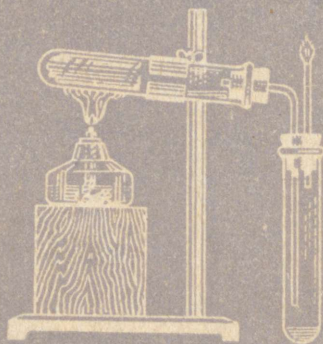


*D. Kirjuškin*

# KEEMIA

VII KLASSILE



EESTI RIIKLIK KIRJASTUS

A-18428





R-10420  
D. KIRJUŠKIN

# KEEMIA

VII KLASSILE

УДОЖИЯ



EESTI RIIKLIK KIRJASTUS  
TALLINN 1950

Kinnitatud Eesti NSV Haridusministeeriumi poolt.



K E E M I A

A R H I I V K O G U

2

Tartu Riikliku Ülikooli  
Raamatukogu  
8063

**ARHIIVKOGU**



E E S T I R I I K L I K Ü L I K O O L I  
R A A M A T U K O G U

## SISSEJUHATUS.

Üks muinas-kreeka filosoof ütles, et pole võimalik kaks korda sukelduda samasse jõkke. See võib näida imelikuna, eriti neile, kes suvistel päevadel sageli on supelnud ühes ja samas jões. Kui aga hästi järele mõelda, 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.

Muutuvad aga mitte ainult jõe piirjooned, aegade jooksul murenevad ja muutuvad ka mäed, mis näivad igavesti muutumatuks.

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

Elades alatise liikumise, alatiste muutuste 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 voolavad 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 ümber. 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 kuivendatakse soid, mujal tekitatakse järvi ja isegi meresid; muutub taimkate ja loomade maailm. Loodust ümber kujundades muutub ka inimene ise. Võideldes oma elutingimuste parandamise eest loob ja arendab ta loodusteadusi. Nende hulgas on tähtsal kohal keemia.

Mida uurib keemia?

## AINED JA NENDE OMADUSED. MOLEKULAARTEOORIA.

### 1. Füüsilised ja keemilised nähtused.

Meid ümbritsevas maailmas toimuvaid muutusi nimetakse nähtusteks. Mõned neist on füüsilised nähtused. Siia kuuluvad: masinate töötamine, mürsu lend, tahkete kehade sulamine, vedelike aurumine, 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.

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

Seda, millest koosnevad füüsilised kehad, nimetakse mateeriaks ehk aineks. Klaas, parafiin, vask, vesi — kõik need on ained.

**Füüsilisteks nähtusteks** nimetatakse niisuguseid füüsiliste kehade muutusi, mille puhul ei toimu ühe aine muundumist teiseks.

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: füüsiline olek, värvus, läige, erikaal, keemis- ja sulamistemperatuur, elektri juhtivus 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 põlevus.

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 maitse järgi.

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

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

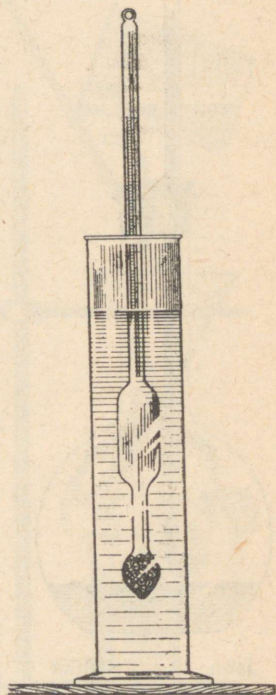
Lisaks sellele ei suuda meie meeleorganid ilma vajalike seadiste ja riistade kaasabitajalati anda täpseid ja usaldatavaid andmeid ainete omaduste kohta. Ei saa näiteks vastavaid riistu kasutamata kindlaks määrata, mitu korda üks aine on teisest raskem või missugusel temperatuuril ta sulab.

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

Vedelike erikaalu määramiseks kasutatakse areomeetrit (joon. 1).

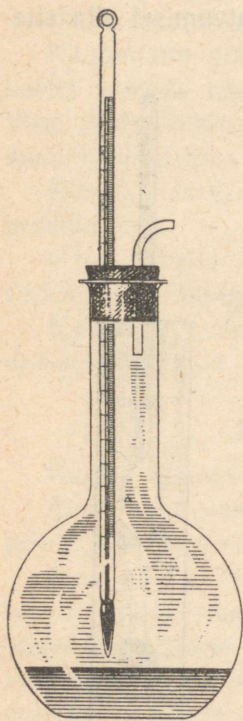
Kui asetada areomeeter puhtasse vette, vajub ta sellesse kuni jaotuseni «1,00». Väävelhappes vajub ta kuni jaotuseni «1,84». Need arvud näitavad vee ja väävelhappe erikaalu.

Vedeliku keemistemperatuuri määramiseks tarvitatakse joonisel 2 kujutatud seadist. Kolbi valatakse veidi uuritavat vedelikku ja suletakse kolb korgiga, milles on kaks avaust.



Joon. 1. Vedeliku erikaalu määramine areomeetri abil.

Ühte neist läbib termomeeter, mis on asetatud nii, et elavhõbedat sisaldav kuulike asetseb uuritava vedeliku pinna lähedal; teise avause kaudu pääseb aur kolvist välja.



Joon. 2. Vedeliku keemistemperatuuri määramine.

Ettevaatlikult kolbi 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  $78^{\circ}$  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.

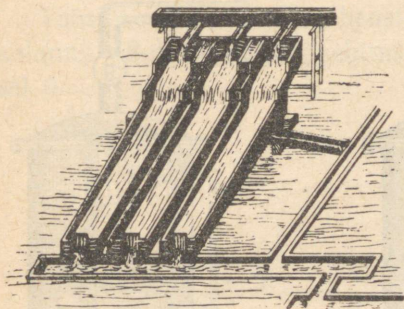
Näiteks muutuvad vees suhkrulahustamisel saadava lahuse erikaal- ja keemistemperatuur: mida enam lisandame suhkrut, seda suuremaks muutub lahuse erikaal ja seda kõrgem on tema keemistemperatuur.

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, kuidas eraldada neid üksteisest? Keemialaboratooriumides ja -tehistes kasutatakse mitmesuguseid viise puhta aine eraldamiseks segust.



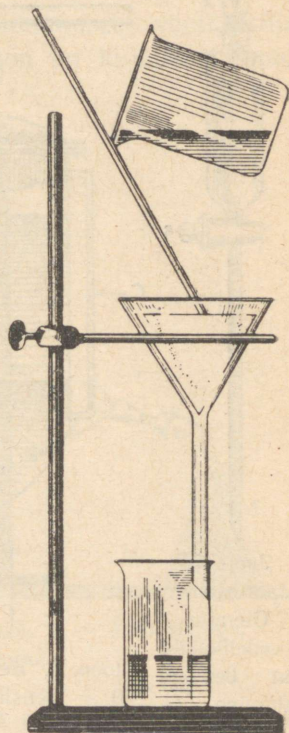
Joon. 3. Kullaliiva uhtmine veega.

Tutvume mõnedega neist.

**1. Erikaalult tunduvalt erinevate ja vees lahustumatute ainete eraldamine segust.**

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

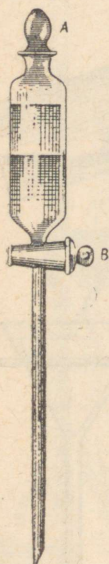
Kasutades erikaalude suurt erinevust eraldatakse näiteks kulda liivast. Vähesel määral väikesi kullaterakesi sisaldavat liiva uhetakse kaldu asetatud laudrennides veega (joon. 3). Kergema liiva viib veevool minema, suurema erikaaluga kullaterakesed jäävad aga renni põhja.



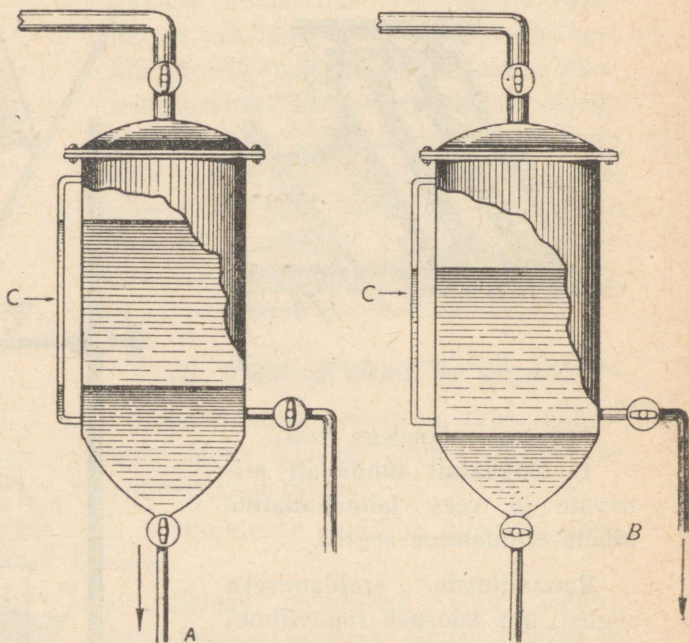
Joon. 4. Filtreerimine paberist filtri abil.

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

Joonis 4 kujutab sogase vedeliku filtreerimist paberist filtri abil.



Joon. 5.  
Jaotuslehter.  
Ülemine vedelikukiht on bensiin, alumine — vesi.



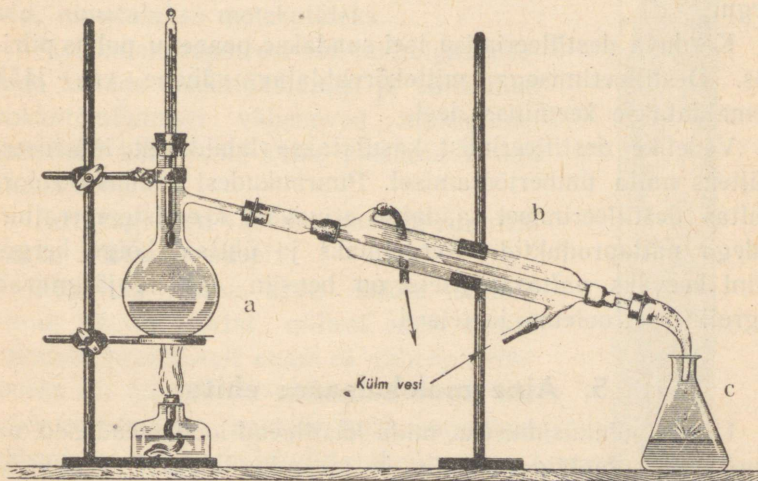
Joon. 6. Bensiini eraldamise kolonn. A — vee väljavool, B — bensiini väljavool, C — klaastoru bensiini ja vee taseme jälgimiseks.

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

3. Teineteises mittelahustuvate vedelike eraldamine. Laboratooriumides eraldatakse teineteises mittelahustuvad vedelikud jaotuslehtri abil (joon. 5). Kui näiteks on vaja eral-

dada bensiini veest, valatakse nende segu jaotuslehtrisse, lastakse tal seista, kuni vedelike piir on selgesti märgatav. Siis võetakse ära kork A, pööratakse kraani B 90° võrra ja lastakse allpool olev vesi välja voolata, jättes lehtrisse veest kergema bensiini.

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



Joon. 7. Seadis vedelike destilleerimiseks: a — kolb seguga, b — jahutaja, c — koguja.

**4. Teineteises lahustuvate vedelike eraldamine.** Teineteises lahustunud vedelike eraldamiseks kasutatakse nende keemistemperatuuride erinevust.

Näiteks piirituse eraldamiseks veest soojendatakse segu kolvis (joon. 7), jälgides segu temperatuuri.

Umbes 78°-sel temperatuuril eraldub kolvist peaaegu puhta piirituse aur, mis jahtudes jahutaja seesmises torus tiheneb vedelikuks ja koguneb piiritusena kogumiskolvis.

Jahutaja seesmist toru jahutatakse vee abil, mis voolab jahutaja kestasse alumise külgtoru kaudu, kuna soojenenud vesi ülemise külgtoru kaudu välja voolab, nagu on joonisel näidatud nooltega.

Ühekordse destilleerimisega ei saada veel puhast piiritust. Harilikult destilleeritakse vedelik, mis on saadud  $78-82^{\circ}$  temperatuuri piires ja mis sisaldab veel tunduval määral vett, veel kord, kogudes vaid  $78-80^{\circ}$  temperatuuril keevat segu.

Korduva destilleerimise teel saadakse peaaegu puhas piiritus. Destilleerimisega mittekõrvaldatav vähene vee jääk eemaldatakse keemilisel teel.

Vedelike destilleerimist kasutatakse laialdaselt tööstuses, näiteks nafta ümbertöötamisel. Puuraukudest saadava «toor-nafta» destilleerimisel saadakse erinevate keemistemperatuuridega naftaproduktid. Kergeimaks ja ühtlasi kõige kergemini keevaks naftasaaduseks on bensiin, millele järgnevad ligroiin, petrooleum ja teised.

## 5. Aine molekulaarne ehitus.

Üheks põhiküsimuseks, mida käsitlevad loodusteadused, on uuritavate objektide koostis ja seesmine ehitus: geoloogia uurib Maa koostist ja ehitust, bioloogia uurib loomsete ja taimsete organismide ehitust jne.

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

Kuna kõigil kehadel on omadus paisuda ja kokku tõmbuda, võib oletada, et neid moodustavad ained koosnevad väikestest osakestest, mis asetsevad üksteisest teatud kaugusel. Need vahemaad võivad suureneda (keha paisub) või väheneda (keha tõmbub kokku). Paljudes ainetes ei saa aga tähele panna neid osakesi ega ka neid eraldavaid vahemikke. 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, mis olid ja on olemas ning mida praegu hästi tuntakse.

Mõnede küsimuste lahendamiseks kasutatakse teaduses oletusi. Teaduslikke oletusi nimetatakse **hüpoteesideks**. Oletust aine teralisest ehitusest nimetatakse **molekulaarhüpoteesiks**, sest et aine **kõige väiksemaid osakesi, mis veel säilitavad aine keemilised omadused, nimetatakse molekulideks**.

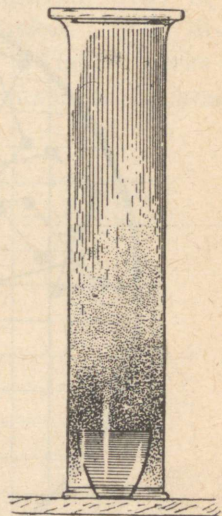
Molekulaarhüpoteesi abil on hõlpus seletada kehade kokkutõmbumist ja paisumist: kokkutõmbumisel vähenevad molekulidevahelised kaugused, kuna paisumisel nad suurenevad.

Eriti tugevasti väheneb gaaside ruumala nende kokkusurumisel.

Kuid ka gaase saab kokku suruda ainult teatud piirini, millest edasi nende ruumala praktiliselt enam ei vähene. Põhjuseks on asjaolu, et molekulid ise ei ole kokkusurutavad, gaaside kokkusurumisel vähenevad vaid molekulidevahelised kaugused.

Kerkib huvitav ja väga tähtis küsimus: kas molekulid püsivad paigal või on nad liikvel? Küsimuse lahendamiseks korraldame järgmise katse.

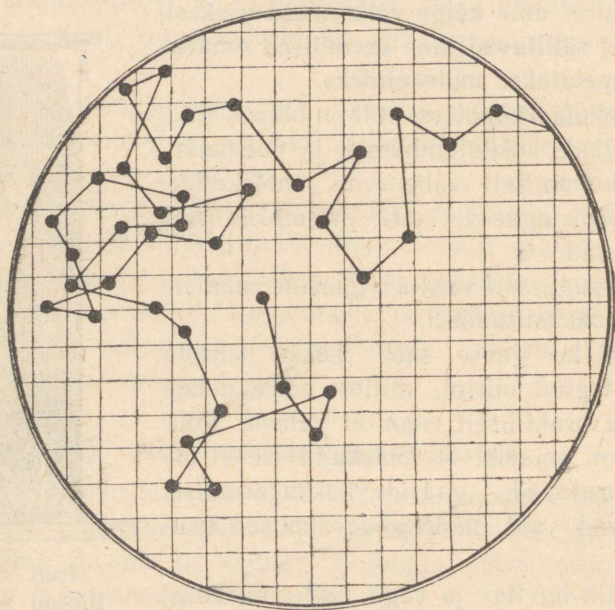
Väike tiiglike (joon. 8), milles on mõni tilk rasket tumepruuni vedelikku — broomi, asetatakse klaasplaadikesele ja kaetakse kummuli keeratud klaassilindriga. Ehkki broomi aurud on õhust enam kui viis korda raskemad, tõusevad nad siiski ülespoole ja täidavad silindri, segunedes selles oleva õhuga.



Joon. 8.  
Broomi auru  
difusioon õhus.

Silindris olev broomi aur oli kaitstud välismõjude eest, aga siiski levis ta kogu silindris. Järelikult liiguvad broomi molekulid iseenesest. Sellist molekulide liikuvust võime tähele panna ka õhu koostisse kuuluvais gaasides.

Kui läbi kitsa avause juhtida pimedasse tупpa hele päikesekiir, siis näeme selle valguskiire heledas koonuses korra-



Joon. 9. Tahke aine osakese näitlik liikumine vedelikus.

tult liikuvaid tolmu-kübemekesi, mis peegeldavad valgust ja vilguvad tähekestena. Mis sunnib neid liikuma ja hoiab otsest langemisest põrandale?

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

Selline korrapäratu liikumine on omane kõigile gaasidele. Sõna «gaas» ongi tuletatud sõnast «kaos», mis tähendab «korratust». Kas ainult gaasides on selline «korratust»?

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 liiguvad. Seda liikumist hakatigi nimetama «Browni liikumiseks». Seda liikumist põhjustavad vee molekulid, mis liikudes pörkavad vastu õietolmuterakesi, sundides neid omakorda liikuma eri suundades (joon. 9).

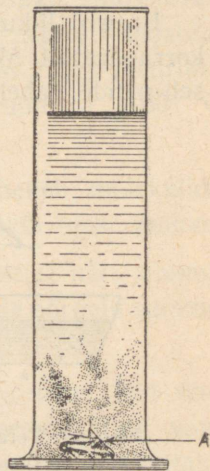
Browni liikumist võib tähele panna mitte ainult vees, vaid ka teistes vedelikes.

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).

Klaasilindri 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 kehaes?



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

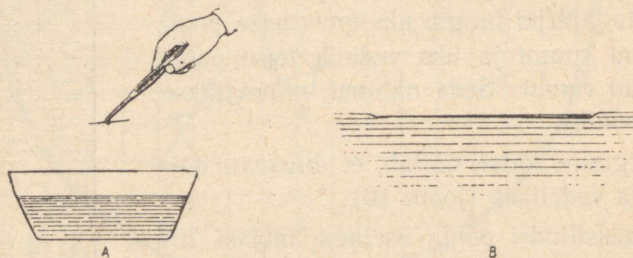
- Kui suruda kaks eri metallist plaati hästi poleeritud pindadega vastamisi ja neid pikemat aega kuumutada allpool nende metallide sulamistemperatuuri, siis võib täheldada metalli osakeste tungimist üksteisesse.

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

## 6. Üleminek vedelast olekust gaasilisse ja ümberpöörduvalt.

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

Browni liikumine näitas, et vedeliku molekulid liiguvad korrapäratult. Mispärast ei lenda nad laiali? Nähtavasti valitseb nende vahel vastastikune tõmbejõud. Selle tõmbejõu



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

mõjul püüavad vedeliku tilgakased omandada kera kuju. Vedeliku molekulide vastastikuse tõmbejõuga saab seletada 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 nõela all kooldub (joon. 11).

Vedelikkude molekulide vastastikune tõmbejõud pole siiski nii tugev, et molekule kindlalt üksteise kõrval hoida. Mõned neist eralduvad vedeliku pinnast ja tõusevad õhku. Seda nähtust nimetatakse aurumiseks.

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

Mida kiiremini molekulid liiguvad, seda rohkem eraldub neid ühel ja samal ajavahemikul vedeliku pinnalt, seda intensiivsem on aurumine.

Aine üleminekul vedelast olekust gaasilisse suurenevad järsku molekulide vahemikud. Seda näitab selgesti asjaolu, et 1 grammi vee ruumala vedelas olekus on 1 cm<sup>3</sup>, auruna täidab vesi aga 1700-kuupsentimeetrilise ruumala (100° C temperatuuril ja normaalsel õhurõhul).

Aine üleminekul gaasilisse olekusse väheneb molekulide vastastikune tõmbejõud ja seetõttu gaas levib igas suunas.

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

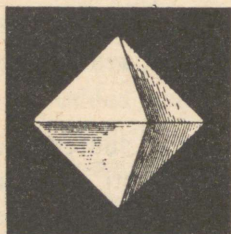
Gaasi molekulide liikumiskiirus on väga suur. Kui õhu koostisse kuuluvad molekulid ei tõukleks korrapäratult, vaid liiguksid ühes suunas, tekiks nii tugev orkaan, et ta hävitaks kogu taimestiku maakeral ja purustaks kõik inimeste poolt püstitatud ehitised.

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

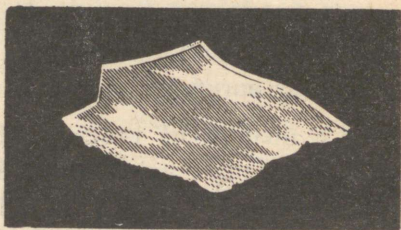
Veeauru jahenedes väheneb molekulide liikumiskiirus, molekulid lähenevad üksteisele, aur muutub vedelikuks.

## 7. Üleminek vedelast olekust tahkesse ja ümberpöördult.

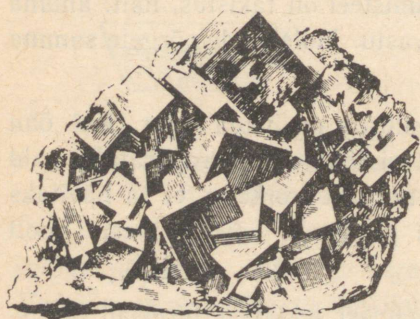
Vee jahtudes võib molekulide liikumiskiirus väheneda nii-võrd, et lakkab molekulide korrapärase liikumise ning nad asetuvad korrapäraselt. Tekivad jääkristallid. Vesi läheb vedelast olekust üle tahkesse.



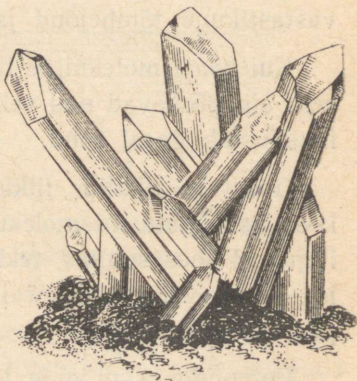
*a*



*b*



*c*



*d*

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

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

Temperatuur, mille puhul molekulide korrapäratu liikumine asendub võnkuva liikumisega, ongi vastava aine tahkestumistemperatuur.

Mõnede püdelate vedelike, näiteks sulatatud klaasi, pigi, liimi jne. jahtumisel ei asetu molekulid üksteise suhtes korrapäraselt, vaid jätkub nende väga aeglane ja korrapäratu liikumine. Niisugusel juhul ei teki kristalne, vaid amorfne (korrapärase kujuta) aine. Enamik aineid on tahkes olekus kristalse struktuuriga (joon. 12).

Tahke aine soojendamisel elavneb molekulide võnkuv liikumine ja võib saabuda selline moment, kus nende korrapärase asetus rikutakse ja nende liikumine muutub korrapäratuks — aine läheb tahkest olekust üle vedelasse.

## **8. Puhtad ained ja segud molekulaarhüoteesi valgusel.**

Molekulaarhüoteesi abil on kerge selgitada erinevust puhta aine ja segu vahel. Iga puhas aine koosneb ühesugustest molekulidest, millel on ühesugused omadused. Segud koosnevad erinevaist molekulidest.

Mingi puhta tahke aine soojendamisel asendub kõigi molekulide võnkuv liikumine korrapäratu liikumisega ühel ja samal temperatuuril. Näiteks lagunevad jääkristallid 0° temperatuuril, mistõttu jääl on kindel sulamistemperatuur — 0°. Tahkete ainete segudel ei ole kindlat sulamistemperatuuri. Näiteks on tahke rasv, parafiin mitme aine segu, nende sulamine algab ühel temperatuuril, jõuab lõpule aga teisel, kõrgemal temperatuuril. 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 ta teooriaks<sup>1</sup>.

Molekulaarhüpotees on juba ammu saanud teooriaks.

## 9. Molekulide suurus.

Kuigi molekulid on ääretu väikesed, leidsid teadlased siiski teid nende suuruse ja kaalu määramiseks. Kui oletada, et molekulid omavad kerakeste kuju, oleks kõige suuremate molekulide läbimõõt mõni sajamiljondik sentimeetrit.

