi. Teaduse ja tehnika ala töötajad loevad seda arvu väga väikeseks võrreldes nende hulkadega, mida on oodata tulevikus. Nad nimetavadki alumiiniumi tuleviku metalliks.

Seda tähelepanu põhjustavad alumiiniumi väga väärtuslikud omadused.

Alumiinium on hõbevalge kerge metall: tema erikaal on 2,7 (2,5 korda rauast kergem). Puhas alumiinium on võrdlemisi pehme, teda saab õhukeseks plekiks valtsida ja traadiks venitada.

Alumiiniumi sulamid on kõvemad ja vastupidavamad. Tähtsaim neist — d u r a l u m i i n (dura — ladina keeles kõva) — on sulam, mis sisaldab peale alumiiniumi vähesel määral vaske ja teisi metalle. Seda sulamit, mis oma tugevusest pole halvem terasest ja on sealjuures kerge, tarvitatakse iga aasta üha rohkem auto- ja lennukitööstuses.

Alumiinium on hea soojusejuht. Õhus kattub ta väga õhukese hapendikihiga, mis kaitseb metalli edasise hapendumise eest. Puhtas vees ta ei hapendu. Nende omaduste pärast valmistatakse temast köögiriistu ja muid koduse majapidamise tarbeasju.

Puhas alumiinium on keemiliselt aktiivne metall. Ta hapendub õhus, aga seejuures tekivad hapendikiht, tihedalt kattes metalleseme pinda, on kaitseks edasise hapendumise eest. Hapendikihist vabastatud alumiinium reageerib veega ja hapetega, tõrjudes neist välja vesinikku. Kuna alumiiniumi hapendikiht lahustub hapetes ja leelistes, ei saa alumiiniumist kööginõusid kasutada happed või leelisi sisaldavate lahuste või toitide alalhoidmiseks. Isegi soolane vesi mõjub pikema aja jooksul hävitavalt alumiiniumist nõudesse.

Küsimusi kordamiseks.

1. Nimetada raua füüsilisi omadusi.
2. Nimetada raua keemilisi omadusi.
3. Kirjutage raua hapendite ja hüdroksüüdide valemid!
4. Kirjutage raua hüdroksüüdide ja väävelhappe vastastikuse toime võrrandid!
5. Nimetage teile tuntud raua sulameid!
6. Missuguseid rauamaake tunnete?
7. Missuguse reaktsiooni abil saadakse raua hapenditest rauda?
8. Mis on malm ja kuidas seda saadakse?
9. Milleks pannakse kõrgahju koksi?
10. Milleks pannakse kõrgahju lubjakivi?
11. Millest saadakse terast?
12. Kuidas kaitsta rauda roostumise vastu?
13. Missuguseid vase sulameid tunnete?
14. Nimetage vase füüsilisi ja keemilisi omadusi!
15. Milleks kasutatakse vaske?
16. Nimetage alumiiniumi füüsilisi ja keemilisi omadusi!
17. Milleks kasutatakse alumiiniumi?

KOKKUVÕTE.

Mõned keemiatööstuse harud tekkisid juba väga vanal ajal: metallide väljasulatamine maakidest, klaasivalmistamine, mõnede hapete saamine.

Keemia kui teadus kujunes siiski viimase 150—200 aasta jooksul, millal avastati keemia põhiseadused ja õpetus materia ehitusest.

Nüüd on raske nimetada mõnda inimese tootliku tegevuse ala, milles keemial pole täita tähtsat osa. Kõigis tööstusharudes, kuhu tungib keemia, toimuvad põhjalikud muudatused.

On tekkinud rida uusi keemiatööstusi. Ikka sagedamini asendub materjalide mehaaniline töötlemine keemilisega.

Keemiatööstus on rajatud ühtede molekulide lagunemisele ja teiste tekkimisele, milledest moodustuvad uued ained uute omadustega. Kuna aatomite kombinatsioonide ja uute molekulide tekkimise võimalused on piiramatud, pole näha piiri ka uute keemiatööstuse harude tekkimisele.