Nende suuruste ligikaudsekski mõistmiseks kujutlege, et kõigi teile tuntud asjade mõõted suureneksid kümme miljonit korda. Siis ületaks keskmise kasvuga inimese pikkus Maa 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 katseklaasitäies vees ( $18 \text{ cm}^3$ ) on umbes 600 000 000 000 000 000 000 000 molekuli.

Kui saaks loendada molekule tükkhaaval ja iga loendaja jõuaks loendada 1000 tükki sekundis, siis suudaks kogu Maa rahvastik aasta jooksul loendada vaid  $\frac{1}{30}$  molekulide arvust, mis sisalduvad veetilgas.

---

<sup>1</sup> Teooria — teaduslik õpetus, teaduslike uurimiste üldistus.

Mitmel viisil on kindlaks tehtud ka paljude molekulide kaal. Väljendades neid arvusid grammides saame hiiglasuurte nimetajatega murrud. Vee molekuli kaal näit. on umbes 0,000 000 000 000 000 000 000 03 grammi.

### Küsimusi kordamiseks.

1. Missuguseid nähtusi nimetatakse füüsilisteks?
2. Missuguseid nähtusi nimetatakse keemilisteks?
3. Nimetada vee füüsilisi omadusi.
4. Kuidas kindlaks teha, 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 alatiselt 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 elavhõbeahapendi kuumutamisel. Selleks kasutame joonisel 13 kujutatud seadist. Kuumutame katseklaasis A punase elavhõbeahapendi pulbrit. Veenõus kummuli keeratud katseklaasi B koguneb gaasi. Kui katkestame kuumutamise, lõpeb ka gaasi eraldumine.

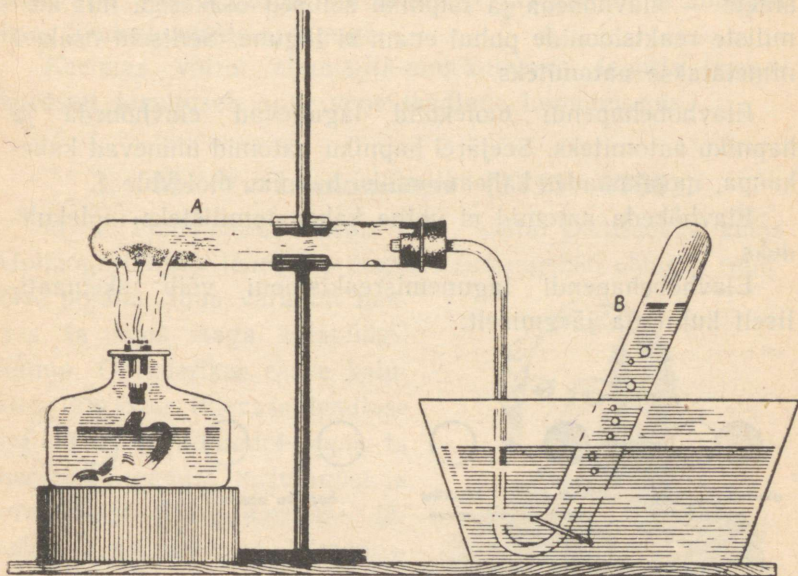
Minutit viis pärast katse algust võib katseklaasi A seintel märgata elavhõbedatilkakesi. Katseklaasi B kogutud gaasi uurime hõõguva pirruga. See lööb heleda leegiga põlema. Sellest tunneme, et klaasi kogunenud gaas on hapnik.

Tähendab, et elavhõbeahapend muutus elavhõbedaks ja hapnikuks. Seejuures neeldus soojust.

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

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

Elavhõbepehend on liitaine.



Joon. 13. Elavhõbepehendi lagundamine.

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

Hapnik ja elavhõbe on lihtained.

## 2. Aatomid.

Võrreldes keemilist lagunemisreaktsiooni füüsilise nähtusega — aurumisega, võime märkida nende ühise joonena, et mõlemal juhul toimub aine killunemine.

Need nähtused erinevad aga selle poolest, et aurumise puhul aine molekulid ainult eralduvad üksteisest, kuid ei

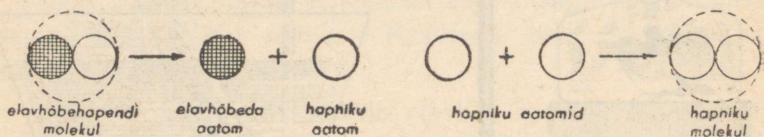
lagune, kuna keemilise lagunemisreaktsiooni puhul killunevad molekulid veel väiksemateks osakesteks, mille tagajärjel ühed ained muunduvad teisteks aineteks.

Elavhõbehapendi molekulide lagunemisel tekivad lihtainete — elavhõbeda ja hapniku sellised osakesed, mis keemiliste reaktsioonide puhul enam ei lagune. Selliseid osakesi nimetatakse **aatomiteks**.

Elavhõbehapendi molekulid lagunevad elavhõbeda ja hapniku aatomiteks. Seejärel hapniku aatomid ühinevad kahekaupa, moodustades kaheaatomilisi hapniku molekule.

Elavhõbeda aatomid ei ühine kaheaatomilisteks molekulideks.

Elavhõbehapendi lagunemisreaktsiooni võib skemaatiliselt kujutada järgmiselt:



Ka teiste ainete molekulid koosnevad aatomitest.

Lihtainete molekulid koosnevad ainult ühesugustest aatomitest.

Liitainete molekulid koosnevad 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**.

Selle teooria seisukohalt seisab lagunemisreaktsioon selles, et lihtaine molekulid lagunevad väiksemateks molekulideks või aatomiteks.

Õpetus aine «teralise» ehituse kohta on pärit vanast ajast. Sõna *atom* (jagamatu)<sup>1</sup> võeti tarvitusele vana-kreeka õpetlaste poolt.

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

Keemias võttis atomistlik-molekulaarse teooria esmakordselt tarvitusele suur vene teadlane Lomonossov.

### 3. M. V. Lomonossov (1711—1765).

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 raske kalurielu karastas tulevase teadlase iseloomu. Talvekuudel õppis ta hoolega lugemist, kirjutamist ja arvutamist. Tung hariduse järele oli nii suur, et Lomonossov võttis aritmeetika ja grammatika õpikud isegi merele kaasa. Perekond oli õppimise vastu, kuna see viis poissi eemale igapäevasest kaluri tegevusest, milleks isa tahtis teda kasvatada. Pärast korduvaid palveid sai Lomonossov isalt loa Moskva sõiduks, et seal õppimist jätkata.



M. V. Lomonossov  
(1711—1765).

<sup>1</sup> Nüüdisajal on kindlaks tehtud, et teatud tingimustel saab aatomit veel väiksemateks osakesteks killustada.

1730. a. detsembris lahkus 19-aastane Lomonossov jäädavalt Denisovkast ja sõitis koos oma küla kalavooriga Moskvasse. Selleks, et astuda kooli, pidi ta varjama oma talupoeglikku päritolu, sest kooli võeti ainult aadlikke. Raske oli noormehel õppida: koolist sai ta ülalpidamiskuludeks kolm kopikat päevas. Toituda tuli peamiselt leiva ja kaljaga.

Tänu erakordsele andekusele ja püüdlikkusele õppis Lomonossov väga heade tulemustega. Pärast kooli lõpetamist võimaldati tal kui parimal õpilasel jätkata õppimist Peterburis — ülikoolis Teaduste Akadeemia juures. Ka siin töötas Lomonossov väga edukalt ja saadeti 1736. a. keemia ja metallurgia alal hariduse täiendamiseks välismaale. Peale viieaastast viibimist välismaal saabus Lomonossov tagasi Peterburi.

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 pärinevasse vene teadusmehesse. Akadeemia professorina tuli Lomonossovil kogu aeg pidada pidevat võitlust sakslaste võimutsemisega akadeemias. Lomonossovi tegevus oli väga viljarikas mitmesuguste teaduste ja kunsti alal. Keemias jõudis ta omaaegsetest teadlastest kümnete aastate võrra ette. Sügava mõtlejana hindas ta kõrgelt teooria juhtivat osa teaduses. Lomonossov leidis, et aine omaduste mõistmiseks ja keemiliste reaktsioonide tulemuste ettenägemiseks on vaja tunda aine ehitust ja aine nähtamatute osakeste (aatomite ja molekulide) omadusi.

Hinnates väga kõrgelt keemiliste katsete tähtsust, nägi Lomonossov palju vaeva keemialaboratooriumi ehitamisega, kus hakati korraldama teaduslikke uurimisi ja praktilist õppetööd. Lomonossovi asutatud laboratoorium oli esimene keemia õppe-laboratoorium maailmas.

Lomonossovi teaduslik tegevus oli tihedalt seotud praktilise elu ülesannete lahendamisega. Ta koostas käsiraamatu

maakide saamise ja neist metallide väljatöötamise kohta. Palju töötas ta värviliste klaaside valmistamise alal.

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

Lomonossov oli esimene vene professor ja akadeemik.

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

Selle kuulsa inimese kogu elu sihiks oli teha kõik võimalik kodumaa hüvanguks.

Kõigi vahenditega püüdis ta värvata teaduslikule tööle andekaid vene inimesi. Ta armastas palavalt oma rahvast ja uskus rahva loovaisse jõududesse.

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

#### 4. Ühinemisreaktsioon.

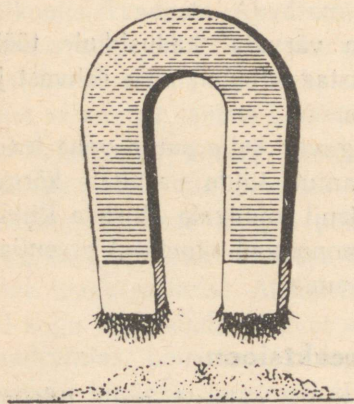
Vaatleme nüüd niisugust keemilist nähtust, mille tulemusena kahe aine ühinemisel saadakse üks aine. Näitena tutvume raua ja väävli vastastikuse toimega ning ühtlasi võrdleme ka keemilist reaktsiooni mehaanilise segamisega.

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

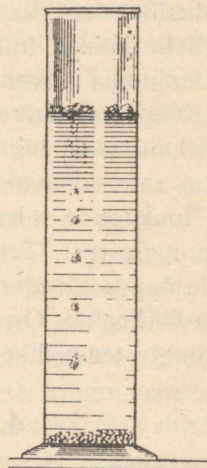
Tuleb tähendada, et kuigi väävli erikaal on vee omast suurem, ujuvad pulbrilise väävli osakesed seepärast veepinnal, et

peenikesed väävliterad ei märgu vees ja püsivad selle pinnal, nagu ujub veepinnal rasvaga võitnud terasnõel.

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



Joon. 14. Rauapuru ja väävli-  
pulbri segust saame magneti abil  
rauda väävlist eraldada.



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

Valmistame mõlemaist katseaineist segu, võttes rauda 7 kaaluosa ja väävlit 4 kaaluosa. Korraldame eelmised katsed magneti ja veega. Näeme, et raua ja väävli omadused sellest ei muutunud, et neid segati. Raud tõmbub magneti ligi; vees langeb ta põhja; väävlit magnet ligi ei tõmba; väävlipulber jääb veepinnale ujuma.

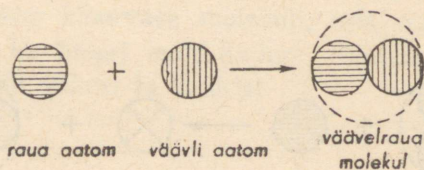
Nüüd asetame valmistatud segu katseklaasi ja soojendame seda põleti leegil. Kui segu hõõguma hakkab, eemaldame kat-

seklaasi leegilt: hõõgumine jätkub, muutub isegi intensiivsemaks, levides segu kogu massis. Tähendab, reaktsiooni puhul eraldub soojust.

Kui katseklaas on jahtunud, lööme ta katki ja uurime reaktsiooni saadust 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 mädamunalõhnaga gaasi (väävelvesinik). Sellest selgub, et väävlist ja rauast tekkis uus aine — v ä ä v e l r a u d; tal on sellised omadused, mis puuduvad nii väävli kui ka raual.

Atomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt toimus selle reaktsiooni puhul väävli aatomite ühinemine raua aatomitega ja väävelraua molekulide tekkimine.

Väävli ja raua ühinemise reaktsiooni võime kujutada järgmise skeemiga:



Kui segada väävlipulbrit tsingipulbriga ja segu tugevasti soojendada, saame väävli ja tsingi ühinemise reaktsiooni tulemusena v ä ä v e l t s i n g i. Väävli aatomid ühinevad tsingi aatomitega ja tekivad vääveltsingi molekulid.

Kui asetada väävliaurudes soojendatud vasktraat, kattub see tumeda kirmega. Traadi pinnal tekkis uus aine — v ä ä v e l v a s k, mille molekulis on üks vase ja üks väävli aatom. Sel juhul väävli aatomid ühinesid vase aatomitega.

Vaatlesime selliseid reaktsioone, mille puhul ühinesid erisuguste lihtainete aatomid ja tekkisid lihtainete molekulid.

Kuid võivad ühineda ka erisuguste liitainete molekulid, mille tagajärjel tekivad uue liitaine suuremad ja keerukamad molekulid.

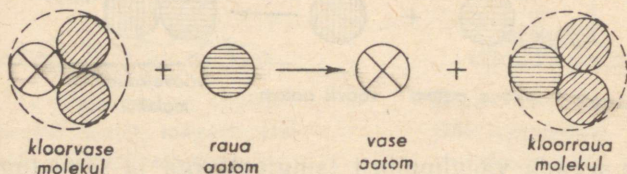
Keemilist reaktsiooni, mille tulemuseks on kaks või enam ainet ühinevad üheks uueks aineks, nimetatakse **ühinemisreaktsiooniks** ehk ühinemiseks.

## 5. Asendus- ehk vahetusreaktsioon.

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

Asendusreaktsiooni näiteks võib olla raua ja kloorvase vastastikune toime.

Seda reaktsiooni näeme järgmises katses. 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 kloorraua molekulideks. Vabanenud vaseaatomid katavad raua pinna vasekihiga.

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 lk. 30 toodud skeemiga.

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

Sellist reaktsiooni liiki 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 ümbergrpeerumisel tekivad uued ained? Põhjuseks on see, et molekulides ei ole aatomid segatud juhuslikult, vaid asetatud korrapäraselt ja mõjutavad vastastikku üksteist. Nii on näiteks kloorvase molekulis kõik kolm aatomit üksteisega seotud ja moodustavad ühe kloorvase molekuli, mis erineb nii vase aatomitest kui ka kloori molekulidest. Seepärast erineb ka kloorvask järsult vasest ja kloorist.

## 6. Aatomkaal.

Hoolimata aatomi kaduv-väikesest suurusest on tänapäeval siiski määratud aatomite mõõted ja kaal.

On kindlaks tehtud, et vesiniku aatom kaalub 0,000 000 000 000 000 000 000 167 g; hapniku aatomi kaal on umbes 16 korda suurem: 0,000 000 000 000 000 000 002 657 g.

Niisuguseid suuri arvusid on raske meeles pidada ja arvutamine nendega võtab palju aega. Seepärast on aatomkaalu avaldamiseks tarvitusele võetud suhteline kaaluühik,

nn. hapnikühik, mis võrdub  $\frac{1}{16}$ -ga hapniku aatomkaalust.

Hapnikühikutes väljendatud aatomkaalud on võrdlemisi väikesed arvud. Nii on vesiniku aatomkaal 1,008 hapnikühikut, hapniku aatomkaal on 16 hapnikühikut, väävli aatomkaal — 32 hapnikühikut.

Sama hapnikühikut kasutatakse ka molekulaalude avaldamiseks. Nii on hapniku molekulaal 32 hapnikühikut, vee molekulaal — 18 hapnikühikut.

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

Kuid tuleb mees pidada, et aatomkaal on aine aatomi kaal avaldatuna hapnikühikutes, molekulaal — aine molekuli kaal samades hapnikühikutes.

Esimesena määras mõnede keemiliste elementide aatomkaalu inglise õpetlane Dalton.

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

Mõned Daltoni kaasaegsed teadlased tegid sel alal suuri edusamme: mõnede elementide aatomkaalud, mis nende poolt kindlaks tehti, on väga lähedased nüüdisaegsele arvudele.

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



Dalton (1766—1844).

## 7. Keemilised elemendid.

Nähtamatud vase aatomid moodustavad ilusa punakaskollaka läikega vasekristallid.

Niisama ilusad on rohekassinise kloorvase kristallid, mis kuidagi ei sarnane puhta vasega. Ja siiski sisalduvad selle liitainemolekulides vase aatomid. Selles veendusime, jälgides kloorvase ja raua vahel toimuvat asendusreaktsiooni.

Niihästi vaskhapendi kui ka väävelvase mustas pulbris leidub ühte ja sama liiki vaseaatomeid.

Süsihappegaas, elavhõbehapend, vesi, vaskhapend erinevad järsult 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 koosneb 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 aatomkaaluga ja samasuguste keemiliste omadustega.

Ühesuguste aatomite liiki nimetatakse keemiliseks **elemendiks**.

Elemendid on: hapnik, raud, väävel, elavhõbe, tsink, vask jt. Elemendi väikseim osake on **aatom**.

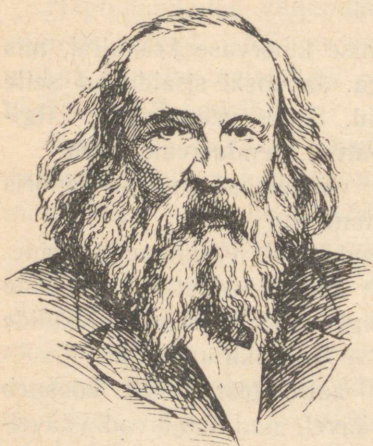
Lihtained koosnevad ühesugustest aatomitest, s. o. ühest elemendist. Liitainete koostisse kuuluvad mitme elemendi aatomid.

Praegu tuntakse 96 elementi.

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

Ta avastas elementide omadustes seaduspärasuse ja koostas selle alusel keemiliste elementide süsteemi, mille põhjal

ta ennustas tol ajal veel avastamata elementide olemasolu ja isegi kirjeldas mõningate nende ühendite omadusi.

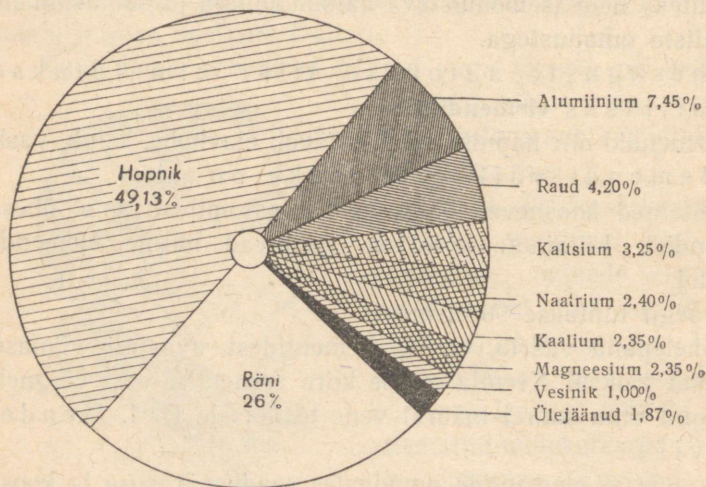


D. Mendelejev (1834—1907).

Juba Mendelejevi eluajal avastati kolm tema poolt ennustatud keemilist elementi. Mendelejevi süsteemi kasutavad keemikud-uurijad ka praegu.

Elementid jagunevad kahte rühma: metallid ja mittemetallid. Viimaseid nimetatakse ka metalloïdideks.

Metallid on harilikul temperatuuril tahked kristalsed ained. Erandiks on elavhõbe, mis harilikes tingimustes esi-



Joon. 16. Elementide levik looduses.

neb vedelikuna. Metallidel on omapärane metaalne läige. Nad on head soojuse- ja elektrijuhid. Paljud neist on hästi sepistatavad.

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

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

## 8. Keemilised määrgid ja valemid.

Tänapäevani on uuritud üle miljoni üksiku aine koostis ja omadused.

Selles määratu suures ainete hulgas oleks keemia õppijal raske orienteeruda, kui selles teaduses puuduks süsteem ja üks tähtis leiutus, mis meenutab aabitsat. Selle leiutise aluseks oli atomistlik-molekulaarne teooria.

Lähtudes elementide väikesest arvust lepiti kokku märkida iga aatomite liiki, s. o. elementi, eri märgi abil. Selleks on harilikult elemendi ladina- või kreekakeelse 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 *Oxygenium* algtäheks, väävel — S (*Sulfur*), süsinik — C (*Carboneum*), raud — Fe (*Ferrum*), elavhõbe — Hg (*Hydrargyrum*).

Elemendi keemiline märk tähistab ka üksikut aatomit ja selle kaalu hapnikühikutes. Seega tähistab täht S niihästi aatomite liiki (element väävel) kui ka ühte väävli aatomit, mille kaal on 32 hapnikühikut. Fe — element raud, üks aatom seda elementi ja selle kaal, mis võrdub 56 hapnikühikuga.

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

Tähtsamate elementide nimetused, keemilised märgid ja  
aatomkaalud.

Element	Ladinakeelne nimetus	Keemiline märk	Aatomkaal
<i>Hõbe</i> <sup>1</sup>	<i>Argentum</i>	Ag	107,9
<i>Alumiinium</i>	<i>Aluminium</i>	Al	27,0
<i>Kuld</i>	<i>Aurum</i>	Au	197,2
<i>Baarium</i>	<i>Barium</i>	Ba	137,4
<i>Broom</i>	<i>Bromum</i>	Br	79,9
<i>Süsinik</i>	<i>Carboneum</i>	C	12,0
<i>Kaltsium</i>	<i>Calcium</i>	Ca	40,1
<i>Kloor</i>	<i>Chlorum</i>	Cl	35,5
<i>Vask</i>	<i>Cuprum</i>	Cu	63,6
<i>Raud</i>	<i>Ferrum</i>	Fe	55,9
<i>Vesinik</i>	<i>Hydrogénium</i>	H	1,008
<i>Elavhõbe</i>	<i>Hydrárgyrum</i>	Hg	200,6
<i>Jood</i>	<i>Jodum</i>	J	126,9
<i>Kaalium</i>	<i>Kalium</i>	K	39,1
<i>Magneesium</i>	<i>Magnésium</i>	Mg	24,3
<i>Mangaan</i>	<i>Mangánium</i>	Mn	54,9
<i>Nautrium</i>	<i>Natrium</i>	Na	23,0
<i>Lämmastik</i>	<i>Nitrogénium</i>	N	14,0
<i>Hapnik</i>	<i>Oxygénium</i>	O	16,0
<i>Fosfor</i>	<i>Phosphorus</i>	P	31,0
<i>Seatina ehk plii</i>	<i>Plumbum</i>	Pb	207,2
<i>Väävel</i>	<i>Sulfur</i>	S	32,1
<i>Räni</i>	<i>Silícium</i>	Si	28,1
<i>Tina</i>	<i>Stannum</i>	Sn	118,7
<i>Uraan</i>	<i>Uránium</i>	U	238,1
<i>Tsink</i>	<i>Zincum</i>	Zn	65,4

<sup>1</sup> Kursiiviga on tähistatud metallid.

Valemit lugedes nimetatakse elemente tavaliselt nende ladinakeelsete nimetustega, välja arvatud mõned üksikud, mida tähistatakse nimetuse algtähega. Nii loetakse: hapnik — o, süsinik — tse, vesinik — ha, lämmastik — en, fosfor — pe, väävel — es.

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.

Näiteks koosneb elavhõbehapendi molekul ühest elavhõbeda ja ühest hapniku aatomist; seega on tema keemiline valem  $\text{HgO}$  (loetakse: hüdrárgirum — o).

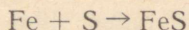
Väävelraua molekuli, mis sisaldab ühe raua- ja ühe väävli-aatomi, tähistatakse valemiga  $\text{FeS}$  (loetakse: ferrum — es).

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

Hapniku molekul koosneb kahest hapniku aatomist; seega on tema keemiline valem  $\text{O}_2$ . Mitme molekuli või mitme üksiku aatomi märkimiseks kirjutatakse valemi või märgi O ette vastav koefitsient. Nii tähistab  $2\text{FeS}$  kahte väävelraua molekuli,  $2\text{O}$  — kahte üksikut hapniku aatomit.

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

Väävli ja raua ühinemise reaktsiooni saab märkida järgmiselt:



Noolest vasakule poole kirjutatakse reaktsiooni astuvate ainete keemilised märgid või valemid, ühendatud plussmärgiga (+), ja paremale poole reaktsioonitulemusena saadud ainete märgid või valemid.

### Küsimusi kordamiseks.

1. Missuguseid nähtusi nimetatakse lagunemisreaktsioonideks?
2. Tuua lagunemisreaktsioonide näiteid.
3. Mida nimetatakse aatomiks?
4. Mis on aatomkaal?
5. Mis on molekulkaal?
6. Nimetada 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 mittemetallidest?
15. Mida näitab keemilise elemendi sümbol?
16. Mida näitab keemiline valem?
17. Mida näitab keemilise elemendi märgist 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 elavhõbehependi molekuli, d) kaks väävelraua molekuli.

### III PEATÜKK.

## HAPNIK. ÕHK.

*Keemiline märk* O  
*Molekuli valem* O<sub>2</sub>

*Aatomkaal* 16  
*Molekulkaal* 32

### 1. Hapniku omadusi.

Hapnik avastati XVIII sajandi lõpul (1774). Sellel avastusel oli väga suur tähtsus loodusteaduste arengus.

Missugused on hapniku tähtsamad omadused?

Harilikes tingimustes on hapnik õhust veidi raskem, värvusetu ja lõhnata gaas.

Tugeva rõhu all ja jahutamisel muutub hapnik helesiniseks vedelikuks, mis keeb väga madalal temperatuuril ( $-183^{\circ}$ ).

Ühes liitris vees lahustub  $20^{\circ}$  temperatuuril ja normaalse õhurõhu puhul 30 cm<sup>3</sup> hapnikku.

Hapniku keemiliste omadustega tutvumiseks vaatleme mõningaid reaktsioone, mille puhul hapnik ühineb teiste elementidega.

Paneme hapnikuga täidetud laia kaelaga pudelisse raudlusikakesel natuke punase fosfori pulbrit. Harilikul temperatuuril pole märgata mingeid selle aine muutusi. Kui aga fosfor enne põlema süüdata ja siis pudelisse viia, põleb ta seal

pimestava leegiga, mis on palju heledam kui fosfori põlemisel õhus (joon. 17). Pudel täitub valge suitsuga ja mõne aja pärast sadestub pudeli seintele ning põhja valge tahke aine, mida nimetatakse fosforhappe anhüdriidiks ja märgitakse valemiga  $P_2O_5$  (pe-kaks o-viis).

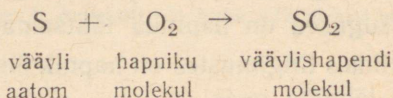


Joon. 17.  
Fosfori põlemine hapnikus.

Fosforhappe anhüdriid tekkis fosfori ja hapniku ühinemisel. Selle ühinemisreaktsiooni puhul eraldub palju soojust.

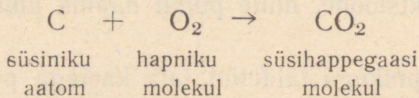
Korraldame samasuguse katse väävli põlemisega hapnikus. Reaktsiooni produktiks on väävlishapend, mida on kerge ära tunda teda iseloomustava terava lõhna põhjal.

Väävlishapendi valem on  $SO_2$  (es o-kaks). Väävli ja hapniku ühinemise reaktsiooni saame kujutada nii:



Väävel põleb ilusa sinaka leegiga. Väävli ja hapniku ühinemisel eraldub palju soojust.

Hapnikuga täidetud nõusse paigutatud hõõguv süsi põleb heledalt ja väga kiiresti ära. Süsiniku (millest koosneb süsi) ja hapniku ühinemise produktiks on süsihappegaas. Reaktsiooni kirjutame järgmiselt:



Hapnikus põlevad ka niisugused ained, mida harilikult loeme mittepõlevaiks, näiteks kirjutussulg või terastraat.

Katse korraldamiseks kinnitame kirjutussule otsa tükikese sütt. Ajame söetükikese piirituslambil hõõguma ja pistame kirjutussule koos hõõguva söega suuremasse hapnikuga täidetud klaaspudelis (joon. 18). Esmalt põleb ära süsi, seejärel raud, mis põledes pillub ümberringi heledaid sädemeid. Kui hapnik on pudelis ära tarvitatud, lakkab põlemine. Pudeli seintel on näha tumedaid raua tagi —  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  (ferrum-kolm o-neli) pleki-kesi.

Hapnik võib ühineda ka paljude teiste elementidega. Enamasti eraldub selle ühinemisreaktsiooni puhul soojust.

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

Eespool vaadeldud hapniku ühinemise produktid fosforiga, väävliga, süsinikuga, rauaga sisaldavad igaüks kaks elementi:  $\text{P}_2\text{O}_5$  — fosforit ja hapnikku,  $\text{SO}_2$  — väävliit ja hapnikku,  $\text{CO}_2$  — süsinikku ja hapnikku,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  — rauda ja hapnikku.

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

Hapniku ühinemise reaktsiooni mõne ainega nimetatakse **hapendumiseks** ehk **oksüdeerumiseks**.

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



Joon. 18.  
Terasest kirjutussule põlemine hapnikus.

## 2. Hapnik looduses.

Nõukogude teadlase akadeemik Fersmani arvamusel on Maakera koostises kaalu järgi 28% hapnikku. Ta on peamiselt koondunud Maakera koore välistes kihtides. Üldkokkuvõttes sisaldab Maakera koor (atmosfäär ja vesi kaasa arvatud) 49% hapnikku (vt. joon. 16). Õhk sisaldab teda vabas olekus.

Õhuhapnikul on määratu suur tähtsus loomade ja taimede elus. Loomade poolt sissehingatud hapnik lahustub nende veres, kandub kõigisse keha osadesse ja hapendab orgaanilisi aineid. Nende reaktsioonide puhul vabanev soojus hoiab ühel tasemel püsisoojaste kehatemperatuuri; selle soojuse arvel toimub organismide elutegevus: liikumine, seedimine ja teised elutegevuse protsessid.

Ka taimed hingavad hapnikku ja nende organismis toimuvad samuti hapendumisreaktsioonid.

Õhuhapnik võtab aktiivselt osa hapendumisprotsessidest mullas ja aitab seega kaasa mulla viljakuse tõstmisele.

Palju hapnikku on lahustunud jõgede, merede ja ookeanide vees. Juhtides vett läbi lõpuste, kasutavad kalad hingamiseks vees lahustunud hapnikku, mis seejärel võtab osa nende organismis toimuvatest hapendumisreaktsioonidest.

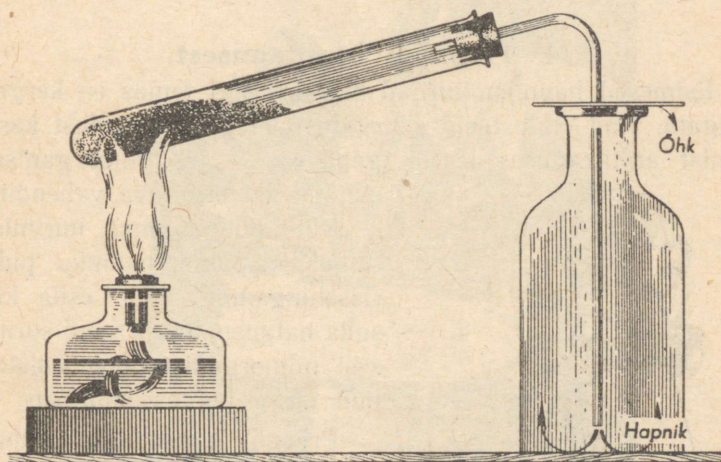
Veel rohkem hapnikku leidub looduses ühinenult teiste elementidega: ligi 90% vee kaalust moodustab hapnik. Ränikahelishapend ( $\text{SiO}_2$ ), mis on liiva peamiseks koostisosaks, sisaldab üle 50% hapnikku. Savi, paljud raua- ja alumiiniumimaagid sisaldavad hapnikku. Loomade ja taimede rakkused koosnevad aineist, mis sisaldavad samuti hapnikku (tärglis, tselluloos, valgud).

### 3. Hapniku saamine.

Õppeotstarbeks saadakse hapnikku enamasti kaaliumklooraadi ehk bertolee soola ( $\text{KClO}_3$ ) või permangaanhapu kaaliumi ( $\text{KMnO}_4$ ) lagundamisel.

Nende ainete soojendamisel eraldub hapnik.

Puhas bertolee sool laguneb aeglaselt. Kui aga temale lisandada mangaan-kahelishapendit ( $\text{MnO}_2$ ), muutub reakt-



Joon. 19. Hapniku saamine ja kogumine pappkettaga kaetud purki. Hapnik tõrjub õhu välja.

sioon 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 reaktsiooni lõpuks ei muutu, nimetatakse **katalüsaatoriteks**.

Katalüsaatoreid kasutatakse väga sageli laboratooriumides ja keemiatööstuses.

Hapniku saamiseks vähestes hulkades kasutatakse joonisel 19 kujutatud seadist. Et hapnik on õhust veidi raskem, siis koguneb ta algul klaaspurgi põhja ja tõrjub purgist õhu välja. Et jõuda selgusele, kui palju on kogunenud purki hapnikku, pistame sinna hõõguva pirru, mis lööb lõkkele purgi sellel kohal, kuhu on juba jõudnud hapnik.

Tööstuslikeks otstarveteks saadakse hapnikku suurel hulgal veest või õhust.

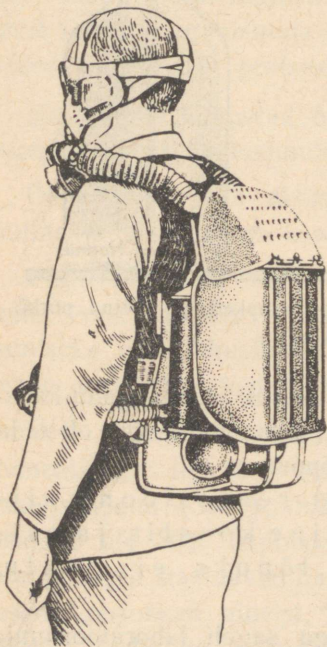
#### 4. Hapniku kasutamisest.

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

Kuid põhjalikumal uurimisel selgus, et puhta hapniku pidev sissehingamine võib esile kutsuda haigusnähte ja isegi surma, sest inimorganism pole kohane eluks puhtas hapnikus.

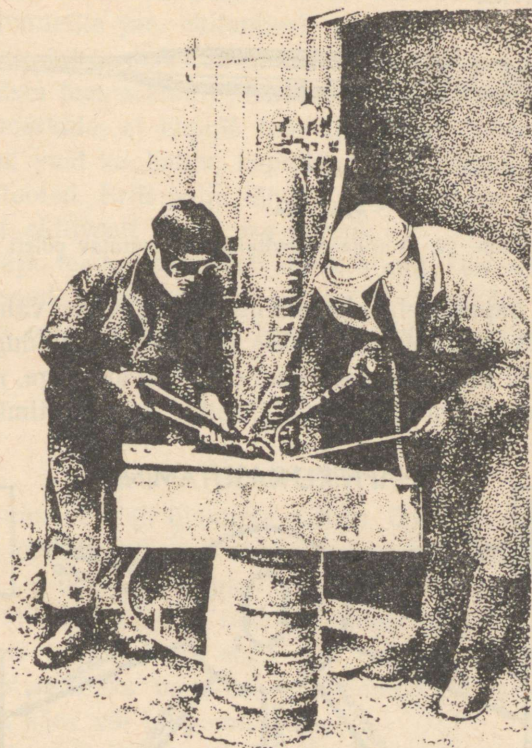
Praegu kasutatakse puhtast hapnikku sissehingamiseks vaid üksikjuhtudel: nii lastakse raskeid tuberkuloosihaigeid hingata puhtast hapnikku väikeste annustena.

Lendurid, kes tõusevad suurtesse kõrgustesse, ning samuti ka tuletõrjujad ja kõrgmägede päästesalgad kasutavad erilisi hapnikuaparaate (joon. 20), kuhu balloonidest juhitakse hapnikku, mis seguneb aparaadis oleva



Joon. 20. Hapnikuaparaat.

õhuga. Selle tagajärjel on aparaadis kogu aeg hingamiseks vajaliku koostisega õhk.



Joon. 21. Teraslehtede keevitamine hapniku-atsetüleeni leegiga. Paremal: meister hoiab vasakus käes traati, mille teine ots sulandub põleti leegis.

Tööstuses saadava hapniku peamist hulka kasutatakse tänapäeval kõrgete temperatuuride saamiseks mitmesuguste ainete põletamisega hapnikus.

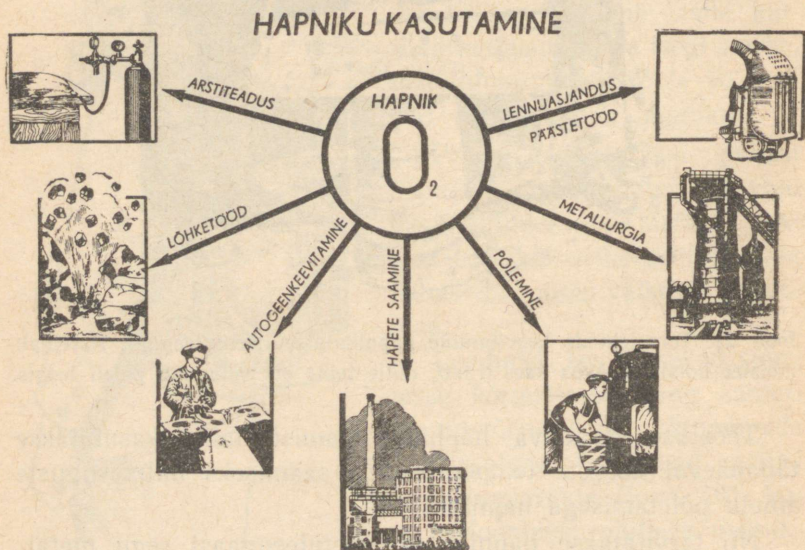
Nii tarvitatakse hapniku ja atsetüleengaasi segu metallide keevitamiseks (joon. 21) ja lõikamiseks. Keevitamisel

kasutatakse erilist põletit, milles hapnik seguneb atsetüleeniga (joon. 22). Niisugust keevitamist nimetatakse autogeennekeevitamiseks.



Joon. 22. Autogeennekeevitamisel kasutatav põletit.

Vedel hapnik leiab kasutamist lõhkeainete valmistamisel. Erilised padrunid täidetakse peenestatud puiduga (puidujahuga) või muude peenestatud põlevate ainetega, mis on läbi immutatud vedela hapnikuga. Saadud segu süttimisel toimub



Joon. 23. Hapniku kasutamise skeem.

põlemine äärmiselt kiiresti ja tekib väga palju kõrge temperatuuriga gaase, millede surve võib purustada kaljusid ja paisata õhku suuri mullahulki. Seda lõhkeainet kasutatakse kanalite, tunnelite jne. ehitamisel.

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

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

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

## 5. Õhk.

### 1. Õhu koostis.

Ehkki 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 mõnedes tähtsates protsessides, näiteks metallide hapendumine nende kuumutamisel õhu käes või hingamisprotsess.

Enne teisi mõistis õigesti õhu osa metallide hapendumisel M. Lomonossov, kes ühtlasi andis selle nähtuse seletuse. Aastal 1748 kirjutas ta: «Pole mingit kahtlust, et kuumutatava metalliga alalises kokkupuutes olevad õhu osakesed ühinevad temaga, suurendades tema kaalu.»

Lomonossov siiski ei lahendanud küsimust, kas kõik «kuumutatava metalli kohal voolavad õhuosakesed» ühinevad temaga ja kas nad kõik on ühesugused, teiste sõnadega, kas õhk on liht- või liitaine või mitmesuguste gaaside segu.

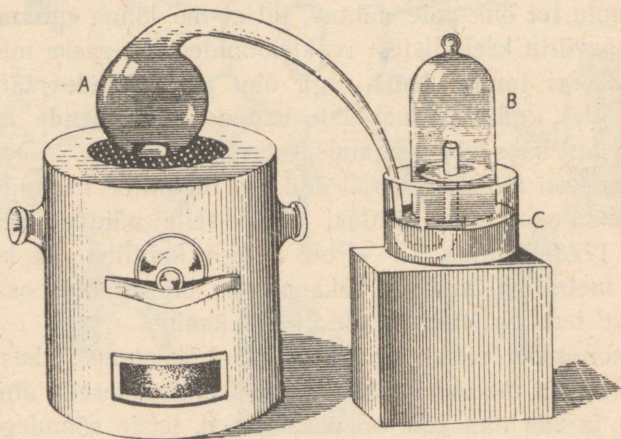
Õhu koostise tegi kindlaks prantsuse teadlane Lavoisier (loe: lavuazjee). Ta asetas pisut elavhõbedat klaasretorti A



A. Lavoisier  
(1743—1794).

(joon. 24), mille kõveraks painutatud peenem ots oli juhitud elavhõbedaga täidetud nõusse C, klaaskupli B alla. 12 päeva jooksul soojendas Lavoisier elavhõbedat peaaegu keemiseni. Seejuures märkas ta, et retordis oleva elavhõbeda pinnale kogunes punakas kiht mingit ainet, mis sarnanes elavhõbehapendiga, ning et õhu hulk kupli all vähenes, kuna elavhõbe tõusis kõrgemale ja võttis enda alla  $\frac{1}{5}$  kupli ruumalast.

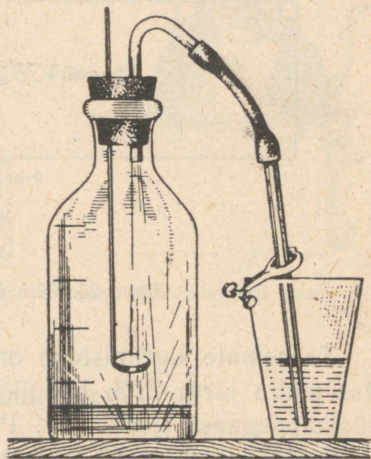
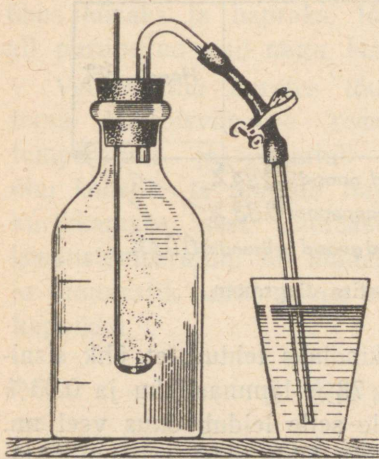
Lavoisier kogus elavhõbeda pinnale tekkinud punaka pulbri, kuumendas seda ja sai elavhõbeda ning hapniku. Seejuures võrdus saadud hapniku hulk kupli all vähenenud õhu hulgaga.



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

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

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



Joon. 25-a. Punane fosfor põleb õhuga täidetud klaasnõus. Klamber sulleb toru.

Joon. 25-b. Pärast seda, kui fosfori põlemine lõppes, avati klamber.

Et kindlaks teha, kui palju on õhus hapnikku, korraldame järgmise katse (joon. 25-a).

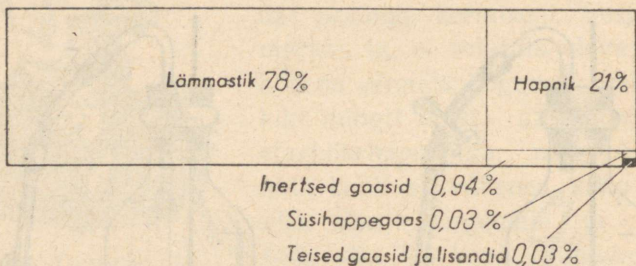
Paigutame raudlusikakesse natuke fosforit, süütame fosfori põlema ja viime kiiresti klaasnõusse, mille tihedalt suleme korgiga. Klaasnõu täitub valge suitsuga nagu fosfori põlemisel hapnikus: tekib fosforhape anhüdriid ( $P_2O_5$ ).

Kui põlemine on lõppenud ja klaasnõu veidi jahtunud, juhime klaastoru veeklaasi ja avame klambri (joon. 25-b).

Vesi voolab otsekohe toru mööda veeklaasist klaasnõusse ja täidab ühe viiendiku tema mahust, s. o. hapniku poolt enne põlemist täidetud ruumala.

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

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



Joon. 26. Õhu koostise diagramm.

Täpsemate uurimistega on kindlaks tehtud, et õhk sisaldab mahu järgi 21% hapnikku, 78% lämmastikku ja 0,03% süsihappegaasi (joon. 26). Peale selle leidub õhus veel nn. inertseid gaase (0,94%) (joon. 26). Ühte neist, argooni (Ar), on õhus mahu järgi umbes 0,9%.

Õhus on veel tolmu ja veeauru.

Kõik öeldu kehtib ainult madalamate õhukihtide kohta, mida on põhjalikumalt uuritud.

Õhus sisalduvate gaaside omadused säilivad: hapnik eden-dab põlemist, süsihappegaas muudab lubjavee sogaseks jne.

Õhku võib saada ka kunstlikul teel, segades gaase vastavais proportsioonides. Seejuures pole märgata mingeid keemiliste reaktsioonide tunnuseid.

Seega õhk on gaaside segu.

Suure rõhu all ja tugeval jahutamisel muutub õhk vedelaks. Normaalse õhurõhu puhul hakkab vedel õhk keema väga

madalal temperatuuril ( $-190^{\circ}$ ). Kui valada natuke vedelat õhku jää pinnale, hakkavad tema tilgakesed jooksma mööda jääd, vähenedes mahult, nagu veetilgakesed kuuma 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 järeloleva osa keemistemperatuur ja muutub ka õhu koostis, ta muutub hapnikurikkamaks, sest lämmastiku keemistemperatuur on madalam ja lämmastik aurub seega enne hapnikku.



Joon. 27. Vedel õhk keeb.

## 2. Õhu kasutamisest.

Õhk on vajalik taimedele ja loomadele, sest ta sisaldab vaba hapnikku ja süsihappegaasi. Hapniku tähtsusest oli juttu eespool. Õhus sisalduv süsihappegaas on ainsaks allikaks, kust taimed saavad oma rakkude ehitamiseks vajalikku süsinikku.

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

Mõned taimed ja bakterid omandavad õhust ka lämmastikku.

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

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

#### Küsimusi kordamiseks.

1. Jutustada hapniku füüsilistest omadustest.
2. Nimetada hapniku keemilisi omadusi.
3. Missuguseid aineid nimetatakse hapenditeks? Kuidas nimetatakse neid teisiti?
4. Missugust reaktsiooni nimetatakse hapendumiseks?
5. Nimetada 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. Missugune on õhu koostis?

#### IV PEATÜKK.

### VESINIK.

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

#### 1. Vesiniku omadusi.

Vesiniku avastamisest teatati esmakordselt aastal 1766. Uut gaasi nimetati algul «põlevaks õhuks» tema omaduse tõttu põleda. Mõningail juhtudel on võimalik teda selle tunnuse põhjal tõestada.

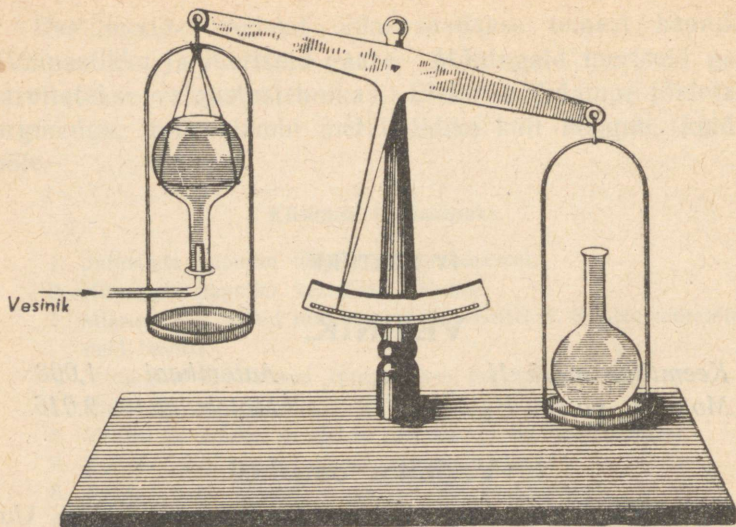
Vesinikul pole värvust ega lõhna. Ta on õhust kergem. Seda näitab järgmine katse.

Tasakaalustame kaaludel kaks ühesuurust kolbi. Seejuures asetame ühe neist kaalukausile, teise kinnitame kaalukangile, avausega allapoole (joon. 28). Juhime teise kolbi toru kaudu vesiniku saamise seadisest vesinikku. Peagi muutub tasakaal: kolb, millesse juhtisime vesinikku, osutub kergemaks sellest, kus on õhk.

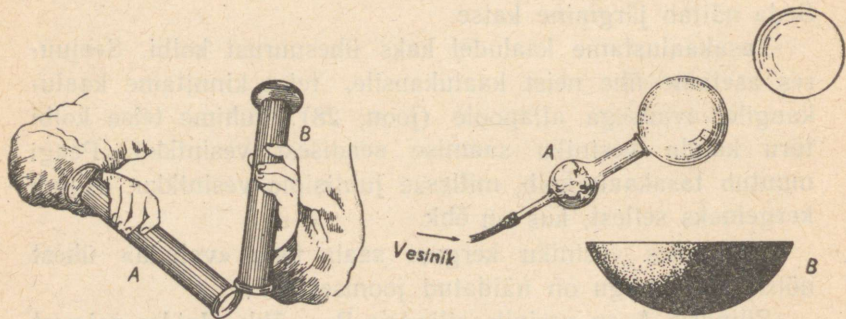
Kasutades vesiniku kergust saab teda «valada» ühest nõust teise, nagu on näidatud joonisel 29.