Mitte väiksem pole keemiliste reaktsioonide puhul vabaneva energia kasutamise võimalus. Paaegu kõigis nüüdisaja soojusjõumasinates kasutatakse hapniku ühinemisel süsinikuga või vesinikuga tekkivat soojust.

Nüüdisaja keemia seisab aatomi siseenergia praktilise kasutamise lävel.

Teadlaste hulgas, kes on andnud oma panuse keemiliste

nähtuste uurimisele, leidub palju vene inimesi. Mõnedest neist kõnelesime eespool.

Nõukogude võimu ajal algas meil keemia ülikiire areng ja loodi lühikese ajaga suur keemikute-teadlaste ning keemia alal tegelevate töötajate armee. Meie nõukogude teadlased-keemikud sammuvad paljudes keemia harudes kaugel ees välismaa teadlastest. Esimestena maailmas said nõukogude teadlased tööstuslikus ulatuses kunstlikku kautšukit. Vene teadlased löid teaduse naftast.

Vene teadlastel on õilsad eesmärgid: rakendada teadus rahva teenistusse, aidata luua materiaalsete hüvede küllust ja sellega tasandada teed kommunismile.

LABORATOORSED TÖÖD.

I TÖÖ. KEEDUSOOLA PUHASTAMINE.

Valmis panna: teeklaas, klaaspulgake selle otsa kinnitatud kummist torukesega, portselanist kausike, lehter, statiiv rõngaga ja võrguga, piirituslamp, leheke filtreerimis-paberit, klaas puhta veega, mensuur (mõõtklaas), puhastamata keedusoola, puhastatud keedusoola.

Töö eesmärk: 1) tutvumine ainete puhastamisega kristalliseerimise teel; 2) lihtsa paberist filtri valmistamine; selle abil filtreerimine; tahkete ainete eraldamine lahusest lahusti aurustamise teel.

Töö teostamine.

1. Puhastamata ja puhastatud keedusoola võrdlemine.

a) Puistata valgele paberile natuke puhastatud keedusoola ja selle kõrvale puhastamata keedusoola.

b) Tähelepanelikult vaadelda mõlemat soola ja märkida, missuguseid lisandeid sisaldab puhastamata sool.

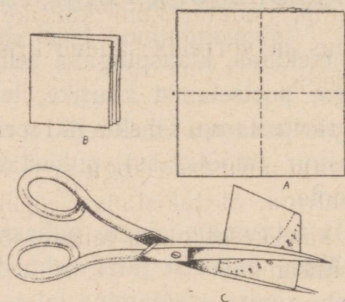
2. Keedusoola puhastamine.

a) Puistata klaasi teelusikatäis puhastamata keedusoola, valada sinna 50 cm³ vett, klaaspulgakesega hästi läbi segada.

b) Panna tähele segu sogaseks muutumist ja setteid klaasi põhjas.

3. Filtri valmistamine.

a) Lõigata filterpaberist ruut, mille külg on ligikaudu kaks korda pikem lehtri diameetrist, murda ruut nii, nagu on näidatud joonisel, asetada saadud ruut lehrisse, nurgaga allapoole, suruda ta vastu lehtrit ning murda väljaulatuv osa lehtri ääre järgi, niiviisi ära märkides, mis liigsena tuleb maha lõigata (joon. 83).



Joon. 83.

b) Võtta filterpaber lehtrist välja ning lõigata kääridega paralleelselt moodustunud kaarele liigne osa maha.

c) Lõigatud filterpaber asetada koonusena lehrisse, surudes paberit sõrmedega vastu lehtrit; niisutada veega, et see tihedalt liibuks klaasi külge.

d) Filtri äär peab olema natuke madalamal (0,5 cm) lehtri äärest.