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

Vesinikuga täidetud seebivahu mullikesed tõusevad õhus ülespoole (joon. 30).



Joon. 28. Kõlb muutub kergemaks, kui vesinik on temast õhu välja tõrjunud.



Joon. 29. Vesiniku «valamine» ühest silindrist teise. Silindris A on vesinik, silindris B — õhk.

Joon. 30. Seebivahu mullikesed lendavad ülespoole. Toru A kerakujulises osas on vatt vesiniku puhastamiseks happe pritsmetest. Kausikeses B on seebilahus.

Täpsete kaalumistega on kindlaks tehtud, et vesinik on peaaegu 16 korda kergem kui hapnik ja 14,4 korda kergem õhust.

Suure rõhumise all ja tugeval jahutamisel muutub vesinik kergeks vedelikuks, mis keeb väga madalal temperatuuril ( $-253^{\circ}$ ).

Vesinik lahustub vees vähesel määral.

Vesiniku keemiliste omadustega tutvumiseks vaatleme tema ja hapniku ühinemise reaktsiooni. Kui väikeses pakside seintega klaasilindris (mahuga mitte üle  $50 \text{ cm}^3$ ) süüdata vesiniku ja hapniku segu, tekib plahvatus<sup>1</sup>. Plahvatuse jõud on eriti tugev siis, kui segu sisaldab vesinikku ja hapnikku mahu järgi kaks ühe vastu. Niisugust segu nimetatakse **paukgaasiks**.

Ka vesiniku ja õhu segu plahvatab süttimisel. Seepärast tuleb olla ettevaatlik katsete korraldamisel vesinikuga. Enne kui süüdata seadisest saadav vesinik, tuleb kontrollida gaasi puhtust. Selle juhise mittetäitmise tagajärjeks võib olla õnnetus (joon. 31).

Vesiniku puhtuse kontrollimiseks kogutakse teda kummuli keeratud katseklaasi ja pärast katseklaasi eemaldamist vesiniku saamise seadisest lähendatakse katseklaasi suudme juurde põlev pird või tikk. Kui katseklaasis on vesinik segatud hapnikuga, tekib plahvatus ja on kuulda teravalt vilistavat, haukuvat häält. Puhas vesinik süttib kerge laksuga ja põleb rahuliku sinaka leegiga.



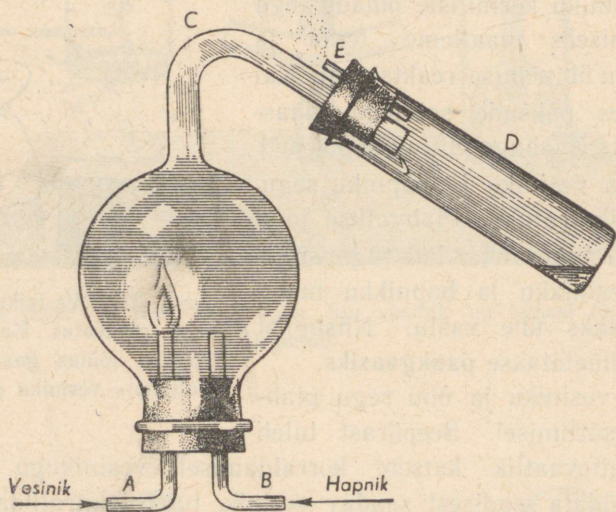
Joon. 31. Vesiniku ja õhu segu plahvatas klaasikeses. Õpilane süütas gaasi, kontrollimata vesiniku puhtust.

<sup>1</sup> Suurema silindri kasutamisel võib silinder plahvatusel puruneda.

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. 32).

Vesinikku juhitakse anumasse portselanist toru A kaudu, hapnikku — läbi klaastoru B. Tekkiv veeaur läheb toru C



Joon. 32. Vesiniku põlemine hapnikus. Katseklaasi D põhja on kogunenud veidi vett, mis on tekkinud vesiniku ühinemisel hapnikuga.

kaudu katseklaasi D. Osa auru tiheneb vedelikuks ja koguneb katseklaasi põhja. Tihenemata aur lahkeb toru E kaudu.

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

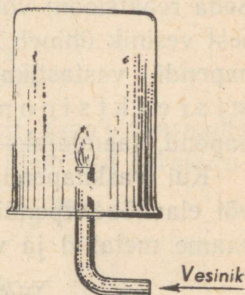
Vee tekkimist vesiniku põlemisel õhus võib märgata, kui hoida vesiniku leegi kohal mõnd külma eset, näit. kummuli

keeratud külma klaasi. Veeaur koguneb kastetilgakestena klaasi siseseinale (joon. 33).

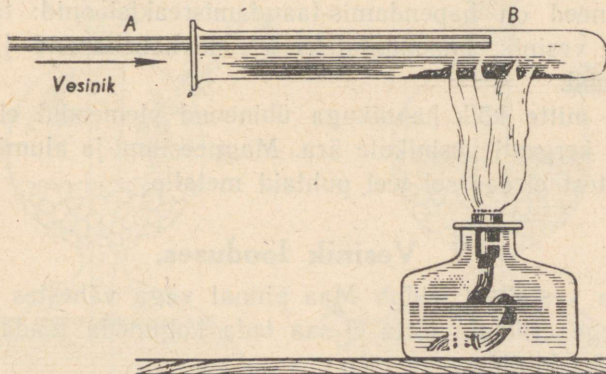
Vesinik võib ühineda liitainete koostisse kuuluva hapnikuga. Näiteks võtab vesinik vaskhapendilt selles sisalduva hapniku.

Seda tõestab järgmine katse.

Katseklaasi puistatakse õhukese kihina natuke musta vaskhapendi pulbrit ja juhitakse temale vesiniku (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

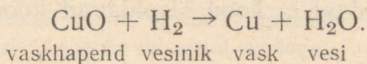


Joon. 33. Vesiniku põlemine õhus. Vesi koguneb kummuli keeratud klaasi seintele.



Joon. 34. Vase taandamine vaskhapendist.

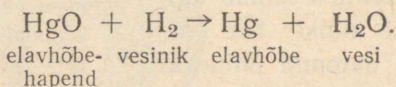
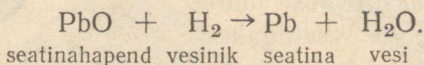
hapniku aatomitega, mis sisaldasid vaskhapendi molekulides, kuna vase aatomid vabanesid:



Keemilist reaktsiooni, mille tulemusena hapnik kõrvaldatakse mõnest ainest, nimetatakse **taandamisreaktsiooniks**.

Käesoleval korral toimus vase taandamine vaskhapendist. Seda reaktsiooni võib vaadelda ka kui vesiniku hapendumist, sest vesinik ühineb hapnikuga. Järelikult on vesiniku ja vaskhapendi vastastikune toime **hapendamis-taandamisreaktsioon**. Selles protsessis oli hapendajaks vaskhapend, taandajaks aga vesinik.

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



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

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

## 2. Vesinik looduses.

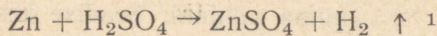
Vaba vesinikku leidub Maa pinnal väga vähestes hulka-des; kerge erikaalu tõttu ei saa teda koguneda madalamais atmosfääri kihtides.

Vesinik esineb laialdaselt koos teiste elementidega ühen-deis.  $\frac{1}{9}$  osa kogu vee kaalust moodustab vesinik. Nafta ja tema saadused on peamiselt vesiniku ühendid süsinikuga. Elusorganismide rakud ja koed sisaldavad koostisainena tingimata vesinikku.

### 3. Vesiniku saamine.

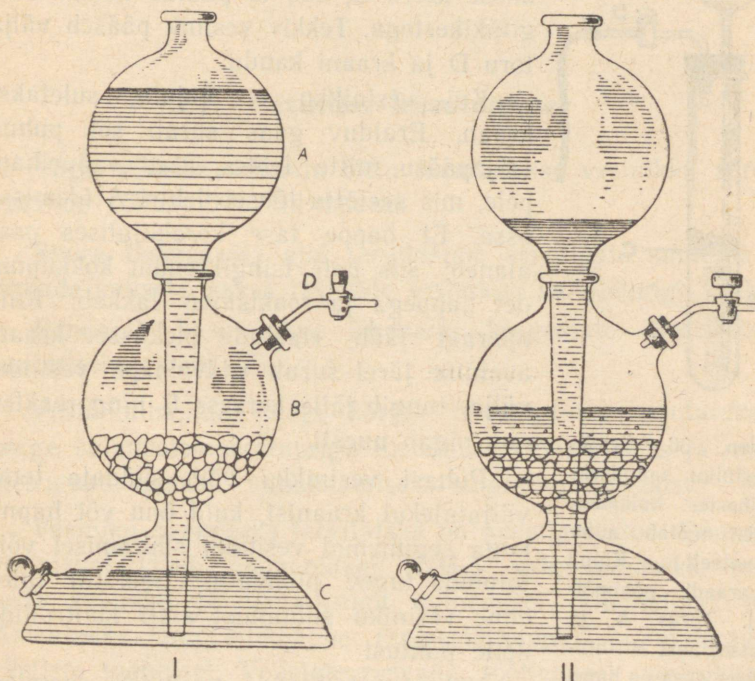
Keemialaboratooriumides saadakse vesinikku enamasti väävel- või soolhappe toimel tsingisse.

Seejuures asendavad tsingi aatomid happe molekulides vesiniku aatomid:



tsink väävelhappe väävelhapu vesinik  
tsink

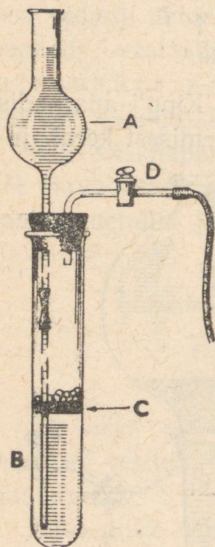
Seda reaktsiooni toimetatakse harilikult Kipp'i aparatis (joon. 35), mis koosneb kahest põhiosast: ülemisest kerakuju-



Joon. 35. Kipp'i aparaat. I — aparaat «laetud» olekus; II — aparaat tegevuses.

<sup>1</sup> Kui reaktsiooni puhul saadakse gaasiline aine, siis märgitakse seda valemi kõrval ülespoole suunatud noolega.

lisest lehtrist A ja alumisest, keskkohast kitsast anumast. Viimasel on ülal avaus lehtri jaoks ja küljel teine vesiniku väljajuhtimiseks. See suletakse korgiga, mida läbib klaas-kraaniga varustatud toru D.



Joon. 36. Seadis vesiniku saamiseks vähestes hulkades, mis töötab automaatselt Kipp'i aparadi põhimõttel. Torus A ja katseklaasi B alumises osas on hape. Korgist kettal C on tsingitükid. Vesinik väljub kraani D kaudu.

Lehtri toru ulatub peaaegu alumise anuma põhjani. Seadise keskossa B pannakse tsingitükikesi. Seejärel valatakse lehrisse lahjendatud väävelhapet, mis tungib seadise põhjaossa C ja sealt keskmisse kerra B, kus ta puutub kokku tsingitükikestega. Tekkiv vesinik pääseb välja toru D ja kraani kaudu.

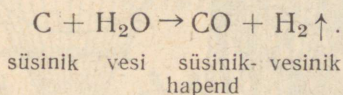
Kui vesinikku ei vajata, suletakse kraan. Eralduv gaas surub sel puhul, väljapääsu mitte leides, ülalt väävelhappele, mis seetõttu tõuseb lehtri A ülemisse ossa. Et happe tase kerakujulises osas alaneb, siis pole tsingil enam kokkupuudet happega ja reaktsioon lakkab. Kuid aparaat jääb «laetud» olekusse: kraani avamise järel surub väävelhape vesiniku välja, tungib jälle kerasse B ning reaktsioon algab uuesti.

Puhast vesinikku võib süüdata tema väljatulekul kraanist, kuid õhu või hapnikuga segunenud vesiniku süütamisel võib toimuda tugev plahvatus. Seetõttu tuleb enne vesiniku süütamist alati kontrollida selle puhtust.

Vähestes hulkades vesiniku saamisel kasutatakse joonisel 36 kujutatud seadist, mis töötab Kipp'i aparadi põhimõttel.

Tööstuses saadakse vesinikku mitmel

viisil veest: vee lagundamisel elektrivoolu abil või veeauru juhtimisel üle hõõguvate süte. Enamasti kasutatakse viimast viisi. Kõrgel temperatuuril ühineb süsinik vee hapnikuga, vabastades vesiniku. Seda reaktsiooni võib kujutada järgmiselt:



#### 4. Vesiniku kasutamine.

Väga väikese erikaalu tõttu kasutatakse vesinikku aerostaatide (õhupallide) täitmiseks.

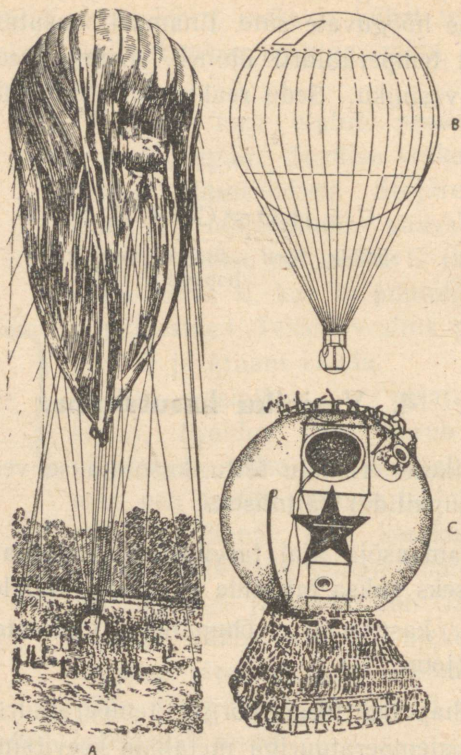
Suure Isamaasõja ajal tarvitasime aerostaate suuremate linnade kaitseks saksa fašistide lennukite kallaletungi vastu.

Rahuajal kasutatakse õhupalle kõrgemate õhukihtide uurimiseks (joon. 37).

Vesiniku-hapniku leegi kõrget temperatuuri kasutatakse kõrge sulamistemperatuuriga metallide keevitamiseks ja mitmesuguste esemete valmistamiseks sulatatud kvartsist.

Vesiniku peamiseks tarvitajaks on keemiatööstus. Enamik vesinikust läheb ammoniaagi ( $\text{NH}_3$ ) valmistamiseks, mis tekib vesiniku ja lämmastiku ühinemisel. Ammoniaak on lähteaineks lämmastikhappe (salpeeterhappe) ja mineraalväetiste tootmisel. Vedelate rasvade töötlemisel vesinikuga saadakse tahked rasvad.

Tähtsamad vesiniku saamise viisid ja kasutamise alad on näidatud joonisel 38.



Joon. 37. Stratostaat — kõrgemate õhukihtide (stratosfääri) uurimiseks määratud õhupall. A — stratostaat valmis õhikutõusmiseks; B — strato-  
staadi skemaatiline kujutus; C — hermeetiliselt sulguv gondel, milles  
asuvad vaatlejad lennu ajal.

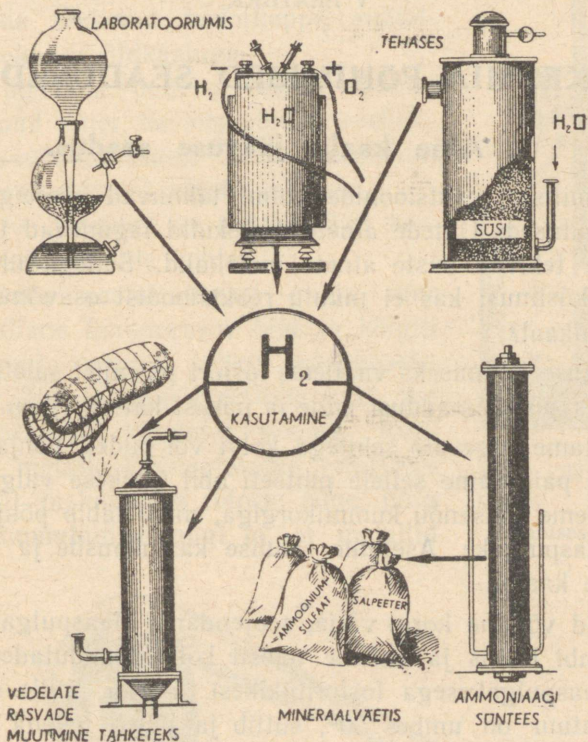
### Küsimusi kordamiseks.

1. Nimetada vesiniku omadusi.
2. Nimetada 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?

## VESINIK

### SAAMINE



Joon. 38. Põhimised vesiniku saamise viisid ja tema peamised kasutamisalad.

## KEEMIA PÕHIMISED SEADUSED.

### 1. Aine kaalu jäävuse seadus.

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

Vastuse leidmiseks vaatleme fosfori põlemist suletud nõus, kaaludes põlemissaadusi enne ja pärast katset (joon. 39).

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. Asetame seadise kaalukaasile 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  $50^{\circ}$ , süttib ja põleb heleda leegiga, kuni kõik kolvis olev hapnik on temaga ühinenud.

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

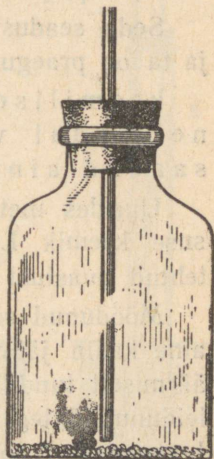
Teades fosforhappe anhüüriidi molekuli koostist, saame kujutluse, kuidas toimus fosfori ja hapniku ühinemise reaktsioon: iga kahe hapnikuaatomi ja viie fosforiaatomi ühinedes tekkis üks fosforhappe anhüüriidi molekul.

Kui seadis on jahtunud, asetame ta uuesti kaaludele. Seadise kaal pole muutunud. See tähendab, et omavahel ühinenud hapniku ja fosfori aatomite üldkaal pole muutunud ja võrdub selle reaktsiooni tulemusena tekkinud fosforhappe anhüüriidi molekulide üldkaaluga.

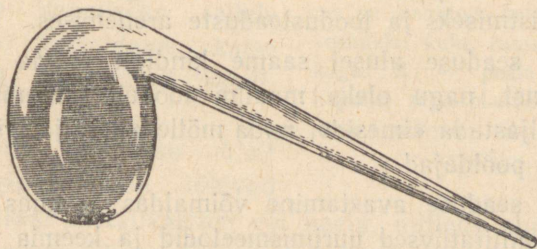
Kui põletada pudelis fosfori asemel mõnd muud ainet, ka siis võrdub reaktsioonist osavõtnud ainete kaal reaktsiooni tulemusena tekkinud ainete kaaluga.

Kas see järeldus on kehtiv 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



Joon. 39. Valge fosfori põlemine kinnises nõus.



Joon. 40. Kinnisulatatud retort temas sisalduva metalliga.

kattusid hapendikihiga, aga retordi kaal koos õhuga ja metalliga selle tagajärjel ei muutunud.

Lomonossov andis neile katsetele õige seletuse ja laiendas neist tehtava järelduse kõigi keemiliste nähtuste kohta. Avastatud seaduse sõnastas ta järgmiselt: «Kõik looduses toimuvad muutused on sellised, et kuipalju ühelt ainelt ära võetakse, 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, jõudis prantsuse keemik Lavoisier 40 aastat pärast Lomonossovi poolt tehtud avastust samadele tulemustele nagu Lomonossovgi.

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 Lomonossovi poolt avastatud seadusest.

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

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

Selle seaduse alusel saame kindlalt eitada religioosset valeõpetust, nagu oleks maailm loodud mittemillestki. Ta aitab paljastada «imesid», mida mõtlevad välja mitmesuguste usundite pooldajad.

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

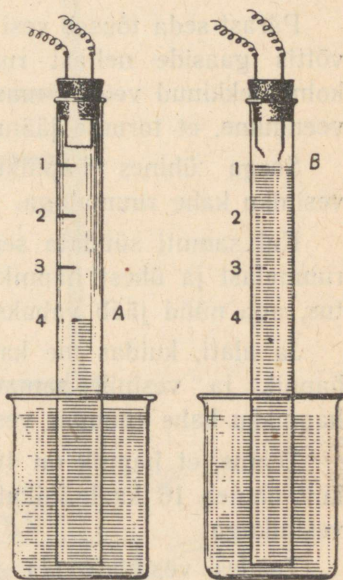
## 2. Aine koostise püsivuse seadus.

Atomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt on iga keemiline reaktsioon aatomite ümbergrupeerumine. Üksteisega kokku puutudes võivad aatomid ühineda molekulideks. Kuid mitte alati ei ühine aatomid üksteisega kokkupuutumisel. 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 üksteisega liituda kuidas juhtub.

Ühenduses sellega kerkib küsimus: kui aatomid võivad ühineda isekeskis, kas toimub see ühinemine kindlais arvu- listes vahekordades või ühineb ühe elemendi aatomiga juhuslik arv teise elemendi aatomeid? Näiteks: mitu aatomit vesinikku ja hapnikku ühinevad üheks vee molekuliks?

Vastuse saamiseks sellele küsimusele korraldame katse joonisel 41 kujutatud seadise- ga.

Klaāstoru suletakse ülalt kummikorgiga, mida läbivad kaks peenikest metallvarrast või naela, millede alumisi otsi ühendab juuspeenike metalltraat. Toru on täidetud veega ja avatud otsaga asetatud veega täidetud nõusse.



Joon. 41. Lihtne seadis vee koostise määramiseks. A — torus on segatud kaks ruumala vesinikku kahe ruumala hapnikuga. B — peale vesiniku-hapniku segu plahvatust on torusse jäänud üks ruumala hapnikku.

Juhime torusse hapnikku kuni numbriga 2 märgitud jaotuseni, siis vesinikku kuni jaotuseni 4. Ühendame metallvardad juhtmete kaudu akumulaatorite patareiga. Lühiühenduse tõttu põleb traadike varraste vahel silmapilkselt läbi ja süütab torus oleva hapniku ning vesiniku segu.

Pärast seda tõuseb vesi torus esimese jaotuseni. Järelikult võttis gaaside neljast ruumalast reaktsioonist osa ainult kolm, tekkinud veeaur muutus veeks. Uurides põleva pirruga veendume, et torusse jäänud 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 ka koostaksime segu, ikka ühinevad hapnik ja vesinik samades vahekordades: üks ruumala hapnikku kahe ruumala vesinikuga.

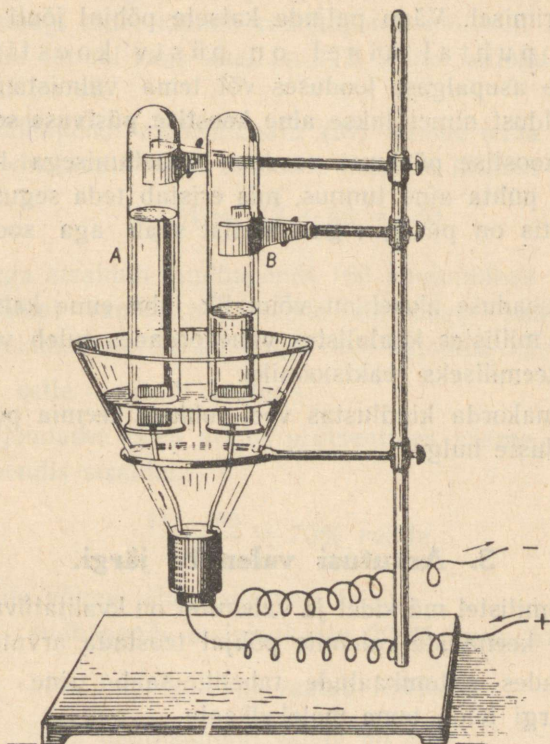
Teame, et hapnik on 16 korda raskem vesinikust. Järelikult ühineb 16 kaaluühikut hapnikku alati kahe kaaluühiku vesinikuga.

Teades vesiniku (1) ja hapniku (16) aatomkaalu, on hõlpus leida, et ühe hapnikuaatomiga ühineb kaks aatomit vesinikku, sõltumata sellest, missugustes hulkades need elemendid olid segatud.

Suure arvu ühinemisreaktsioonide uurimisega on kindlaks tehtud, et liitainet 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 täiesti kindel.

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

Puhas vesi koosneb ainult hapnikust ja vesinikust (kvalitatiivne koostis). Vesiniku ja hapniku kaaluline vahe-  
kord peab seega olema 2 : 16 ehk 1 : 8 (kvantitatiivne koos-



Joon. 42. Vee lagundamine elektrivoolu abil. Katseklaasis A on hapnik, katseklaasis B — vesinik.

tis). Seda järeldust saab tõestada mitte ainult ühinemis-, vaid ka lagunemisreaktsiooni uurimisega.

Vee lagundamist elementideks saab teostada elektri alalisvoolu juhtimisega läbi vee (joon. 42). Seejuures saadakse iga hapniku ruumalaühiku kohta kaks ruumalaühikut

vesinikku ehk kaaluühikutes avaldatuna 16 kaaluühikut hapnikku iga 2 kaaluühiku vesiniku kohta.

Aine püsiv koostis on kindlaks tehtud ka teiste puhaste ainete uurimisel. Väga paljude katsete põhjal jõuti otsusele, et igal puhtal ainel on püsiv koostis, sõltumata aine asupaigast looduses või tema valmistamisviisist. 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 soovi järgi muuta.

Selle seaduse alusel on võimalik juba enne katset välja arvutada, millistes kaalulistes vahekordades tuleb võtta läheteaineid keemiliseks reaktsiooniks.

See omakorda kindlustas veel rohkem keemia positsiooni täppisteaduste hulgas.

### 3. Arvutusi valemite järgi.

Et keemilistel märkidel ja valemitel on kvalitatiivne tähendus, saab keemiliste valemite põhjal teostada arvutusi.

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

Näiteks arvutame süsihappegaasi ( $\text{CO}_2$ ) molekulkaalu.

Valem  $\text{CO}_2$  näitab, et süsihappegaasi molekul koosneb ühest süsiniku ja kahest hapniku aatomist.

Süsihappegaasi molekulkaal võrdub ühe süsinikuaatomi (12) pluss kahe hapnikuaatomi ( $16 \cdot 2 = 32$ ) kaaluga, s. o. 44-ga.

Niisamuti saab aine valemi põhjal leida, mitu protsenti langeb igale tema koostisse kuuluvale elemendile.

Katsume näiteks leida, mitu protsenti rauda sisaldub raudhapendis ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ).

1. Aine valemi ja tabeli põhjal leiame, mitu hapnikühikut kumbagi ainet kuulub raudhapendi molekuli koostisse. Kahe aatomi raua kaal on 112, kolme aatomi hapniku kaal on 48.
2. Raudhapendi molekulaalu ( $M$ ) leiame tema molekuli moodustavate kõigi aatomite kaalude liitmise teel:

$$M = 112 + 48 = 160.$$

3. Seega sisaldub raudhapendi 160 kaaluühikus 112 kaaluühikut rauda ehk teiste sõnadega: raudhapendi molekulis sisalduvate kõigi raua aatomite kaal võrdub  $\frac{112}{160}$  selle molekuli kaaluga.
4. Väljendades need arvud protsentides leiame, et raudhapendis sisaldub:

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

Ülesande võime lahendada veel teisiti:

Loeme raudhapendi molekulaalu 100%-ks ja kirjutame:

160 hapnikühikut vastab 100%-le,

112 hapnikühikut rauda on  $x\%$ .

$x$  on nii mitu korda 100-st vähem, mitu korda 112 on vähem 160-st. Järelikult saame koostada võrde:

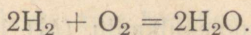
$$x : 100 = 112 : 160.$$

Võrde lahendamisel leiame, et

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

#### 4. Keemilised võrrandid.

Aine kaalu jäävuse seaduse põhjal märgitakse keemilisi reaktsioone eriliste võrrandite või võrdustena. Keemilise võrrandi vasakule poolele kirjutatakse lähteainete valemid, paremale poolele aga lõppsaaduste valemid. Näiteks:



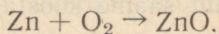
Keemilises võrrandis peab iga elemendi aatomite arv võrrandi vasakul poolel võrduma sama elemendi aatomite arvuga võrrandi paremal poolel.

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 näidisenäht hapniku ja tsingi ühinemise reaktsiooni võrrandi, teades, et tsingi keemiline märk on Zn, hapniku molekuli valem on  $\text{O}_2$  ja tsinkhapendi valem on ZnO.

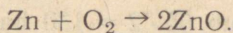
Kirjutame esmalt võrrandi vasakule poolele lähteainete märgid ja valemid, ühendades need omavahel märgiga pluss (+).

Lähteainete ja tekkinud aine valemi vahele kirjutatakse tavaliselt võrdusmärk. Kuid viimast oleme õigustatud kirjutama ainult siis, kui iga elemendi aatomite arvud võrrandi vasakul ja paremal poolel on võrdsed. Seepärast kirjutame esialgu võrdusmärgi asemele noole:

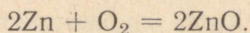


Et võrrandi vasakul poolel olev hapniku molekul sisaldab kaks hapniku aatomit, peab neid niisama palju olema ka paremal poolel. Tsinkhapendi molekulis on aga ainult üks hapniku aatom. Järelikult peab tsingi ühinemisel kahe hapi-

kuaatomiga tekkima kaks tsinkhapendi molekuli. Seepärast peab tsinkhapendi valemi ees seisma koefitsient 2:



Kaheks tsinkhapendi molekuliks on aga 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 õigesti üles märkida, mis toimus ja missugune on reaktsiooni astuvate ja reaktsiooni tulemusena saadud ainete molekulide arvu suhe.

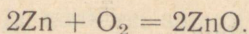
Võrrand  $2\text{Zn} + \text{O}_2 = 2\text{ZnO}$  näitab, et kahe tsingiaatomi ühinemisel ühe hapnikumolekuliga tekib kaks tsinkhapendi molekuli.

Ka väiksemagi tsingiraasukese põlemisest võtab osa hiiglasuur arv tsingi aatomeid ja hapniku molekule. Kuid tsinkhapendiks ühinenud tsingiaatomite ja hapnikumolekulide arvu suhe on alati 2 : 1.

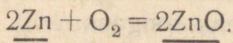
Kasutades keemilisi võrrandeid võime alati arvutamise teel leida reaktsiooni lähteainete või tekkinud ainete hulka.

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

1. Koostame esmalt reaktsiooni 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 leiame, mitu hapnikühikut kaalub 2 aatomit tsinki ja 2 molekuli tsinkhapendit:

2 aatomit Zn kaalub  $65 \cdot 2 = 130$  hapnikühikut,

2 molekuli ZnO kaalub  $130 + 16 \cdot 2 = 162$  hapnikühikut.

4. Kirjutame: 162 hapnikühiku tsinkhapendi saamiseks kulub 130 hapnikühikut tsinki, seega kulub 324 g tsinkhapendi saamiseks  $x$  g tsinki.

Koostame võrde:

$$162 : 130 = 324 : x.$$

5. Võrdest leiame, et

$$x = \frac{130 \cdot 324}{162} = 260.$$

Seega kulub 324 g tsinkhapendi saamiseks 260 g tsinki.

## 5. Valents.

Aine koostise püsivuse seaduse tundmaõppimisel veendume selles, et mingi elemendi aatom võib siduda mitte mistahes, vaid ainult kindla arvu teise elemendi aatomeid. Lähemaks tutvumiseks selle aatomite omadusega vaatleme mõnede vesinikku sisaldavate ainete koostist:

1. Kloorvesinik . . . . . HCl

2. Väävelvesinik . . . . . H<sub>2</sub>S

3. Vesi . . . . . H<sub>2</sub>O

4. Ammoniaak . . . . . NH<sub>3</sub>

5. Metaan ehk soogaas . . . . . CH<sub>4</sub>

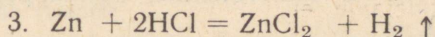
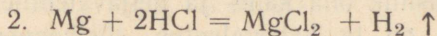
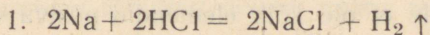
Neid valemeid võrreldes jõuame järeldustele:

1) ühe vesinikuaatomiga ei ühine millalgi enam kui üks mõne teise elemendi aatom;

2) erisuguste elementide aatomid võivad siduda üks, kaks, kolm või neli vesinikuaatomit.

Vaatleme mõningaid vesiniku asendusreaktsioone metallidega.

Kirjutame üles võrrandid reaktsioonide kohta, mis toimuvad naatriumi (Na), magneesiumi (Mg), tsingi (Zn) ja 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.

Arvu, mis näitab, mitu vesiniku aatomit võib siduda endaga või asendada mingi elemendi aatom, nimetatakse selle 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, sest iga nende aatom seob kaks vesiniku aatomit. Magneesium ja tsink on samuti kahevalentsed, sest iga nende aatom asendab 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 (tsingi põlemisel hapnikus) tekkiva aine valemi. Et tsingi valents on kaks, peab selle metalli aatom siduma ühe aatomi hapnikku, mille valents on samuti kaks. Seega peab tsinkhapendi valem olema ZnO. Neljavalentse süsiniku aatom peab siduma kaks hapniku aatomit, seetõttu on tekkinud hapendi valem  $\text{CO}_2$ .

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

Peale selle ei ole kõik elemendid püsiva valentsiga. Näiteks võib süsinik olla kahe- ja neljavalentne. Ühendis CO (vingugaas) on ta kahevalentne, süsihappegaasis neljavalentne ( $\text{CO}_2$ ).

Raud võib olla ühendis hapnikuga kas kahevalentne ( $\text{FeO}$ ) või kolmevalentne ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ). Et teada, millal raud esineb kahe-, millal kolmevalentsena, peame tundma selle elemendi omadusi ja ühendi tekkimise tingimusi.

Sedasama tuleb öelda ka teiste muutuva valentsiga elementide kohta.

Palju lihtsam on liitaine valemi järgi määrata teda moodustavate elementide valentsi.

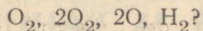
Hapendite valentsi määramisel tuleb meeltes pidada, et hapnik on kahevalentne element. Kui mõne elemendi aatom seob ühe hapnikuaatomi, on element kahevalentne; kui elemendi ühe aatomiga on ühinenud kaks aatomit hapnikku, on element neljavalentne, jne.

Nii on ühendis  $\text{SO}_3$  väävel kuuevalentne, sest üks tema aatom seob kolm kahevalentse hapniku aatomit. Ühendis  $\text{NO}_2$  on lämmastik neljavalentne, sest tema ühe aatomiga on ühinenud kaks kahevalentse hapniku aatomit.

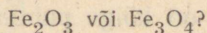
Keemiliste elementide kõrgeim valents on kaheksa. Selliseid elemente on väga vähe.

### Küsimusi kordamiseks.

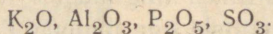
1. Kuidas sõnastatakse aine kaalu jäävuse seadus?
2. Kuidas muutub pudeli kaal, kui peale fosfori põletamist pudelis ja selle jahtumist pudel avatakse?
3. Nimetada katse, mille abil saab näidata aine kaalu jäävuse seadust.
4. Kuidas sõnastada aine koostise püsivuse seadus?
5. Milliste katsetega saab 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 harilikes tingimustes läbipaistev värvuseta vedelik, millel pole maitset ega lõhna. Paksudes kihtides on tal rohekas värvus.

Vee erikaalu ja erisoojust kasutatakse mõõtühikuks; termomeetri skaala jäävateks punktideks on jää sulamistemperatuur ( $0^{\circ}$ ) ja vee keemistemperatuur ( $100^{\circ}$ ).

Puhas vesi on halb soojuse- ja elektrijuht.

#### 2. Vee keemilised omadused.

Hapniku ja vesiniku aatomid on vee molekulis väga tihealt seotud. Nende lahutamiseks kulub suur hulk energiat (elektrienergiat või soojust). Vee kuumutamisel väga kõrge temperatuurini (üle  $1000^{\circ}$ ) nõrgeneb see side ja algab vee molekulide lagunemine.

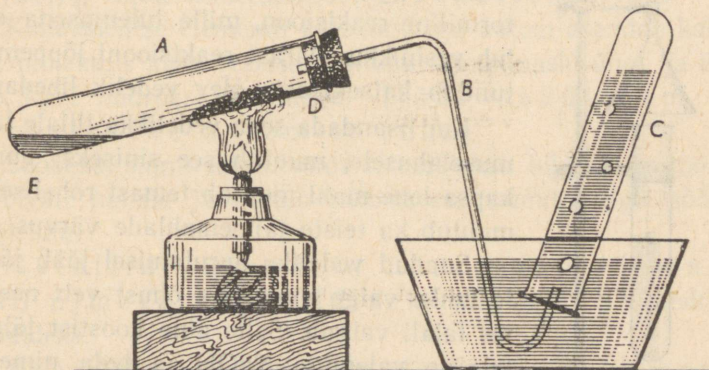
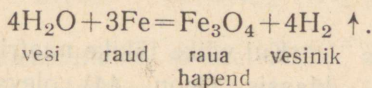
Kui juhtida veeauru üle hõõguvate süte, ühineb süsinik vee hapnikuga ja vesinik vabaneb. Selle reaktsiooni võrrand on:



vesi süsinik süsi- vesinik  
nikhapend

Tööstuses kasutatakse seda reaktsiooni vesiniku suuremate koguste saamiseks (vt. IV peatükk, p. 3).

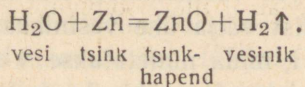
Vee toimel hõõguvasse rauasse hapendub metall, tekivad raua hapend  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  ja vesinik:



Joon. 43. Veeauru ja tsingi vastastikune toime.

Samasugune on tsingi ja vee vastastikune toime kõrgel temperatuuril. Selles võib veenduda järgmise katse varal (joon. 43).

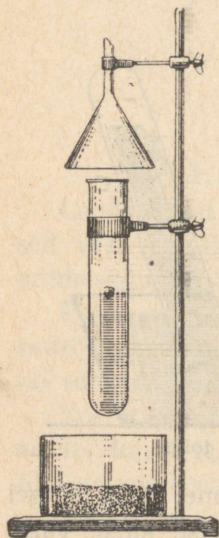
Katseklaasi A valatakse 3—4 cm<sup>3</sup> vett ja puistatakse katseklaasi ülemisse ossa natuke tsingipulbrit. Katseklaas suletakse korkiga, mida läbib toru B gaasi väljajuhtimiseks. Nüüd soojendatakse üheaegselt katseklaasis olevat vett E ja tsinki. Toimub reaktsioon:



Vesinik kogutakse vee all katseklaasi C, tsinkhapend aga jääb katseklaasi A.

### 3. Leelised.

Mõned metallid tõrjuvad vesiniku ka harilikul temperatuuril veest välja. Nende hulka kuulub näiteks naatrium. See on pehme hõbedase läikega metall, mis õhu käes hapendudes kiiresti tuhmub.



Joon. 44. Metallilise naatriumi reageerimine veega.

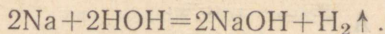
Kui väike tükike naatriumi visata katseklaasis (joon. 44) olevasse vette, tekib tormiline reaktsioon, mille tulemusena eritub vesinikku. Pärast reaktsiooni lõppemist tundub katseklaasis olev vedelik libedana.

Kui lisandada seda vedelikku lillale lakmuselahusele, muutub see siniseks; punakapsa lehe mahl muutub temast roheliseks, muutub ka teiste taimemahlade värvus.

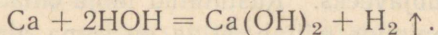
Saadud vedeliku aurutamisel jääb järele tahke valge aine, mis õhust vett neelates laiali valgub. Selle aine koostist tähistatakse valemiga NaOH ja teda nimetatakse sööbenaatriumiks ehk seebikiviks.

Sööbenaatriumi kange (kontsentreeritud) lahus mõjub orgaanilistesse kudedesse sööbivalt. Ta «sööb» riide, paberi, naha läbi. Nahale sattudes tekitab ta põletisi, 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 vesinikuaatomi. Ülejäänud veemolekuli osa OH, mida nimetatakse vesijäägiks ehk hüdroksüülrühmaks, ühineb naatriumi aatomiga:



Metallilise kaltsiumi (Ca) mõjul veele toimub eelmisega sarnane reaktsioon: eraldub vesinik ja tekib vedelik, mis sarnaneb sööbenaatriumi lahusega:



Selle vedeliku aurustamisel saame tahke aine koostisega  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , mida nimetatakse sööbekaltsiumiks.

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

Sööbekaltsiumi lahus, mida nimetatakse lubjaveeks, mõjub sööbivalt nahale ja toimib lakmusesse samuti nagu sööbenaatrium.

Metallide ühendeid hüdroksüülrühmaga (OH) nimetatakse üldiselt **alusteks** ehk **hüdroksüüdideks**.

Vees hästi lahustuvaid aluseid nimetatakse ka **leelisteks**. Hüdroksüülrühmade arv ühendis võrdub metalli valentsiga.

Leelise äratundmiseks kasutatakse lakmuselahust vees või fenoolftaleiini lahust piirituses. Lakmus muutub leelises siniseks, fenoolftaleiini lahus — vaarikpunaseks.

Lakmuse või fenoolftaleiini lahuste asemel kasutatakse harilikult nende lahustega immutatud filterpaberi ribakesi.

#### 4. Hüdraadid.

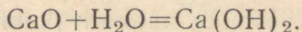
Vesi võib ühinemisreaktsioonidest osa võtta.

Asetame portselankausikesse tükikese kaltsiumhapendit ( $\text{CaO}$ ), mida nimetatakse ka kustutamata lubjaks, ja valame sellele natuke vett. Lubjatükike imab endasse vett, soojeneb ja koos sellega pudeneb. Seda reaktsiooni tunnevad ehitus-

töölised «lubja kustutamise» ja reaktsiooni saadust «kustutatud lubja» nime all.

Kustutatud lubi lahustub vees vähesel määral. Tema lahust nimetatakse lubjaveeks. Kustutatud lubja omaduste ja koostise tundmaõppimine näitab, et ta on sama aine, mida saadakse kaltsiumi reageerimisel veega ja mille valem on  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

Kaltsiumhapendi ja vee vahel toimuva reaktsiooni võrrand on järgmine:



Võrrand näitab, et vesi ühineb kaltsiumhapendiga. Hapendi ja vee ühinemise produktina saame **hüdrosüüdi** (ehk hapendi hüdraadi).  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  on kaltsiumhüdrosüüd (ehk kaltsiumhapendi hüdraat).

Vesi võib ühineda ka teiste, hapenditest keerukama koostisega ainetega. Valame näiteks valgele väävelhapu vase ( $\text{CuSO}_4$ ) pulbrile natuke vett. Segu soojeneb ja vedelik värvub siniseks. Aurustamisel ja sellele järgneval jahutamisel eralduvad vedelikust sinised vasevitrioli kristallid. Neis kristallides tuleb iga väävelhapu vase ( $\text{CuSO}_4$ ) molekuli kohta viis vee molekuli. Sellist vett nimetatakse kristallveeks ja ainet, mis teda sisaldab, kristallhüdraadiks. Vasevitriol on seega väävelhapu 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 segaksime kriidipulbrit vees, ikka jääb vedelik sogaseks, milles juba palja silmaga või, veelgi parem, selle vedeliku tilgakese vaatlemisel mikroskoobis näeme selgesti tahke aine osakesi (kriiditükikesi).

Seistes muutub sogane vedelik pikkamööda läbipaistvaks ja nõu põhja tekib sade. Tõelises lahuses ei avasta me aga parimagi mikroskoobiga mingi tahke aine osakesi või mõne teise vedeliku tilgakesi.

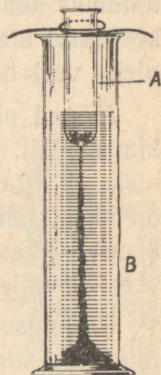
Tutvumiseks mitmesuguste tahkete ainete lahustuvusega vees korraldame järgmise katse.

Võtame neli väikest katseklaasi, mille põhjas on augukesed. Uhte paneme natuke permangaanhaput kaaliumi, teise — salpeetrit, kolmandasse — kustutatud lupja, neljandasse — peenikest klaasipuru. Asetame katseklaasid veega täidetud silindritesse nii, et neis olevad ained kattuksid veega. Esimeses silindris muutub vesi otsekohe lillaks ja katseklaasi põhjast levib silindri põhja suunas lilla permangaanhapu kaaliumi joake (joon. 45).

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

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

Kolmandas katseklaasis ei ole märgata lubja vähenemist. Et teada saada, kas lubi lahustub vees, lisatakse silindris olevale veele lakmuselahust. Lahuse sinine värvus viitab temas leelise olemasolule.



Joon. 45. Permangaanhapu kaaliumi lahustumine vees. Katseklaasi A põhjas on permangaanhapu kaaliumi kristallid. Silindri B põhjas on tume permangaanhapu kaaliumi lahus.

Selle lahuse mõnede tilgakeste aurustamisel saadakse tahke valge jääk. 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 tuhniks, nagu oleks vesi nad «läbi söönud».

Mõned ained lahustuvad vees veel väiksemal määral kui klaas. Näit. võib hõbelusikas kauemat aega vees olla, ilma et oleks märgata mingeid hõbedat 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 vees sugugi ei lahustu. Tehakse ainult vahet hästi ja halvasti lahustuvate ja praktiliselt lahustumatute ainete vahel.

## 6. Lahustuvus erinevail temperatuuridel.

Et vee molekulide liikumine suureneb temperatuuri tõustes, võib oodata, et nad kõrgemal temperatuuril avaldavad energilisemat mõju vees lahustatavale tahkele ainele.

Katsed kinnitavad seda oletust: kuumas vees lahustuvad ained kiiremini kui külmas.

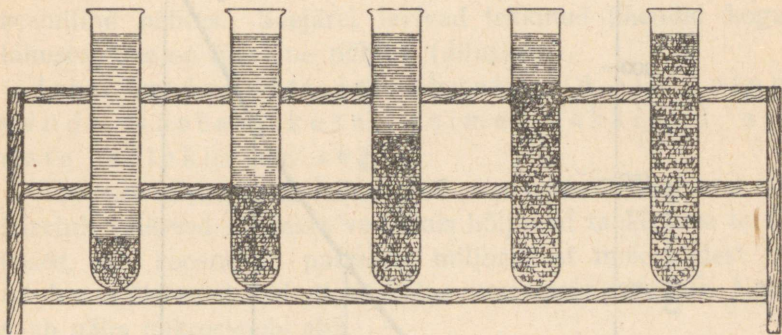
Aga kummas vees lahustub rohkem sama ainet?

Valame keeduklaasi vett ja puistame sellesse niipalju kaalisalpeetrit ( $KNO_3$ ), et kõige hoolikamal segamisel enamik temast jääks lahustumata.

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

Korraldatud katsel saime tahke kaalisalpeetri kihi kohal kaalisalpeetri küllastunud lahuse toatemperatuuril.

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



Joon. 46. Kaalisalpeetri lahustuvuse sõltuvus temperatuurist. Erinevail temperatuuridel küllastatud võrdsetest lahuse kogustest sadestuvad erinevad kaalisalpeetri hulgad.

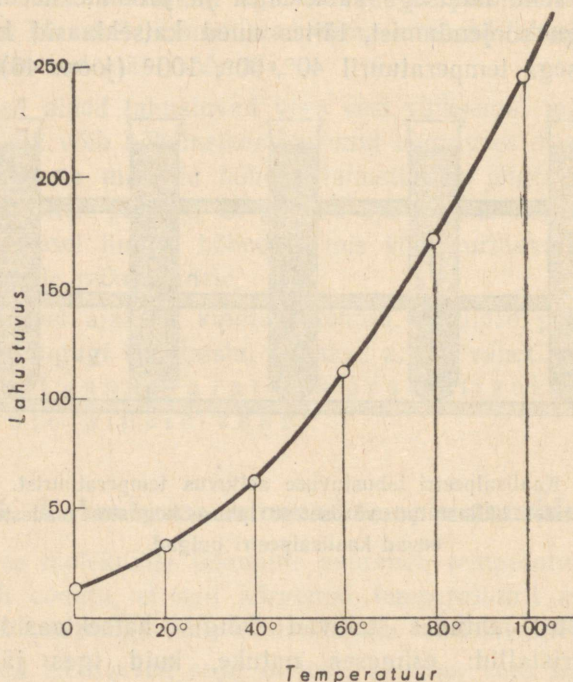
Lahuste jahtudes tekivad kõigis katseklaasides salpeetri kristallid: esimeses natuke, kuid igas järgnevas seda rohkem, mida kõrgem oli küllastunud lahuse temperatuur. Sademe hulgast katseklaasides näeme, et salpeetri lahustuvus suureneb tunduvalt temperatuuri tõustes.

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

Lahustuvuseks (ehk lahustuvuse koefitsiendiks) nimetatakse seega aine suurimat

hulka grammides, mis antud temperatuuril võib lahustuda lahusti 100 grammis.

Lahustuvust väljendatakse tabelina või graafikuna (joon. 47).



Joon. 47. Kaalialpeetri lahustuvuse graafik.

Kui temperatuuri tõustes mingi aine lahustuvus suureneb, siis küllastunud lahuse jahtudes langevad välja selle lahustunud aine kristallid.

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

## 7. Lahustumine atomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt.

Kuidas seletada lahustumisprotsessi atomistlik-molekulaarse teooria valgusel?