4. Filtreerimine.

a) Asetada lehter filtriga statiivi rõngasse, kinnitades viimase nii, et lehtri toruke puudutaks klaasi äärt.

b) Et filtreeritav vedelik satuks filtrisse, valatakse seda klaaspulgakest mööda. Filtris oleva vedeliku pind ei tohi tõusta filtri äärteni.

c) Kui filtraat on sogane, tuleb seda veel kord filtreerida.

5. Lahusti aurustamine.

a) Porselanist kausike filtreeritud lahusega panna statiivi rõngal olevale võrgule ja asetada selle alla põlev piirituslamp. Rõngas peab asetsema selliselt, et kauss oleks leegi tipust natuke madalamal.

b) Niipea kui kausikese põhjal hakkab tekkima soolakristalle, eemaldada lamp, oodata, kuni kausike jahtub, valada välja selles olev lahus ja võrrelda saadud kristalle puhastatud keedusoola kristallidega.

6. Lahuse kuivaksaurustamine.

Kui lahusest on vaja aurustada kogu vesi, kaetakse kausike kummulikeeratud lehtriga, et takistada vedeliku pritsumist ja soola kadu; jätkata kausikese oleva lahuse soojendamist kuni vee täieliku aurustumiseni.

II TÖÖ. DESTILLEERITUD VEE SAAMINE.

Valmis panna: destilleerimisseade, suurem nõu jahutist tuleva vee jaoks, klaas külma veega, vasevitrioli lahus, piirituslamp.

Töö eesmärk: 1) tutvumine ainete puhastamisega destilleerimise teel; 2) destilleerimisaparaadi kasutamisoskuse omandamine.

Töö teostamine.

a) Koostada joonisel 52 näidatud seade. Valada kolbi vasevitrioli või mõnda muud värvilist vedelikku.

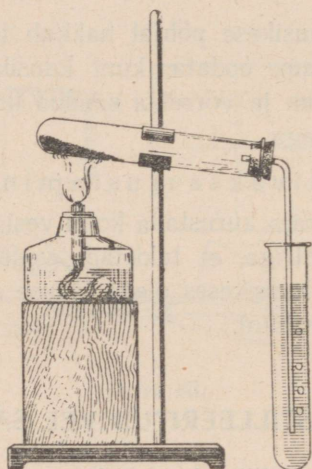
b) Valada jahutisse külma vett.

c) Ajada vesi kolvis keema, jälgida destilleeritud vee tilgakeste ilmumist jahuti torus ja nende langemist vastuvõtjasse.

d) Jätkata katset, kuni on kogunenud umbes 10 cm³ destilleeritud vett.

e) Võrrelda saadud vett selle vedelikuga, mida destilleeriti.

f) Valada klaasitükikesele või puhtale metallplaadikesele tilgake destilleeritavat vedelikku ja tilgake saadud vett, aurus-tada mõlemad ja võrrelda vedelikkudest jäänud plekikesi.



Joon. 84.

III TÖÖ. SÜSIHAPU VASE LAGUNDAMINE.

Valmis panna: katseriist, piirituslamp, süsihappu vask, katseklaas lubjaveega (joon. 84).

Töö eesmärk: tutvumine lagunemisreaktsiooniga ja vaskhapendiga; tahkete kehade kuumutamine katseklaasis ja erituvaga gaasi uurimine.

Töö teostamine.

- a) Koostada joonisel näidatud katseriist.
- b) Puistata katseklaasi noaotsatäis süsihaput vaske.
- c) Kuumutada katseklaasi sellel kohal, kus on süsihappu vask.

d) Vaadelda: kuumutatava aine värvuse muutumist, veetilgakeste tekkimist katseklaasi seintel, lubjavee sogaseks muutumist.

Jõuda selgusele, missugused ained tekkisid süsihappu vase lagunemisel.

IV TÖÖ. VASE SAAMINE VASEVITRIOLIST.

Valmis panna: katseklaas vasevitrioli lahusega, katseklaas rauavitrioli lahusega, vase- ja rauavitrioli kristalle, roostest puhas nael.

Töö eesmärk: tutvumine vase- ja rauavitrioliga, nende lahuste värvusega, asendumisreaktsiooniga.

Töö teostamine.

- a) Võrrelda vase- ja rauavitrioli kristalle, võrrelda nende ainete ja lahuste värvust.
- b) Asetada nael vasevitrioli lahusega täidetud katseklaasi. Vaadelda vasekihi tekkimist sellel.
- c) Seletada katset atomistlik-molekulaarse teooria põhjal.

V TÖÖ. HAPNIKU SAAMINE JA SELLE OMADUSED.

Valmis panna: katseriist hapniku saamiseks, klaaspurk, tükike puidusütt, papist sõõr, rauast lusikake, väävel, permangaanhappu kaalium (joon. 19).

Töö eesmärk: 1) hapniku saamisega ja selle omadustega tutvumine; 2) vees vähelahustuvate gaaside kogumine.

Töö teostamine.

1. Hapniku saamine.

a) Puistata katseklaasi umbes $\frac{2}{3}$ selle mahust permangaanhaput kaaliumi ja koostada katseriist, nagu on näidatud joonisel.

b) Täita purk veega, katta selle avaus papist sõõriga, pöörata purk kummuli, asetada veenõusse ja eemaldada papist sõõr vee all.

c) Ettevaatlikult soojendada kogu katseklaasi, siis kuumutada seda osa, milles on permangaanhapu kaalium.

d) Katse algul väljub torukesest õhku. Umbes minuti pärast juhtida toru ots veega täidetud klaaspurki ja jätkata katseklaasi soojendamist, kuni peaaegu kõik vesi on purgist hapniku poolt välja tõrjutud.

e) Pärast seda eemaldada toru, katta purk papist sõõriga, võtta see veest välja ja asetada lauale avausega ülespoole.

2. Hapniku keemilised omadused.

a) Tõsta papist sõõr ühest servast üles. Ettevaatlikult juhtida hõõguv pird purgi ülemisse ossa. Niipea kui pird lõkkele lööb, võtta see purgist välja, et hoida hapnikku järgneva katseks.

b) Panna raudlusikakesse natuke väävlit, süüdata see piirituslambil ja viia hapnikupurki.

c) Võrrelda väävli leeki selle põlemisel õhus ja hapnikus.

d) Uuesti täita purk hapnikuga ja süüdata selles samal kombel süsi.

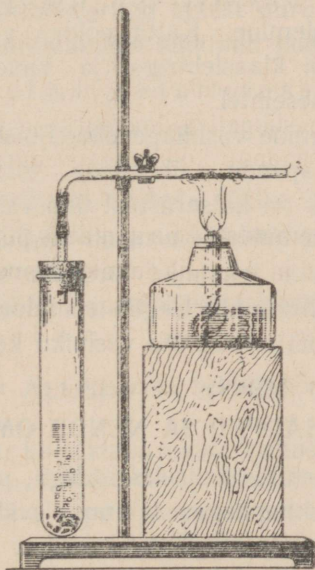
e) Märkida keemiliste valemitega reaktsioonist osavõtvad ja reaktsiooni tulemusena tekkivad ained.

f) Teha kokkuvõtte hapniku keemilistest omadustest.

VI TÖÖ. VESINIKU SAAMINE JA SELLE OMADUSED.

Valmis panna: katseriist vesiniku saamiseks, katseklaas, kõver klaastoru, tsink, soolhape (15% -line), vaskhapend, pürituslamp (joon. 85).

Töö eesmärk: vesiniku saamisega ja selle omadustega tutvumine; tutvumine taandamisreaktsiooniga; vesiniku puhtuse kontrollimine.



Joon. 85.

Töö teostamine.

1. Vesiniku saamine.

Panna katseriista katseklaasi mõned tsingitükikesed, valada sinna (umbes $\frac{1}{5}$ katseklaasi mahust) soolhapet ja sulgeda katseklaas korgiga, mida läbib toruke.