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

Lahus on lahusti ja lahustunud aine ning nende vastastikusel toimel tekkinud ainete molekulide segu.

Lahuses ei saa näha lahustunud aine osakesi, sest nad on ääretult väikesed. Sogases vedelikus hõljuvad tahke aine terakesed, mis koosnevad paljudest miljarditest molekulidest ja tunduvalt ületavad mahult ka kõige suuremaid molekulide. Neid saab näha mikroskoobi abil.

Neid raskeid ainetes ei suuda kaasa haarata korrapäratult liikuvad veemolekulid ja raskusjõu 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 lahustumatuks vedelikke ja gaase.

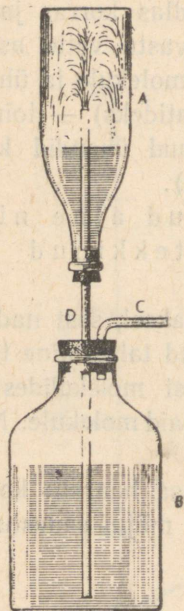
Viinapiiritus ja vesi lahustuvad teineteises igas vahekorras.

Praktiliselt vees lahustumatuks vedelikeks on taimeõlid, petrooleum, tõkat.

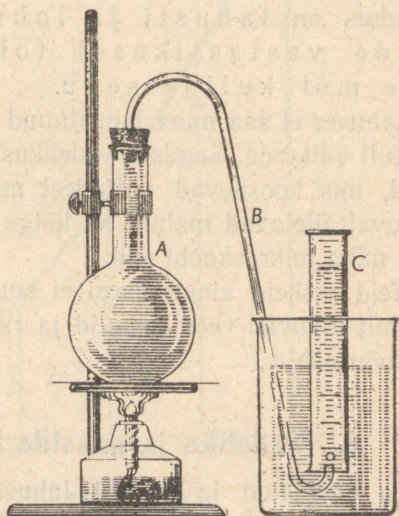
Vees hästi lahustuvate gaaside hulka kuulub kloorvesinik (HCl). See on värvusetu, õhust natuke raskem, terava lõh-

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

Pudelis A on kloorvesinik, pudelis B — vesi. Kui puhuda torusse C natuke õhku, tõuseb vesi õhusurvel toru D mööda



Joon. 48. Kloorvesiniku lahustumine vees. A — pudel kloorvesinikuga, B — pudel veega.



Joon. 49. Gaasi lahustuvuse vähemine vees soojendamisel.

pudelisse A. Niipea kui see on toimunud, purskub vesi fontaanina ülemisse pudelisse. Purskumine toimub sel põhjuseel, et õhurõhk alumises pudelis on suurem kui ülises, sest kloorvesinik lahustus vees, millest õhurõhk pudelis vähenes.

Süsihappegaas lahustub vees tunduvalt halvemini kui kloorvesinik.

Vees praktiliselt lahustumatuks gaasiks on vesinik.

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 kaudu gaasi kogumise seadisega. Kolvi soojendamisel näeme varsti eralduvaid gaasimulle, mis kogunevad silindris C.

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 aurub iga päev miljooneid tonne vett, mis hiljem langeb maapinnale sademetena vihma, lume, udu ja kaste näol.

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

Veelgi peenemateks osakesteks jagunevad tahked ained nende lahustumisel vees.

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

Süsihappegaasi sisaldav vesi lahustab lubjakivi. Selle tagajärjel tekivad lubjakivist koosnevais mägedes koopad.

Kohati tungib vesi suurtest sügavustest külmade või kuumade allikatena maapinnale. Ta sisaldab suurel hulgal lahustunud tahkeid aineid ja gaase. Niisugust vett nimetatakse mineraalveeks. Mõnedel neist on tervistavad omadused. NSV Liit on väga rikas mineraalvete poolest, milledest paljusid kasutatakse tervisvetena. Eriti palju on tervisveallikaid Kaukaasias (Kislovodskis, Pjatigorskis, Matsestas ja mujal).

Suur on vee tähtsus taimede ja loomade elus. Ta lahustab toitaineid ja valmistab neid ette keemilisteks reaktsioonideks loomade ja taimede rakukestes. Et need reaktsioonid toimuvad ainult lahustes, on elu veeta täiesti võimatu.

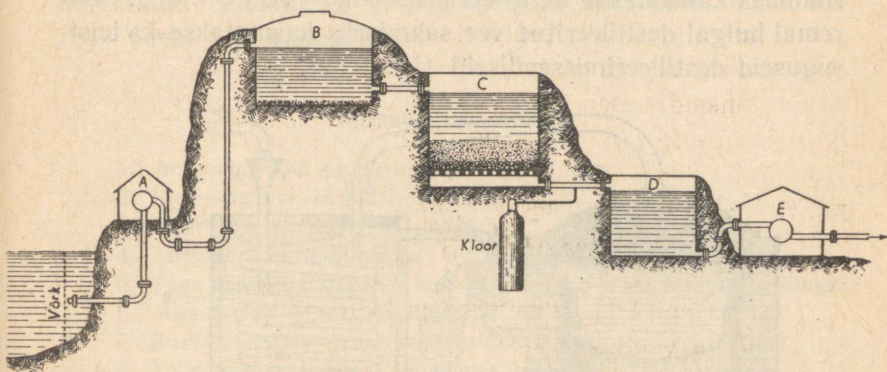
## 10. Vesi inimese teenistuses.

Täiskasvanud inimene tarvitab päevas toiduks 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 hõljuvatest 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 lahustumata aine osakesi ja mitmesuguseid mikroobe (joon. 51).

Settimisbasseinidest läheb vesi läbi liivafiltri ja koguneb, nüüd juba läbipaistvana, puhta vee basseini. Selles selges vees leidub aga mitmesuguseid haigusi-tekitavaid pisikuid.

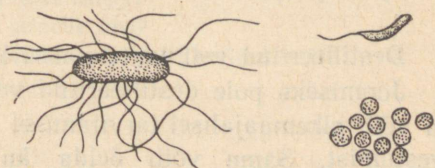
Seepärast desinfitseeritakse linnade veevärki juhivat vett pärast filtrimist kloori või mõne muu pisikuid hävitava vahendi abil, mida juhitakse vette sellisel hulgal, et ta surmab küll pisikud, aga ei too kahju inimesele.



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

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

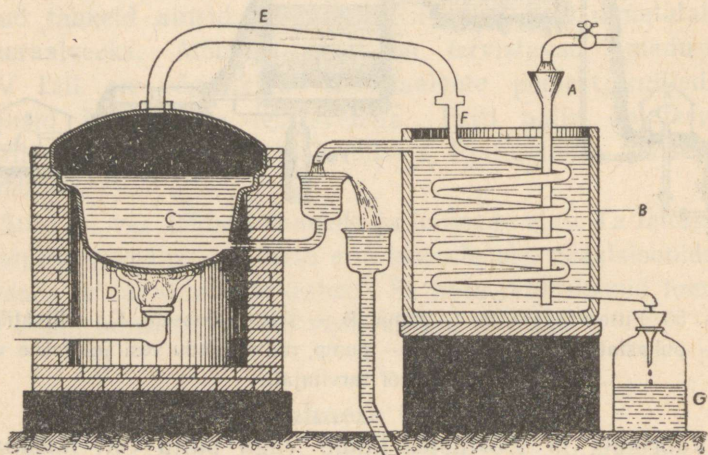
Elektrijaamade ja suurte käitiste aurukatelde toitevesi peab olema eriti puhas mitte ainult tahke aine osakeste poolest, vaid ka lahustunud ainetest, mis katla- ja toruseintele sadestudes tekitavad katlakivi. Seepärast tarvitatakse siin vahel isegi destilleeritud vett.



Joon. 51. Mikroobe puhastamata vees. (Suurendatud 3000 korda.)

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

Vähestes hulkades destilleeritud vee saamiseks laboratooriumides kasutatakse destilleerimisseadist (vt. joon. 86). Suuremal hulgal destilleeritud vee saamiseks kasutatakse ka teistsuguseid destilleerimisseadiseid (joon. 52).



Joon. 52. Destilleerimiskatel. Vesi voolab letrisse A, täidab anuma B ja voolab katlasse C, mida soojendab põleti D. Veeaur väljub toru E kaudu jahutaja spiraaltorru F. Destilleeritud vesi koguneb anumal G.

Destilleeritud vett tarvitatakse ka arstimite valmistamisel.

Joomiseks pole destilleeritud vesi kõlblik: ta on maitseta ja võib pikemaajalisel tarvitamisel esile kutsuda inimese haigestumist. Sama võib öelda ka lumevee kohta. Kõrgmägede elanike hulgas, kes on sunnitud jooma lumevett, on levinud eriline haigus, mida nimetatakse «mäehaiguseks» ehk «hõõtsikuks».

Paljudele keemiatööstuse harudele 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 lagunemise võrrand.
5. Tuua näide vee koostisse kuuluva vesiniku asendamisest metalliga.
6. Missuguseid aineid nimetatakse leelisteks?
7. Kuidas kindlaks teha, kas uuritav vedelik sisaldab leelist?
8. Tuua vee ja hapendi ühinemise näide.
9. Kirjutada magneesiumhüdroksüüdi valem (magneesium on kahevalentne).
10. Nimetada hästi lahustuvaid ja praktiliselt lahustumatu aineid.
11. Nimetada 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 teekannu seintele kivi?
16. Kuidas saadakse laboratooriumis destilleeritud vett?

## VII PEATÜKK.

# TÄHTSAMAD HAPPED, ALUSED, HAPENDID JA SOOLAD.

Esialgusel 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 aru saada ainete mitmekesisusest, piirdudes iga klassi tähtsamate esindajate tundmaõppimisega.

Ühte ja samasse klassi kuuluvail ainetel on rida ühiseid omadusi ja nad on molekulide koostise ning struktuuri poolest sarnased.

Tutvume hapete, aluste, hapendite ja soolade tähtsamate esindajatega.

### 1. Soolhape.

**Soolhappe füüsilised omadused.** Lahuste tundmaõppimisel panime tähele kloorvesiniku (HCl) suurt lahustuvust vees. Kloorvesiniku vesilahust nimetatakse *s o o l h a p p e k s*. Väga kanges ehk kontsentreeritud soolhappes on ligi 40% kloorvesinikku. Selline hape «suitseb» õhu käes. Temast eralduv kloorvesinik ühineb õhus oleva veeauruga ja tekib «udu», mis koosneb väikestest soolhappe piisakestest.

Soolhape on veest natuke raskem (38-protsendilise soolhappe erikaal on 1,19). Tal on terav lõhn.

Koolilaboratooriumides kasutatakse harilikult lahjendatud soolhapet.

**Soolhappe keemilised omadused.** Soolhappelahus on maitsetult hapu. Sinise lakmuse ja punakapsa mahla värvib ta punaseks, fenoolftaleiin jääb värvusetuks.

Tuletame meelde, et lakmuse värvus leelisestes lahustes on sinine, fenoolftaleiini värvus — vaarikpunane.

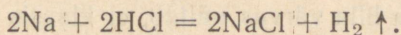
Aineid, millede värvus muutub leeliseste või happeliste lahuste toimel, nimetatakse **indikaatoriteks**.

Indikaatoritena kasutatakse enamasti lakmust või fenoolftaleiini.

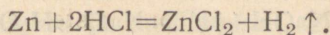
Soolhape reageerib paljude metallidega. Eriti tormiline on kontsentreeritud soolhappe reageerimine naatriumiga. Seda näitab katse, mida saab kergesti korraldada joonisel 44 kujutatud katseklaasi abil.

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

Soolhappe ja naatriumi vahel toimuva reaktsiooni võrrand kirjutatakse järgmiselt:



Soolhappe ja tsingi vastastikusel toimel eraldub vesinik, lahusesse jääb kloortsink ( $\text{ZnCl}_2$ ):

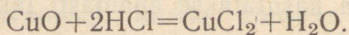


Samuti mõjub soolhappe ka rauale, alumiiniumile ja paljudele teistele metallidele.

Nende reaktsioonide tulemusena eraldub vesinik, kuna lahustesse jäävad kloormetallid: kloorraud ( $\text{FeCl}_2$ ), klooralumiinium ( $\text{AlCl}_3$ ) jt.

Need kloormetallid on produktid, mis tekivad soolhappe vesiniku asendumisel metalliga.

Soolhappe ja metallide hapendite vastastikusel reageerimisel tekivad kloormetallid ja vesi. Kui näiteks katseklaasis olevasse soolhappesse puistata natuke vaskhapendit ja katseklaasi kergelt soojendada, tekib roheline kloorvase lahus ( $\text{CuCl}_2$ ). Reaktsioon on järgmine:



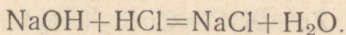
Kloorvaske võib samuti pidada produktiks, mis tekib happe vesiniku asendumisel metalliga.

Liitaineid, mida võib vaadelda kui produkte, mis tekivad happe vesiniku asendumisel metalliga, nimetatakse **sooladeks**.

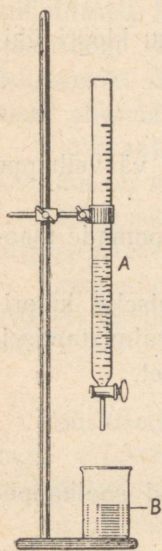
Kloormetallid on soolhappe soolad.

Soolhappe väga tähtsaks omaduseks on tema võime reageerida leelistega.

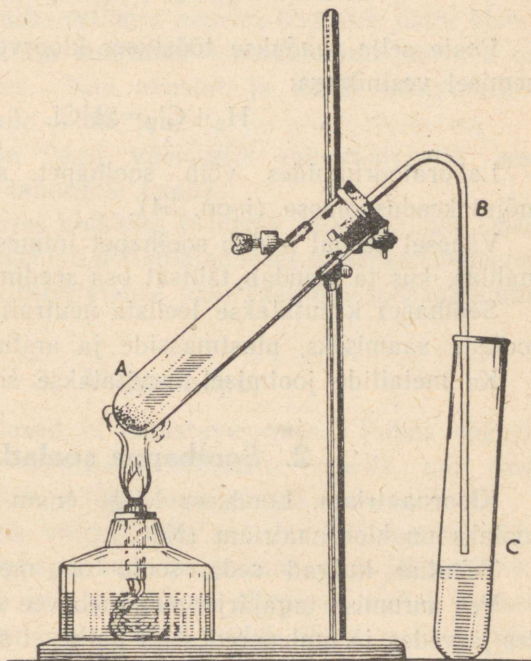
Nende reaktsioonidega tutvumiseks valame klaasikesse B (joon. 53) natuke sööbenaatriumi lahjendatud lahust ja lisame mõne tilga lakmuselahust. Vedelik muutub siniseks. Nüüd lisandame tilkhaaval samasse klaasi gradueeritud torust (büretist) A lahjendatud soolhapet, kuni lahus muutub lillaks. Lakmuse lilla värvus näitab, et klaasis pole leelist ega hapet. Selliseid lahuseid nimetatakse **neutraalseteks**. Pärast vee aurustamist jääb järele keedusool ( $\text{NaCl}$ ). Reaktsiooni võrrandit võib kirjutada järgmiselt:



Sellest võrrandist näeme, et sööbenaatriumi ja soolhappe lahuste kokkuvalamisel happe vesinikuaatomid ühinesid hüdroksüülrühmadega, naatriumi aatomid aga kloori aatomitega. Happe ja leelise reageerimise tulemuseks olid sool ja vesi.



Joon. 53. Leelise neutraliseerimine happega. Klaasikeses B on leelisene lahus, büretis A — hape.



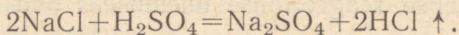
Joon. 54. Soolhappe saamine laboratooriumis. Katseklaasis A on kloornaatrium ja väävelhappe 70%-line lahus. Katseklaasis C on vesi. B — klaastoru.

Leelise ja happe vastastikust reageerimist, mille tulemusena tekivad sool ja vesi, nimetatakse **neutraliseerimisreaktsiooniks**.

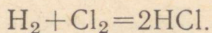
**Soolhappe saamine ja kasutamine.** Tööstuses saadakse

soolhapet väävelhappe ja keedusoola segu soojendamisel ja tekkiva kloorvesiniku lahustamisel külmas vees.

Reaktsiooni võrrand on järgmine:



Peale selle saadakse tööstuses kloorvesinikku kloori ühinemisel vesinikuga:



Laboratooriumides võib soolhapet saada väävelhappe mõjul keedusoolasse (joon. 54).

Vähesel hulgal leidub soolhapet inimese ja loomade maomahlas, kus ta etendab tähtsat osa seedimisel.

Soolhapet kasutatakse leeliste neutraliseerimiseks, kloorisoolade saamiseks, plastmasside ja arstimate valmistamisel.

Ka metallide jootmisel tarvitatakse soolhapet.

## 2. Soolhappe soolad.

**Kloornaatrium.** Looduses kõige enam levinud soolhappe-soolaks on kloornaatrium (NaCl).

Tohutud hulgad seda soola on merevees lahustunud.

Vee aurumise tagajärjel suureneb vee soolasisaldus mõnedes järvedes ja umbmeredes nii palju, et sool sadestub nende veekogude põhja. Niisugust soola nimetatakse isesettivaks. NSV Liidus saadakse isesettivat soola tohutul määral Eltoni ja Baskuntšaki järvest.

Kohtades, kus kaugetel aegadel oli merepõhi, leiduvad paksud soolalademed. Niisugust soola kutsutakse kivisoolaks.

NSV Liidus on rikkaimad kivisoolalademed Donbassis ja Uuralis.

Suur osa toodetavast keedusoolast läheb inimeste toidusse ja loomade söötadesse.

Keedusool on tooraineks paljudes keemiatööstuse harudes. Teda kasutatakse kloori, soolhappe, sooda ja teiste ainete saamiseks.

**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.

Kloorkaalium on väga väärtuslik mineraalväetis, sest kaalium on vajalik taimedele toiduks.

Solikamskis suurtes hulkades toodetav kloorkaalium kasutatakse peaaegu tervenisti põllumajanduses mineraalväetisena.

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  $340^\circ$  ja tahkub  $+10^\circ$  temperatuuril.

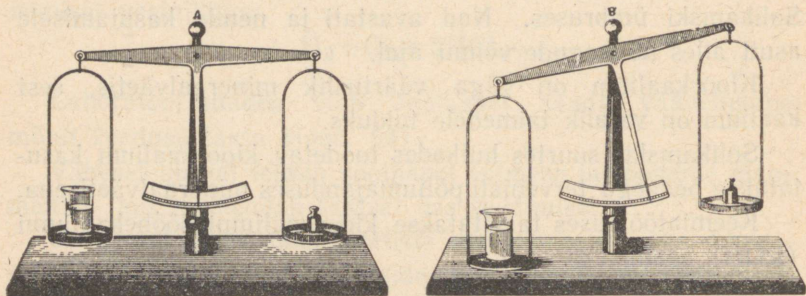
Ta ühineb ahnelt veega. Kui asetada kaalukaasile lahutine klaas väävelhappega, kaal tasakaalustada ja jätta mõneks ajaks seisma, vajub see kaalukauss allapoole, millel asetseb klaas väävelhappega: väävelhape neelab õhust endasse veeauru ja klaas muutub raskemaks (joon. 55).

Vees lahustub väävelhape mistahes kaalulises vahekorras. Seejuures eraldub palju soojust.

Väävelhappe lahustamisel vees tuleb olla ettevaatlik ja valada hapet vette, aga mitte vastupidi. Hapet tuleb valada väikeste annustena peenikese joana. Veest raskema vedelikuna vajub hape allapoole ja lahustub vees, mille tagajärjel kogu lahus soojeneb enam-vähem ühtlaselt.

Kui talitada antud juhisele vastupidi ja valada vett happesse, võib toimuda järgmist: vee esimesed annused jäävad

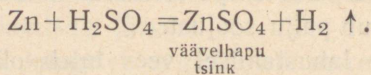
happes kergema vedelikuna happe pinnale ja lahustumissoo-  
 juse arvel soojeneb ainult see osa lahusest, kusjuures tempera-  
 tuur võib vedeliku pinnal tõusta üle 100 kraadi. Seetõttu võib  
 osa veest muutuda auruks, mis purskub üles, viies kaasa  
 väävelhappe piisakesi. Kuna väävelhape hävitab orgaanilisi  
 kudesid, siis tekitab ta inimese nahale sattudes põletisi.



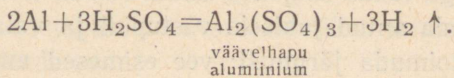
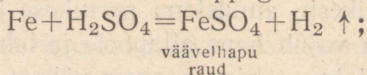
Joon. 55. Väävelhape neelab õhust niiskust. A — katse algul; B —  
 20—30 min. möödudes.

**Väävelhappe keemilised omadused.** Indikaatoritesse mõjub  
 väävelhape samuti nagu soolhape: lakmus värvub tema lahu-  
 ses punaseks.

Mõnedesse metallidesse toimib väävelhape samuti nagu  
 soolhapegi: eraldub vesinikku ja lahusesse jäävad soolad.  
 Näiteks saame väävelhappe ja tsingi reageerimisel vesiniku ja  
 väävelhappu tsingi:

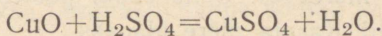


Samuti reageerivad väävelhappega raud ja alumiinium:

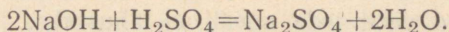


Vask ei tõrju vesinikku lahjendatud väävelhapest välja. Vask lahustub soojendatud kontsentreeritud väävelhappes, kuid seejuures ei eraldu vesinikku, vaid väävlishapend ( $\text{SO}_2$ ). Kuld ja plaatina ei reageeri väävelhappega.

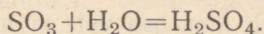
Metallide hapenditega reageerib väävelhape samuti nagu soolhapegi: tekivad vesi ja soolad. Näiteks tekib vaskhapendi soojendamisel väävelhappes väävelhapu vask:



Väävelhape neutraliseerib leelisi. Näiteks tekivad väävelhappe reageerimisel sööbenaatriumiga väävelhapu naatrium ja vesi:



**Väävelhappe saamine ja kasutamine.** Väävelhappe saamiseks kasutatakse väävliit või tema ühendeid metallidega (rauaga ja vasega). Väävli põledes ja väävelmetallide põletamisel saadakse väävlishapend ( $\text{SO}_2$ ), mis hapendub väävelhapendiks ( $\text{SO}_3$ ). Viimane aga ühineb veega ja moodustab väävelhappe järgmise võrrandi kohaselt:



Väävelhapendit ( $\text{SO}_3$ ) nimetatakse ka väävelhappe anhüdriidiks. (Sõna «anhüdriid» tähendab veeta.) Väävelhapet aga võib nimetada väävelhapendi hüdraadiks.

Väävelhape on kogu keemiatööstuse alus. Teda tarvitatakse määratul hulgal mineraalväetiste ja lõhkeainete tootmisel, nafta ümbertöötamisel jne. Toodetava väävelhappe hulga järgi võib otsustada riigi industrialiseerumise ja kaitsevõime üle. NSV Liit on väävelhappetehaste tehnilise täiuslikkuse poolest maailmas esikohal.

#### 4. Väävelhappe soolad.

Looduses leiduvatest väävelhappe sooladest on tegelikult tähtsamad kaks järgmist: väävelhapu naatrium ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) ja väävelhapu kaltsium ( $\text{CaSO}_4$ ).

Kristallhüdraati  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  nimetatakse glaubrisoolaks ehk mirabiliidiks. Seda soola leidub suurel hulgal lahustunult merevees. Selle soola poolest on eriti rikas Kara-Bogazi laht Kaspia mere idaosas.

Et glaubrisoola lahustuvus väheneb temperatuuri langes, sadestub ta talvel lahe põhja ja uhetakse lainete poolt kaldale. Siin kogutakse teda ja veetakse kaldast kaugemale, et lahe soojad veed teda uuesti ei lahustaks.

Glaubrisoola tarvitatakse klaasi ja riidevärvide valmistamisel ja sooda ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) tootmiseks. Väheemas ulatuses kasutatakse teda arstimate valmistamisel.

Mineraali koostisega  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  nimetatakse kipsisiks. Kipsi leidub looduses väga laialdaselt. Meil on tema rikkaimad lademed Donbassis.

Põletamisel kaotab kips osa vett ja muutub nn. ehituskipsisiks, mida tarvitatakse majade sisemistel krohvimistöodel.

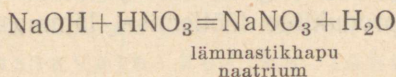
Arstiteaduses kasutatakse põletatud kipsi luumurdude puhul murrukohtade liikumatult paigale panekuks.

Kunstlikult vabrikutes saadavaist väävelhappe sooladest tuleb nimetada rauavitrioli ( $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ) (rohelist kristallid) ja vasevitrioli ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) (sinised kristallid). Mõlemaid soolasid saadakse vastavate metallide jäätmete lahustamise teel väävelhappes. Neid kasutatakse peamiselt põllunduses võitluseks kahjuritega.

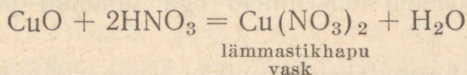
## 5. Lämmastikhape.

**Lämmastikhappe omadused.** Puhas lämmastikhape on veest poolteist korda raskem värvuseta vedelik, mis lahustub väga hästi vees.

Lämmastikhappe lahus toimib lakmusesse, leelistesse ja metallide sooladesse samuti nagu väävelhape ja soolhape. Sööbenaatriumi või -kaaliumi neutraliseerimisel lämmastikhappetega saadakse lämmastikhappe soolad ja vesi:



Metallide hapendite reageerimisel lämmastikhappetega saadakse samuti vastavate metallide lämmastikhapud soolad ja vesi:



Vabade metallidega reageerib lämmastikhape veidi teisiti kui väävel- või soolhape. Näiteks eraldub lämmastikhappe reageerimisel tsingiga vesiniku asemel teisi gaase, millede hulgas on ka pruunikas lämmastik-kahelishapend ( $\text{NO}_2$ ). Aga sellegi reaktsiooni puhul jääb lahusesse sool — lämmastikhapu tsink —  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ .

Lämmastikhape reageerib vase ja isegi hõbedaga, millesse ei toimi ei soolhape ega lahjendatud väävelhape. Reaktsiooni puhul tekib lämmastiku hapendeid, kuna lahusesse jäävad vastavad lämmastikhapud soolad:  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  või  $\text{AgNO}_3$ . Kulla ja platinaga lämmastikhape ei reageeri.

Lämmastikhappe abil on hõlpus eristada vasktooteid kuldeseimest. Tilk lämmastikhapet tekitab vaske semel rohekaspruuni laigu (lämmastikhapu vask).

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

Kange soolhape ja lämmastikhappe segus lahustuvad kõik metallid, nende hulgas ka kuld.

**Lämmastikhappe kasutamine.** Lämmastikhappel on väga suur tähtsus riigikaitse seisukohalt. Suitsuta püssirohi ja lõhkeained suurtükimürskude ning lennukipommide jaoks valmistatakse puuvilla, glütseriini ja mõnede kivisöe kuivdestillatsiooni produktide töötlemisel lämmastik- ja väävelhappe seguga.

Suitsuta püssirohu esimeseks valmistajaks Venemaal oli D. Mendelejev.

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

Rahuajal kasutatakse enamikku lämmastikhapet mineraalväetiste valmistamiseks.

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

## 6. Lämmastikhappe soolad.

Lämmastikhappe sooladest on suurema praktilise tähtsusega lämmastikhapu naatrium ( $\text{NaNO}_3$ ), lämmastikhapu kaalium ( $\text{KNO}_3$ ) ja lämmastikhapu kaltsium [ $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ]. Neid soolasid nimetatakse ka salpeetriteks. Kõigil neil salpeetritel on suur tähtsus mineraalväetistena. Kaalisalpeetrit tarvitatakse veel musta püssirohu valmistamiseks (segades teda väevli ja söega).

Lämmastikhapu hõbedat ( $\text{AgNO}_3$ ) tarvitatakse arstiteaduses (põrgukivi).

## 7. Hapete koostis ja üldised omadused.

Võrreldes tundmaõpitud happeid koostiselt ja omadustelt, paneme tähele järgmist: nad sisaldavad kõik vesinikku, enamik neist lahustub vees, nende lahused on maitsetl hapud, toimivad indikaatoritesse ja reageerivad mõningate metallide, metallide hapendite ning leelistega, andes soolasid.

Kuid on olemas ka happeid, mis vees ei lahustu ega muuda lakmuse värvust. Kui neid aga koos leelistega soojendada, saame samuti soolad ja vee. Selliste hapete hulka kuuluvad näiteks ränihape ja steariinhape.

Nii lahustuvate kui ka lahustumatute hapete ühiseks omaduseks on reageerimine leelistega.

Et kõigil neil juhtudel happe vesinik ühineb leelise hüdroksüülrühmaga, võib öelda: hapeteks nimetatakse liitaineid, milles sisalduv vesinik võib ühineda leelise hüdroksüüluga, moodustades vee.

Hapete vesinik võib asenduda ka metallidega.

Mõnede hapete molekulid sisaldavad ainult ühe vesiniku-aatomi, mis asendub metalliga, näiteks soolhape ( $\text{HCl}$ ), lämmastikhape ( $\text{HNO}_3$ ). Selliseid happeid nimetatakse ühealuseliseks. Väävelhappe ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) molekulis on kaks hüdroksüülrühmadega ühinevat vesiniku aatomit. See hape on kahealuline. Fosforhape ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) on kolmealuline.

## 8. Alused.

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

Vees lahustuvaid aluseid nimetatakse leelisteks (vt. lk. 81).

Tähtsamad leelised on sööbenaatrium ehk naatriumhüdrosüüd (NaOH), sööbekaalium ehk kaaliumhüdrosüüd (KOH) ja kustutatud lubi ehk kaltsiumhüdrosüüd [Ca(OH)<sub>2</sub>].

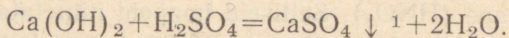
**Sööbenaatrium ja sööbekaalium** on nii väliselt kui ka keemilistelt omadustelt väga sarnased. Nad on hõlpsasti vees lahustuvad valged tahked ained. Nende lahustumisel eraldub palju soojust. Nad neutraliseerivad happeid. Nende reageerimisel rasvadega saadakse vees lahustuv seep. Naatriumseep on tahke aine, kaaliumseep aga poolvedel.

Sööbenaatriumi ja sööbekaaliumi saadakse tööstuses kloornaatriumi vesilahuse (annab NaOH) ja kloorkaaliumi vesilahuse (annab KOH) elektrolüüsimisel.

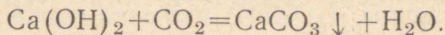
Sööbenaatriumil ja sööbekaaliumil on suur tähtsus tööstuses ja majapidamises. Neid kasutatakse hapete neutraliseerimiseks. Sööbenaatriumi kasutatakse seebi keetmisel, kangaste viimistlemisel, naftasaaduste puhastamisel, tehissiidi valmistamisel jne. Pesupesemisel lisandatakse pesuveele vahel sööbenaatriumi (seebikivi) lahust.

**Kustutatud lubi** [Ca(OH)<sub>2</sub>] lahustub vees võrdlemisi vähe. Tema lahusel (lubjaveel) on leelise omadused: ta mõjutab indikaatoreid ja neutraliseerib happeid.

Näiteks:



Süsihappegaasi juhtimisel lubjaveete toimub järgmine reaktsioon:



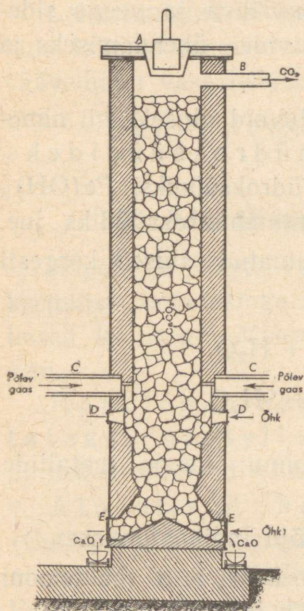
Tekkinud süsihapu kaltsium ei lahustu vees, muudab selle algul sogaseks ja pikkamööda sadestub. Seda reaktsiooni kasutatakse süsihappegaasi äratundmiseks.

---

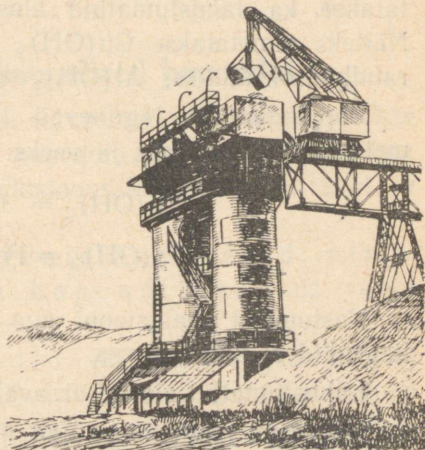
<sup>1</sup> Kui lahuses toimuva reaktsiooni tulemusena saadakse sademena väljalangev (lahustumatu) aine, siis tähistatakse seda aine valemi kõrval kirjutatud allapoole suunatud noolega.

Kustutatud lupja saadakse vee reageerimisel kaltsiumhapendiga.

Kaltsiumhapendit (CaO) nimetatakse ka kustutamata lubjaks. Seda saadakse süsihappu kaltsiumi

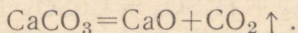


Joon. 56. Lubjapõletamishaju skemaatiline läbilõige. A — täiteava, B — CO<sub>2</sub> väljalaske toru, C — küttegaasi sisselaske torud, D — õhuavad, E — lubja tühjendamise avad.



Joon. 57. Lubjapõletamishaju üldvaade.

(CaCO<sub>3</sub>) lagundamisel soojuse toimel, kusjuures tekib veel süsihappegaas:



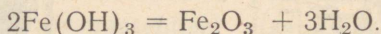
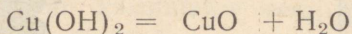
Tööstuses saadakse kustutamata lupja lubjakivi (CaCO<sub>3</sub>) kuumutamisel erilistes ahjudes (joon. 56 ja 57).

Moodsates ahjudes kuumutatakse lubjakivi põlevate gaaside abil, mida juhitakse ahju külgtoru kaudu. Põlemiseks vajalik õhk tungib ahju selle alumises osas olevate avade kaudu.

Kustutatud lupja kasutatakse segus liiva ja veega sideainena (lubjamördina) ehitustel kivide ühendamiseks ja krohvi valmistamiseks.

**Lahustumatud alused.** Nagu lahustuvaid aluseid, nii nimetatakse ka lahustumatuid aluseid hüdrosüüdidiks. Näiteks nimetatakse  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  vaskhüdrosüüdiks,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  raudhüdrosüüdiks,  $\text{Al}(\text{OH})_3$  alumiiniumhüdrosüüdiks jne.

Soojendamisel lagunevad lahustumatud alused kergesti metallide hapenditeks ja veeks:



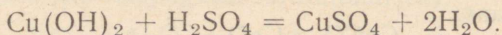
Vastupidist reaktsiooni aga ei toimu: nende metallide hapendid ei ühine veega.

Lahustumatud alused ei avalda mõju indikaatoreisse.

Hapetega reageerivad nad nagu leelised, s. o. reaktsiooni tulemuseks on sool ja vesi. Seda näitab järgmine katse.

Paneme portselankausikesse natuke vaskhüdrosüüdi ja ettevaatlikult valame temale lahjendatud väävelhapet kuni aluse täieliku lahustumiseni. Saadud sinaka lahuse osalise aurustamise ja sellele järgneva jahutamise järel saame vasevitrioli kristallikesed.

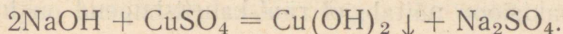
Toimunud reaktsiooni võrrand on järgmine:



Niisamuti reageerivad ka teised lahustumatud alused väävelhappega.

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

Lahustumatud alused saadakse leeliste ja vastavate soolade lahuste reageerimisel. Segades sööbenaatriumi lahust väävelhapu vase lahusega saame vaskhüdrosüüdi:



## 9. Aluselised ja happelised hapendid.

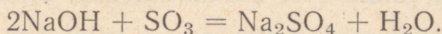
Hapete ja aluste vaatlusel tutvusime mõnede hapendite keemiliste omadustega. Ühed hapendid reageerivad hapetega, teised leelistega. Mõlema reaktsiooni tulemuseks on sool ja vesi.

Hapetega reageerivaid hapendeid nimetatakse aluselisteks hapenditeks, mis veega ühinedes annavad alused.

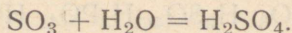
Aluselised hapendid on näiteks vaskhapend ( $\text{CuO}$ ), kaltsiumhapend ( $\text{CaO}$ ), raudhapend ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ). Mõned aluselised hapendid ühinevad veega vahetult, andes leelise. Enamik aluselisi hapendeid ei ühine veega.

Leelistega reageerivaid hapendeid nimetatakse happelisteks hapenditeks ehk happeanhüdriidideks, mis veega ühinedes annavad happed.

$\text{SO}_3$  näiteks on happeline hapend; ta reageerib sööbenaatriumiga järgmiselt:

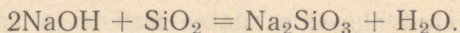


Enamik happelisi hapendeid ühineb vahetult veega, andes happed, näiteks:



On aga ka happelisi hapendeid, mis ei ühine veega.

Näiteks ei lahustu räni-kahelishapend ( $\text{SiO}_2$ ) vees. Kui aga sulandada teda leelisega, saame soola ja vee:



ränihapu  
naatrium

See reaktsioon näitab, et räni-kahelishapend on happeline hapend.

Looduses on hapendid väga levinud. Öhus leidub süsinik-kahelishapendit ehk süsihappegaasi ( $\text{CO}_2$ ). Vesi ( $\text{H}_2\text{O}$ ) on vesiniku hapend. Maakera koor sisaldab palju mineraale, mille koostisse kuulub räni-kahelishapend ( $\text{SiO}_2$ ). Levinuim neist on kvarts: peamiselt temast koosnebki liiv, mida tarvitatatakse klaasi ja silikaattelliste valmistamiseks.

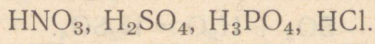
Hapendeid võib saada ka lihtainete hapendamisel. Nii saadakse tsingi aurude põletamisel tsinkhapend ( $\text{ZnO}$ ) ehk tsinkvalge, väävli põletamisel saadakse väävlishapend ( $\text{SO}_2$ ).

Mõningaid hapendeid saadakse lihtainete lagundamisel. Nii saadakse lubjakivi kuumutamisel kaltsiumhapendit (kustutamata lupja) ja süsihappegaasi.

## 10. Soolade koostis ja nimetus.

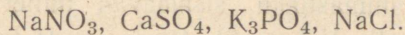
Iga hape sisaldab: 1) vesiniku aatomeid, mis võivad ühineda aluse hüdroksüülidega või asendada metalli aatomitega, ja 2) aatomite rühmi (või üksiku aatomi), mida nimetatakse happejäägiks.

Järgnevais hapete valemities on happejäägid alla kriiputatud:



Happejääke pole võimalik saada vabas olekus.

Iga soola võib vaadelda kui metalli aatomite ühendit happejäägiga. Näiteks:

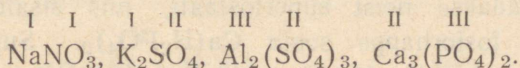


Soola nimetus koosneb happe ja metalli nimetusest: lämmastikhapu naatrium, väävelhapu kaltsium, fosforhapu kaalium jne. Erandiks on keedusoola (kloornaatrium) ja mõnede teiste soolade nimetused.

Mõne happejäägiga saab ühineda ainult üks vesiniku või üks ühevalentse metalli aatom ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{KNO}_3$ ). Sellised happejäägid on ühevalentsed. Happejäägid, millega võib ühineda mitu vesiniku aatomit, on mitmevalentsed. Näiteks on väävelhappe happejääk ( $\text{SO}_4$ ) kahevalentne. Fosforhappe happejääk ( $\text{PO}_4$ ) on kolmevalentne.

VII klassis õpitavate metallide valents on järgmine: kaalium, naatrium ja hõbe on ühevalentsed, alumiinium kolmevalentne, raud võib olla kahe- ja kolmevalentne, teised metallid on kahevalentsed.

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.

Mineraalväetistena antakse mullale lämmastikku, fosforit ja kaaliumi sisaldavaid soolasid.

Põhilised lämmastikku sisaldavad mineraalväetised on salpeetrid (vt. ptk. VII, p. 6). Peale nende tarvitatakse väetistena veel järgmisi soolasid:  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  — väävelhapu ammoonium ehk ammooniumsulfaat,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  — lämmastikhapu ammoonium ehk ammooniumsalpeeter.

Nende soolade molekulides on happejääk seotud mitte metalliga, vaid ühevalentse aatomite rühmaga  $\text{NH}_4$ , mida nimetatakse ammooniumiks. Soolad, mis sisaldavad seda aatomite rühma, kannavad ammooniumsoolade nimetust.

Suur tähtsus põllunduses on fosforhappe ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) sooladel. Fosforhapu kaltsium [ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ] on looduses väga levinud. Ta kuulub fosforiidi ja apatiidi koostisse ja on luude koostusaineks.

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

Et fosforhapu kaltsium [ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ] on praktiliselt vees lahustumatu, ei saa taimed seda mullast vahenditult omandada küllaldasel määral isegi siis, kui ta on hästi peenestatud. Seepärast muudetakse fosforiidid ja apatiidid keemiatööstustes paremini lahustuvateks sooladeks. Väävelhappe toimel saadakse neist superfosfaati, mis sisaldab hästi lahustuvat fosforhappe soola  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ . Superfosfaati tarvitatakse puuvillapõõsaste, suhkrupeedi ja teiste tehniliste kultuuride väetamiseks.

Tähtsamad kaaliväetised on kloorkaalium ( $\text{KCl}$ ), väävelhapu kaalium ( $\text{K}_2\text{SO}_4$ ) ja süsihapu kaalium ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ). Viimast sisaldub kaunis suurel määral taimede tuhas.

Neljanda viisaastaku lõpuks toodavad meie tööstused kaks korda rohkem mineraalväetisi kui enne sõda.

Enne nõukogude võimu kehtestamist ei toodetud ega kasutatud Venemaal peaaegu üldse mineraalväetisi. Vähene hulk fosforiidijahu, mida tarvitasid üksikud mõisnikud, veeti sisse välismaalt.



Akadeemik Fersman  
(1883—1945).



S. M. Kirov  
(1886—1934).

Praegune mineraalväetiste tootmine on nõukogude keemiatööstuse suureks saavutuseks.

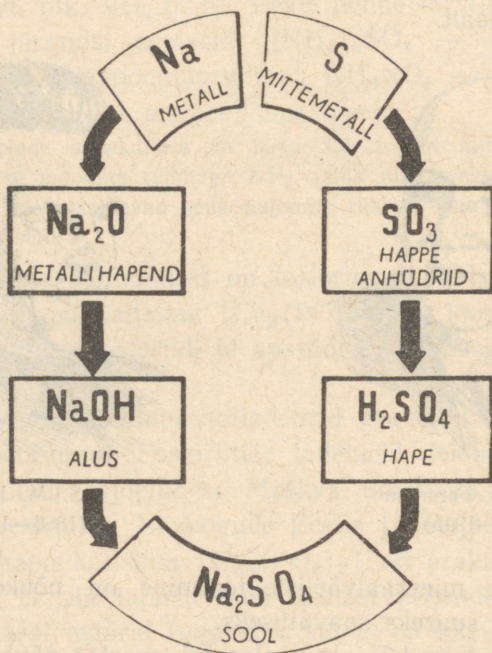
Apatiililademed Koola poolsaarel avastas nõukogude akadeemik Fersman. Apatiidi tootmist ja ümbertöötamist organiseeris S. M. Kirov.

## 12. Metallid ja mittemetallid.

Esiatsel 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, kusjuures eraldub suur hulk soojust.

Metallide hapendid on peamiselt aluselised. Mõned metal-



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

lid võivad asendada vesinikku vees ja hapetes ning isegi tõrjuda teisi metalle välja soolade lahustest.

Ka enamik mittemetalle ühineb vahetult hapnikuga (sõe, fosfori, väävli põlemine). Kuid peaaegu kõik mittemetallide hapendid on happelised hapendid (hapete anhüdriidid). Mit-

temetallid ei asenda vesinikku hapetes. Soolade molekulides kuuluvad mittemetallide aatomid happejääkide koostisse. Mittemetallid ühinevad tavaliselt hõlpsasti metallidega.

Vaadeldud liht- ja liitainete klassid erinevad teravalt üksteisest koostiselt ja keemiliste omaduste poolest. Kuid nende vahel on seos, mida saab kujutada skemaatiliselt (joon. 58).

### Küsimusi kordamiseks.

1. Nimetada metallide füüsilisi omadusi.
2. Nimetada metallide ja mittemetallide tähtsamaid keemilisi omadusi.
3. Missuguseid aineid nimetatakse hapenditeks?
4. Missuguseid hapendeid nimetatakse happelisteks, missuguseid aluselisteks?
5. Missuguseid aineid nimetatakse alusteks?
6. Missuguseid aineid nimetatakse leelisteks?
7. Nimetada lahustuvate ja lahustumatute aluste ühiseid omadusi.
8. Nimetada kõigi leeliste ühiseid omadusi.
9. Missugust reaktsiooni nimetatakse neutraliseerumiseks?
10. Missuguseid aineid nimetatakse hapeteks?
11. Nimetada lahustuvate hapete ühiseid omadusi.
12. Mida nimetatakse happejäägiks?
13. Missuguseid aineid nimetatakse sooladeks?
14. Missuguseid soolasid kasutatakse mineraalväetistena?
15. Koostada joonise 58 eeskujul kaltsiumi ja fosfori seose skeem.

## VIII PEATÜKK.

# SÜSINIK. PÕLEMINE.

## A. SÜSINIK.

*Keemiline märk* — C

*Aatomkaal* — 12

### 1. Süsiniku teisendid.

Mis on ühist kõigis vikerkaarevärvides sädeleval vääriskivil teemandil ja harilikul tahmal?

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 põlemisel puhtas hapnikus saame ühe ja sama aine — süsihappegaasi ( $\text{CO}_2$ ). Mingeid teisi elemente peale süsiniku ja hapniku ei leidu teemandi ja tahma põlemise produktides.

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

Looduses on veel üks süsinikust koosnev lihtaine — grafiit. See on metalse läikega pehme mineraal, mis juhib elektrit ja jätab paberile musta joone. Ka tema põlemisel puhtas hapnikus saame ainult süsihappegaasi.

Et teemant, grafiit ja süsi on ühe ja sama aine teisendid, nähtub ka sellest, 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 nende lihtainete kristallides erinevalt.

## 2. Süsi.

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

Puu- ja kondisüsi neelavad (adsorbeerivad) mõningaid gaase. Seda tõendab järgmine katse. Kui panna mõned puusöe tükikesed pruunika gaasiga — lämmastik-kahelishapendiga ( $\text{NO}_2$ ) täidetud kolbi, sulgeda kolb korgiga ja raputada, muutub gaasi värvus kahvatuks ja mõne aja pärast pole pruunikat värvust üldse märgata: süsi neelas lämmastik-kahelishapendi.

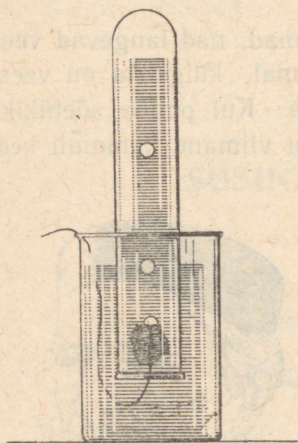
Sellel söe omadusel põhjeb tema kasutamine gaasikaitsetorbikutes. Esimene söega varustatud gaasitorbik valmistati Venemaal 1915. a. akadeemik Zelinski juhtimisel. Gaasitorbikute tarvitusele võtmine 1914.—1918. a. sõjas Vene armees päästis paljude tuhandete sõdurite ning ohvitseride



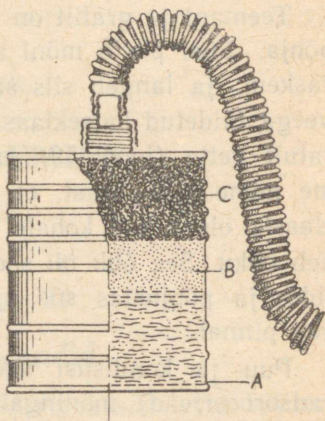
Akadeemik  
N. D. Zelinski.

elu. Ka nüüdisaja gaasitorbiku tähtsaimaks osaks on süsi (joon. 60).

Süsi kõrvaldab lahustest värvaineid. Kui puistata lakmu- selahusesse peenestatud sütt ja pärast seda filtreerida, saame



Joon. 59. Söetükike katse- klaasis. Vesi tõrjub söe pooridest õhu välja.



Joon. 60. Gaasitorbiku kurn lä- bilõikes. A — suitsukurn; B — keemiline kaitsekiht; C — süsi.

värvuseta vedeliku. Sellele söe omadusele on rajatud tema kasutamine tehnilise glütseriini, suhkrusiirupi ja teiste ainete värvusetuks muutmisel.

### 3. Süsiniku keemilised omadused.

Süsinik võib ühineda vesinikuga, hapnikuga, lämmasti- kuga ja väävliga.

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

Lihtsaimad süsiniku ja vesiniku ühendid on metaan ( $\text{CH}_4$ ) ehk soogaas ja atsetüleen ( $\text{C}_2\text{H}_2$ ).