2. Vesiniku puhtuse kontrollimine.

a) Asetada toru avause kohale teine katseklaas.

b) Oodata umbes 1 minut, kuni vesinik on katseklaasist õhu välja tõrjunud.

c) Katta katseklaasi avaus sõrmega, eemaldada see katseriistast ja süüdata gaas. Vilistav, «haukuv» hääl näitab, et vesinik on segunenud õhuga. Puhas vesinik süttib väikese plaksuga ja põleb vaikselt vähemärgatava sinaka leegiga.

3. Vesiniku keemilised omadused.

a) Vesiniku põlemine. Katta põleva vesiniku leek kuiva külma klaasiga või klaaslehtiga ja vaadelda veetilgakeste tekkimist klaasi siseseintel.

b) Vase taandamine vaskhapendist. Puistata klaastorukesse noaotsatäis vaskhapendit, ühendada toruke katseriistaga, oodata, kuni vesinik on katseriistast õhu välja tõrjunud, ja siis kuumutada torukest kohal, kus asub vaskhapend.

Vaadelda vasekihi tekkimist torukese seintel ja veetilgakeste ilmumist piirituslambi leegist eemaloleval torukese osal. Seletada katset. Teha kokkuvõtte vesiniku keemilistest omadustest.

VII TÖÖ. HAPPED JA NENDE OMADUSED.

Valmis panna: statiiv katseklaasidega, pudelikesed väävel-, sool- ja lämmastikhappega, lakmus, pudelikene naatriumhüdrosüüdi lahusega, portselanist kausike.

Töö eesmärk: tutvumine lahustuvate hapete keemiliste omadustega ja hapete uurimine indikaatorite abil.

Töö teostamine.

1. Lakmuse toime hapetesse.

Valada lakmuspaberi ribakesele igast happest üks tilk. Vaadelda nende mõju lakmusele.

2. Leelise toime happesse (neutraliseerimine).

a) Valada portselanist kausikesse 3—4 tilka soolhapet ja lisada 1 tilk lakmust. Kuidas muutub lakmuse värvus?

b) Klaaspulgakese abil tilgutada happesse naatriumhüdrosüüdi lahust, kuni lakmus muutub värvuselt lillakaks (fenooolftaleini puhul saame vabarna-värvuse).

Pärast happe- või naatriumhüdrosüüdi tilgakese võtmist tuleb klaaspulgakest iga kord puhtas vees loputada.

c) Saadud neutraliseeritud lahust aurustada.

d) Võrrelda aurustamisel tekkinud jääki keedusoolaga.

3. Happe toime metallidesse.

a) Valada kolme katseklaasi väävel-, sool- ja lämmastikhapet.

b) Igasse katseklaasi asetada tükike tsinki.

c) Teha kindlaks, missugusest katseklaasist eritub vesinikku, missugusest — pruuni gaasi.

d) Nimetada kõigi hapete ühiseid keemilisi omadusi.

VIII TÖÖ. ALUSED JA NENDE OMADUSED.

Valmis panna: katseklaas naatriumhüdrosüüdi tükikesega, kolb puhta veega, 2 katseklaasi, klaastoruke ning naatriumhüdrosüüdi, väävelhapu vase, kloorraua ja väävelhappe lahused.

Töö eesmärk: tähtsamate aluste omadustega tutvumine; indikaatorite toime alustesse.

Töö teostamine.

1. Lahustuvad alused (leelised).

Katseklaasi, milles on naatriumhüdroksiüdi, valada mõni tilk vett ja jälgida naatriumhüdroksiüdi lahustumist.

2. Leeliste lahuste omadusi.

a) Viia klaaspulgakesega üks tilgake saadud lahust punasele lakmuspaberile, teine tilk valgele paberile, mis on kastetud fenoolftaleini. Vaadelda värvuse muutumist.

b) Hõõruda lahusetilgakest sõrmede vahel ja panna tähele lahuse seebistumist. Otsekohe pärast katset sõrmi põhjalikult pesta.

3. Lahustumatute aluste saamine.

a) Saada järgmised lahustumatud alused: vaskhüdroksiüd $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ja raudhüdroksiüd $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Selleks valatakse ühte katseklaasi 3—4 cm^3 väävelhapu vase lahust CuSO_4 , teise niisama palju kloorraua FeCl_3 lahust. Edasi valada kummassegi katseklaasi 3—4 cm^3 naatriumhüdroksiüdi lahust.

b) Vaadelda saadud hüdroksiüide ja kirjutada reaktsioonide võrrandid.

4. Lahustumatute aluste ja hapete vastastikune toime.

a) Pärast vaskhüdroksiüdi sadestumist katseklaasi põhja valada sellelt vedelik.

b) Katseklaasi jäänud hüdroksiüdile tilgutada väävelhapet kuni hüdroksiüdi täieliku lahustumiseni. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

c) Võrrelda saadud lahuse värvust lahjendatud vasevitrioli värvusega.

d) Nimetada kõigi aluste ühine omadus.

IX TÖÖ. PUIDU KUIVDESTILLEERIMINE.

Valmis panna: katseriist puidu kuivdestilleerimiseks, statiiv, piirituslamp, pirrukesi, ribake sinist lakmuspaberit.

Töö eesmärk: tutvumine puidu kuivdestilleerimisega ja selle produktidega.

Töö teostamine.

a) Täita umbes $\frac{2}{3}$ katseklaasist tuletiku-jämeduste puidutükikestega.

b) Koostada katseriist vastavalt joonisele 70.

c) Soojendada esmalt kergelt kogu katseklaasi, siis kuumutada seda kohta, mis on täidetud puidutükikestega.

d) Vaadelda suitsu ja veetilgakeste ning siis puutõrva tekkimist.

e) Süüdata põleva pirru abil torukesest väljuv gaas.

f) Joonistada katseriist ja kirjeldada tehtud katset.

g) Võtta katseriist lahti, süüdata katseklaasist võetud söetükikesi piirituslambil ning võrrelda nende põlemist pirru põlemisega (söetükikesed põlevad leegita).

h) Tilgutada tekkinud vedelikku sinisele lakmuspaberile ja vaadelda värvuse muutumist.

i) Nimetada, missuguseid aineid saadakse puidu kuivdestilleerimisel.

SISUKORD.

	Lk.
Sissejuhatus	3
I PEATÜKK. Ained ja nende omadused. Molekulaar-teooria.	
1. Füüsilised ja keemilised nähtused	5
2. Ainete omadused	6
3. Puhtad ained ja segud	8
4. Ainete puhastamine	9
5. Aine molekulaarne ehitus	13
6. Üleminek vedelast olekust gaasilisse ja tagasi	16
7. Üleminek vedelast olekust tahkesse ja tagasi	18
8. Puhtad ained ja segud molekulaarhüpoteesi valgusel	20
9. Molekulide suurus	20
Küsimusi kordamiseks	21
II PEATÜKK. Keemilised reaktsioonid. Aatomid. Keemilised valemid.	
1. Lagunemisreaktsioon	23
2. Aatomid	24
3. M. V. Lomonossov	26
4. Ühinemisreaktsioon	29
5. Vahetus- ehk asendusreaktsioon	31
6. Aatomkaal	33
7. Keemilised elemendid	34
8. Keemilised märgid ja valemid	37
Küsimusi kordamiseks	40

III PEATÜKK. Hapnik. Õhk.

1. Hapniku omadusi	41
2. Hapnik looduses	43
3. Hapniku saamine	44
4. Hapniku kasutamisest	46

Õhk.

1. Õhu koostis	49
2. Õhu kasutamisest	54
Küsimusi kordamiseks	54

IV PEATÜKK. Vesinik.

1. Vesiniku omadusi	55
2. Vesinik looduses	60
3. Vesiniku saamine	60
4. Vesiniku kasutamine	63
Küsimusi kordamiseks	65

V PEATÜKK. Keemia põhimised seadused.

1. Aine kaalu jäävuse seadus	66
2. Aine koostise püsivuse seadus	69
3. Arvutusi valemite järgi	73
4. Keemilised võrrandid	74
5. Valents	77
Küsimusi kordamiseks	79

VI PEATÜKK. Vesi ja lahused.

1. Vee füüsilised omadused	80
2. Vee keemilised omadused	80
3. Leelised	82
4. Hüdraadid	83
5. Tahkete ainete lahustuvus vees	84
6. Lahustuvus erinevail temperatuuridel	85
7. Lahustuvus atomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt	87
8. Vedelike ja gaaside lahustuvus vees	88
9. Vesi looduses	90
10. Vesi inimese teenistuses	91
Küsimusi kordamiseks	94

VII PEATÜKK. Tähtsamad happed, alused, hapendid ja soolad.

1. Soolhape	95
2. Soolhappe soolad	99
3. Väävelhape	100
4. Väävelhappe soolad	102
5. Lämmastikhape	103
6. Lämmastikhappe soolad	105
7. Hapete koostis ja üldised omadused	105
8. Alused	106
9. Aluselised ja happelised hapendid	109
10. Soolade koostis ja nimetus	111
11. Mineraalväetised	112
12. Metallid ja mittemetallid	113

VIII PEATÜKK. Süsinik. Põlemine.

Süsinik.

1. Süsiniku teisendid	115
2. Süsi	116
3. Süsiniku keemilised omadused	117
4. Süsihappegaas ja süsihape	117
5. Süsihappe soolad	119
6. Süsinikhapend	120
7. Süsinik looduses	121
8. Süsiniku kasutamine	124

Põlemine.

1. Mis on põlemine?	125
2. Põlemise tingimused	127
3. Aeglane hapendumine ja plahvatus	129
4. Kuivdestillatsioon	130
5. Leek	131
6. Generaatorgaas	134
7. Kütuse tarvitamine	135
8. Kütuse liigid	136
Küsimusi kordamiseks	139

IX PEATÜKK. Raud.

1. Raua füüsilised omadused	140
2. Raua keemilised omadused	140
3. Sulamid, malm ja teras	141
4. Raud looduses	143
5. Raua saamine tema hapenditest	144
6. Malmi saamine	145
7. Malm ja teras neljandal viisaastakul	147
8. Raua roostumine ja vahendid võitluseks sellega	149
9. Vask	149
10. Alumiinium	150
Küsimusi kordamiseks	152

Kokkuvõte	153
---------------------	-----

Vastutav toimetaja J. Jakk.

Keeleline toimetaja O. Ojasson.

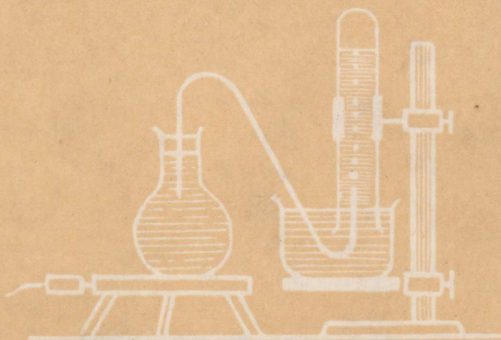
Ladumisele antud 18. VI 1949. Trükkimisele antud 25. VII 1949. Trükiarv 12 000. Paber 56×79, ¹/₁₆. Trükipoognaid 10,75. Arvutuspoognaid 9,7. Trükitähti trükipoognas 36 400. MB-06171. Trükikoda «Ühiselu», Tallinn, Pikk tän. 42. Tell. nr. 1428.

На эстонском языке.
Д. Кирюшкин, Химия для VII класса.

RBL. 4.40

A-17922

4952919



TÜ RAAMATUKOGU



1 0300 00495291 9

49 746