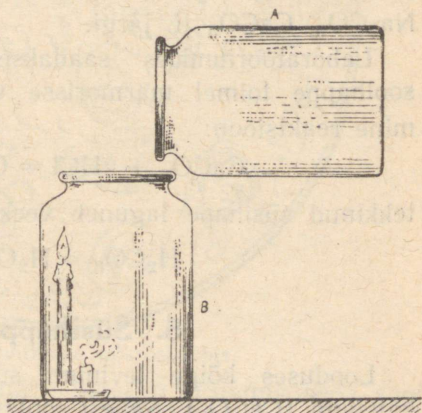
Süsinik võib vahetult ühineda hapnikuga. Uhinemisreaktsioonil vabaneb väga palju soojust. Olenevalt põlemistingimustest tekivad seejuures süsihappegaas ( $\text{CO}_2$ ) (süsinik-kahelishapend) või vingugaas ( $\text{CO}$ ) (süsinikhapend).

#### 4. Süsihappegaas ja süsihape.

Süsihappegaas ehk süsinik-kahelishapend läheb rõhumisel ja jahutamisel üle vedelasse ning isegi tahkesse olekusse; saadakse «kuiv jää». Süsihappegaas on õhust poolteist korda raskem. Teda saab valada ühest nõust teise. Seda näitab järgmine katse.

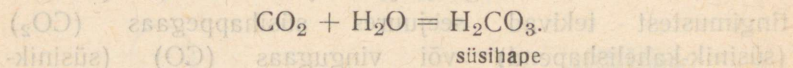
Täidame klaaspurgi A süsihappegaasiga. Purgi täitumist saame jälgida hõõguva pirru abil, mis süsihappegaasis kustub. Teise samasuguse purgi B põhja asetame kaks erineva pikkusega küünalt ja süütame nad põlema. Nüüd valame süsihappegaasi esimesest purgist teise (joon. 61). Niipea kui gaasi tase teises purgis tõuseb küünalde leegini, kustuvad need teineteise järel.

Süsihappegaasi keemiliste omaduste tundmaõppimist alustame küsimuse selgitamisega: missuguste hapendite hulka ta kuulub — aluseliste või happeliste hulka?

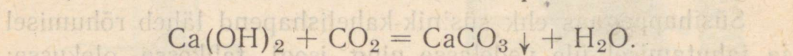


Joon. 61. Küünla kustumine süsihappegaasis.

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

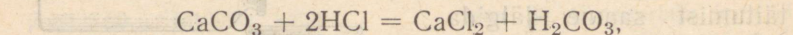


Süsihappegaasi happelised omadused ilmnevad ka tema reageerimisel leelistega. Selle reaktsiooni tulemusena saadakse sool ja vesi. Juhtides näiteks süsihappegaasi lubjavekke, saame vees mittelahustuva süsihappu kaltsiumi:

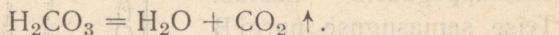


Vabas olekus süsihapet ei leidu, ta esineb ainult lahuses. Tema valem  $\text{H}_2\text{CO}_3$  on kindlaks tehtud tema soolade  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$  jt. järgi.

Laboratooriumides saadakse süsihappegaasi harilikult soolhappe toimel marmorisse või kriidisse. Toimub järgmine reaktsioon:



tekkinud süsihape laguneb veeks ja süsihappegaasiks:



## 5. Süsihappe soolad.

Looduses kõige levinum süsihappe sool on süsihappu kaltsium ( $\text{CaCO}_3$ ). Sellest soolast teiste ainete väheste lisanditega koosnevad marmor, lubjakivi ja kriit.

Marmor on teralise, kristalse ehitusega, hästi poleeritav ja ilusa värvusega. Seetõttu tarvitatakse marmorit ehitiste seinte ja sammaste katmiseks. Enamik Moskva metroojaamu on vooderdatud marmoriga.

Lubjakivi tarvitatakse ehituskivina. Tema puhtamaist sortidest valmistatakse lupja.

Kriit koosneb mereloomade mikroskoopilistest karbiketest (joon. 62). Teda kasutatakse hoonete valgendamiseks ja mõnede paberisortide valmistamisel.

Süsihaput naatriumi ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) leidub looduses harvemini. Väheselt saadakse teda kristallsoodana ( $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ )



Joon. 62. Kriiditükike mikroskoobis.

mõnedest soodajärvedest (näit. Siberis). Enamik seda soola toodetakse keemiatehastes.

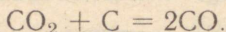
Soodat tarvitatakse paljudes tööstusharudes: klaasi valmistamisel, tekstiiltööstuses jne.

Soodat kasutatakse ka pesu pesemisel<sup>1</sup>.

<sup>1</sup> Ühendit koostisega  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  nimetatakse kaltsineeritud (kuumutatud) soodaks, soodat koostisega  $\text{NaHCO}_3$  aga söögisoodaks. Siberi soodajärvedest saadakse mõlemate soolade segu. Pesupesemisel kasutatakse kaltsineeritud soodat.

## 6. Süsinikhapend.

Kõrgel temperatuuril võib süsihappegaas reageerida söega. Toimub süsihappegaasi taandamine. Selle reaktsiooni tulemusena saadakse süsinikhapend:



Süsinikhapend ehk vingugaas on tervisele äärmiselt kahjulik ja inimesele isegi ohtlik aine. Sattunud kopsudesse, ühineb ta vere hemoglobiiniga, mis pärast seda pole suuteline neelama hapnikku sissehingatud õhust. Selle tagajärjel muutub hingamine kasutuks ja hapniku puudumisel võib järgneda surm nagu lämbumisel. Juba väike süsihappendi lisand õhus takistab korrapärast hapniku juurdevoolu organismi ja tekitab peavalu.

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 süsinikhappendi põlemisel õhus või hapnikus eraldub väga palju soojust. Seetõttu kuulub süsinikhapend paljude küttegaaside koostisse.

## 7. Süsinik looduses.

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

Kõik, mis elab või millalgi elas, sisaldab süsinikku.

Puhast süsinikku teemandina leidub looduses väga harva. Grafiit on looduses juba rohkem levinud. Nõukogude Liidus asuvad tähtsamad grafiidilademed Siberis, Uuralis ja Ukrainas. Süsinikurikkamate ainete põhimassi moodustavad kaevandatavad kivisöed, turvas, põlevkivi, nafta.

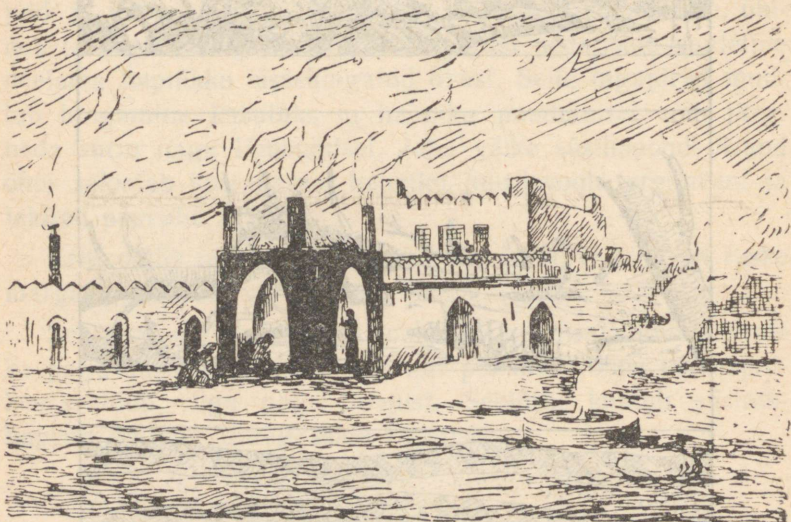


Joon. 63. Kivisöe tekkimine.

Kivisüte tekkeprotsessi algus ulatub kaugeisse ürgaegadesse, millal meie planeedi atmosfäär oli rikkam süsihappegaasist. Tolleaegses niiskes ja soojas kliimas kasvasid ja

surid hiiglapuud. Osa neist sattus veekogude põhja ning kattus muda ja liivakihtidega (joon. 63). Aastatuhandete jooksul toimusid siin puiduga õhu juurdepääsuta keerukad protsessid.

Tekkelt vanim kivisüsi on antratsiit, mis sisaldab kuni 95% süsinikku. Turba tekkimist võime tähele panna praegugi.

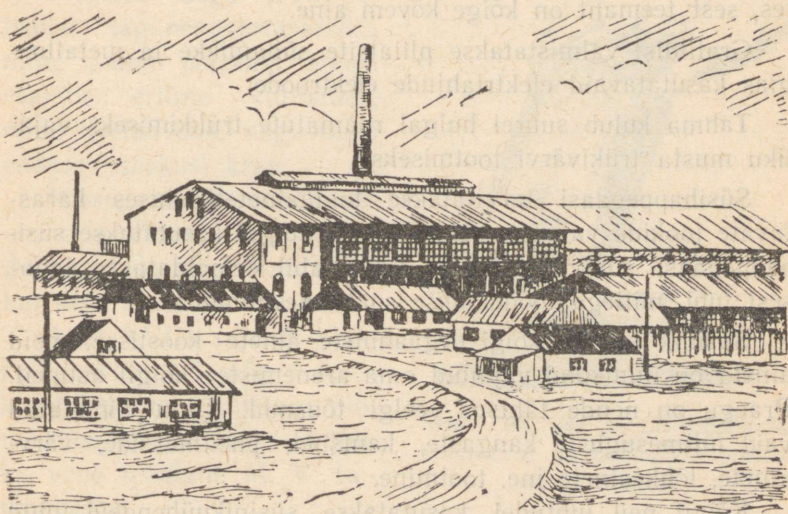


Joon. 64. Tulekumardajate tempel (Kaukaasias), mis oli põleva gaasi väljavoolukohas.

Turba ja kivisöe tekkeprotsessidel eraldub ka metaan, gaas, mida nimetatakse soogaasiks. Teda eraldub soopõhjust, koguneb kivisöekihtide vahele ja nafta leiukohtadesse. Nõukogude Liidus leidub looduslikke põlevaid gaase määratul hulgal Kaukaasias ja Saraatovi ümbruses. Osa Saraatovi gaasi juhitakse gaasijuhtmeid mööda Moskva tehastesse ja

korteritesse; viimastes kasutatakse seda gaasipliitide kütmiseks.

Kaukaasias avastati juba ammu põlevate gaaside voolamine maa seest. Seda kasutati usulistel otstarvetel lihtrahva petmiseks: gaasi väljavoolu kohtadesse ehitati tulekummar-dajate templid (joon. 64).



Joon. 65. Klaasivabrik «Dagestani tuled», mis kasutab looduslikku põlevgaasi.

Praegu töötab Dagestanis klaasivabrik, kus kasutatakse looduslikku gaasi klaasisulatamisahjude 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.

## 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 otsikutest, sest teemant on kõige kõvem aine.

Grafiidist valmistatakse pliiatsite südamikke ja metallurgias kasutatavaid elektriahjade elektroode.

Tahma kulub suurel hulgal raamatute trükkimiseks vajaliku musta trükivärvi tootmiseks.

Süsihappegaasi tarvitatakse toiduainetetööstuses karastavate jookide valmistamisel. Suurel hulgal kasutatakse süsihappegaasi suhkrutööstuses. Tema abil eemaldatakse lahusest lubi, millega töödeldakse suhkrupedi mahla.

Süsinik kuulub kõigi orgaaniliste ainete koostisse; neid aineid on inimkond vajanud oma arenemise keelil astmel. Praegu on nende tähtsus veelgi tõusnud. Olgu nimetatud vaid mitmesuguste kangaste, kautšuki, plastmasside, värvainete, lõhkeainete jne. tootmine.

Kõigil neil juhtudel kasutatakse süsinikuühendeid uute ainete saamiseks. Aga mitte väiksema tähtsusega pole süsinikuühendite kasutamine kütuse põlemisel vabaneva energia allikana.

## B. PÕLEMINE.

### 1. Mis on põlemine.

Raske on kujutleda, mis juhtuks 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.

Pikemat aega loeti põlemist 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.

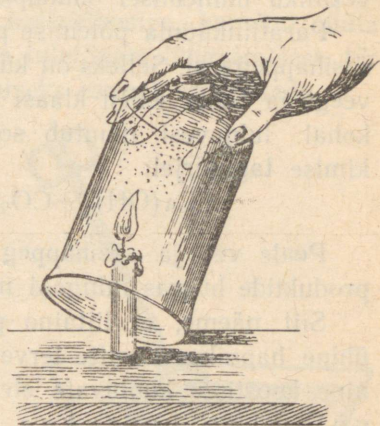
Alles XVIII sajandi keskpaiku avaldasid mõned teadlased kahtlust «tuliaine» olemasolus. Nende hulka kuulub ka vene teadlane M. V. Lomonossov.

Lomonossovi arvates pole õhk mingi tundmatu aine neelajaks, vaid võtab aktiivselt osa põlemisprotsessist. 40 aastat hiljem avaldas Lavoisier põlemise hapnikuteooria. Selle teooria järgi ühineb põlev aine hapnikuga.

Hapniku tundmaõppimisel vaatlesime lihtainete põlemist puhtas hapnikus ja nägime nende hapendite — fosforhappe anhüdriidi ( $P_2O_5$ ), väävlisapendi ( $SO_2$ ) jt. — tekkimist.

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

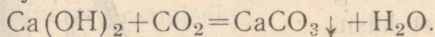
Kas ühinevad nende ainete molekulid hapnikuga või tekiavad siin mingisugused muud reaktsioonid?



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

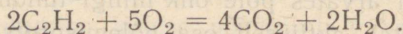
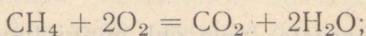
Et sellele küsimusele vastata, tutvume kahest elemendist — süsinikust ja vesinikust — koosneva parafiini põlemise produktidega. Selleks katame põleva parafiinküünla külma kuiva klaasiga (joon. 66). Peagi ilmuvad klaasi siseküljele veepiisakesed. Vesi tekkis parafiini koostisse kuuluva vesiniku ühinemisel õhuhapnikuga.

Parafiinküünla põlemise produktina on kerge avastada ka süsihappegaasi. Selleks on küllalt loputada klaasi seinu lubjaveega ja hoida sellist klaasi natuke aega põleva küünla leegi kohal: lubjavesi muutub sogaseks süsihappu kaltsiumi tekkimise tagajärjel:



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

Siit näeme, et liitaine põlemisel õhus või hapnikus ei ühine hapnikuga mitte terved selle aine molekulid, vaid liitaine koostisse kuuluvate elementide aatomid. Järelikult on põlemine keerukas protsess: põlemisel toimub põleva liitaine lagunemine ja elementide ühinemine hapnikuga. Aga liitainete põlemise reaktsiooni puhul märgitakse ainult hapendi tekkimine, näiteks:



Keemia tunneb ka põlemist hapniku osavõtuta. Nii põlevad mõned metallid väävliaurus ja teistes gaasides.

Kuid alati on põlemine seotud suure hulga soojuse eraldumisega ja valguse tekkimisega.

Seepärast nimetataksegi põlemiseks iga keemilist reaktsiooni, mille tulemusena tekib soojust ja valgust.

Tööstuses ja majapidamises on suurima tähtsusega süsinikku ja vesinikku sisaldavate ainete põlemine õhus.

## 2. Põlemise tingimused.

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

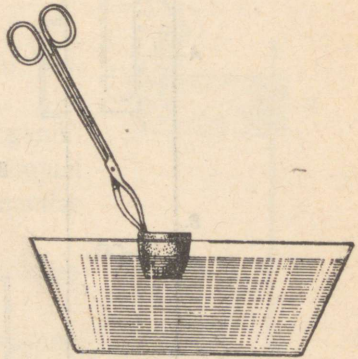
Erinevate ainete süttimis- ja kustumistemperatuurid pole ühtlased: valge fosfor süttib näiteks juba siis, kui teda puudutada kuuma veega täidetud katseklaasiga, bensiini süütamiseks on küllalt temale põleva tuletikuga lähenemisest, tärpentiini tuleb aga tema süütamiseks esmalt soojendada.

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

Tundes põlemise tingimusi on kerge mõista, mis-suguseid vahendeid tuleb tarvitada tulekahjust hoidumiseks ja tekkinud tulekahju kustutamiseks. Kõik nad on rajatud sellele, et takistada õhu juurdepääsu põlevale esemele või madaldada reaktsioonist osavõtvate ainete temperatuuri.

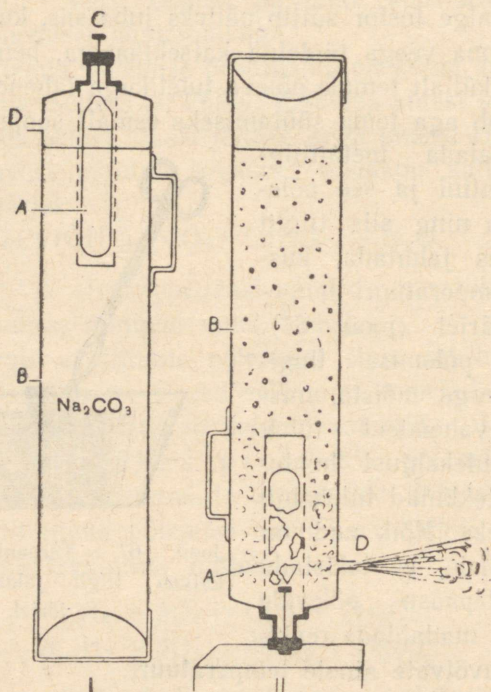
Väikeste tulekahjukollete puhul kaetakse põlev ese pre-sendiga või tekiga. Samal otstarbel kasutatakse käsitulekustutajaid, mis heidavad välja süsihappegaasi sisaldavat vahtu. See vaht katab põleva eseme nagu tekiga.

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



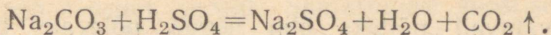
Joon. 67. Tärpentiini põlemine katkeb tiigli jahutamise tagajärjel.

(joon. 68). Sooda ja erilised vahtu tekitavad ained lahustatakse vees ja saadud lahusega täidetakse tulekustutaja kest B. Kustutaja ülemises otsas on liikuv terasvarras — lööknõel C, mille ots ulatub kaanest väljapoole.



Joon. 68. Käsitulekustutaja. A — klaasnõu happega; B — tulekustutaja raudkest; C — lööknõel; D — väljavooluava.

Tulekustutaja tegevusse rakendamisel pööratakse ta ümber ja lüüakse lööknõela peaga vastu mõnd kõva asja. Lööknõela varras purustab klaasnõu, milles on hape. Seguneva happe ja soodalahuse reageerimisel tekib süsihappegaas:



Vedelik hakkab vahutama ja tingituna gaasi survest tungib ta eriava kaudu kustutajast välja.

Veega tuld kustutades madaldatakse temperatuuri tulekahjukoldes ja samas tekkiv veeaur takistab õhu juurdepääsu põlevatele esemetele.

### 3. Aeglane hapendumine. Plahvatus.

Paljud keemilised reaktsioonid looduses sarnanevad põlemisega.

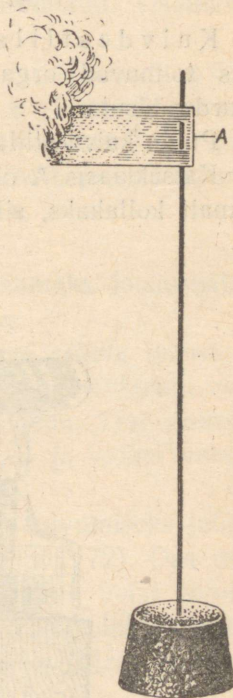
Heina, puulehtede ja teiste orgaaniliste ainete kõdunemisel tekib soojust neis aineis sisalduva süsiniku ühinemise tõttu õhuhapnikuga.

Vahel kiireneb hapendumisprotsess iseenesest ja muutub põlemiseks.

Aine isesüttimist näeme järgmise katse puhul. Kastame tükikese filterpaberi fosfori väävelsüsiniklahusesse ja riputame ta harilikul temperatuuril kuivama. Väävelsüsinik on kergesti aurustuv vedelik, seetõttu ilmuvad peagi filterpaberil väikesed fosforiterakesed; fosfor hapendub nii kiiresti, et paber süttib põlema (joon. 69).

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

Hapendumisreaktsioonid võivad mõnikord toimuda plahvatuse kiirusega;



Joon. 69. Isesüttimine. A — fosfori väävelsüsiniklahusesse kastetud filterpaberi riba.

nii plahvatavad näiteks õhu segud põlevate gaasidega: vesinikuga, atsetüleeniga, kaevandusgaasiga (metaaniga), bensiiniauruga.

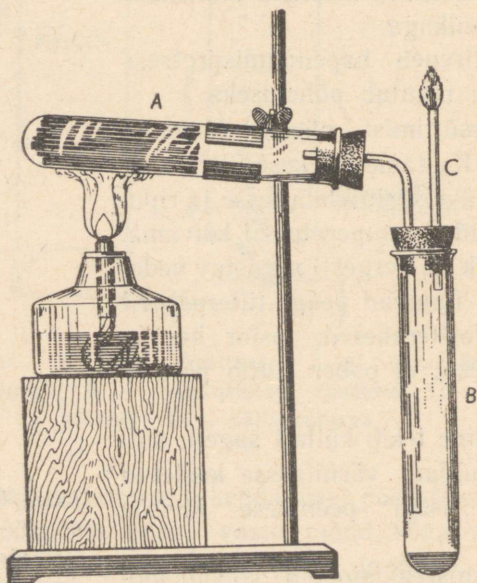
Ka õhu ja söe- või jahutolmu segu võib plahvatada. On teada juhtumeid, et jahuveskites tekkisid läidetud tuletikust või põlevast petrooleumilambist purustavad plahvatused.

#### 4. Kuivdestillatsioon.

Kuivdestillatsiooniks nimetatakse protsesse, mis toimuvad orgaaniliste ainete kuumutamisel ilma õhu juurdepääsuta.

Puidu kuivdestillatsiooni näitab järgmine katse (joon. 70).

Katseklaasis A olevad pirrukeseid muutuvad kuumutamisel esmalt kollakaks, siis söestuvad. Katseklaasi koguneb vee ja



Joon. 70. Puidu kuivdestillatsioon.

tõrva segust koosnev vedelik. Samasuguse koostisega vedeliku koguneb ka katseklaasi B.

Põleva tiku lähendamisel toru C avausele süttib torust väljuv gaas.

Pärast pirrukeste söestumist võtame seadise lahti, võtame saadud söekesed välja ning süütame nad põlema ja võrdleme nende põlemist pirdude põlemisega: erinevalt pirdudest põlevad söed leegita.

Puidu kuivdestillatsiooni vedelad produktid sisaldavad puupiiritust ja äädikhapet.

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

## 5. Leek.

Üheks tähelepanuväärsemaks ja ilusamaks loodusnähtuseks on leek. Värisev leek näib elusana.

Parafiinküünla põlemist jälgides võime tähele panna, et leegil on enam-vähem kindel kuju. Tähelepanelikumal vaatlusel saame leegis eraldada kolm kihti (joon. 71): seesmist tumedamat A ümbritsevad hele koonus B ja väline vaevalt märgatav sinakas kiht C.

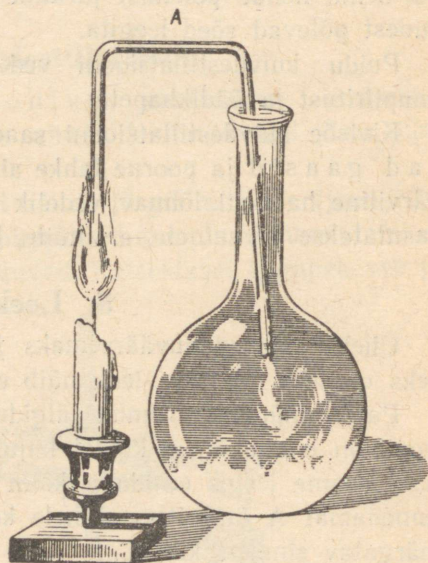
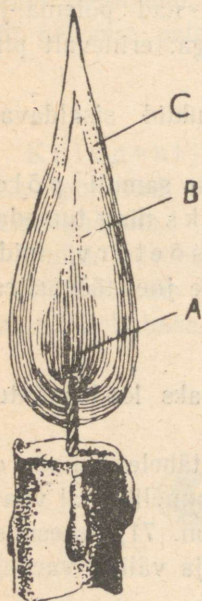
Leegi seesmises osas olevate ainetega tutvumiseks juhime need ained kõvera klaastoru abil kolbi (joon. 72). Osa neist aineist tiheneb ja sadestub tahke parafiinina kolvi seintel, kuna parafiini lagunemise produktid jäävad kolbi gaasilises olekus. Neid gaase saab kõrvale juhtida ja põlema süüdata, nagu on näidatud joonisel 73.

Leegi seesmise osa koostise üle selgusele jõudmiseks asetame sellesse natukeseks ajaks mõne heleda külma eseme, näiteks tiigli portselanist kaane. See kattub kohe tahmaga.

Tähendab, helendav leegiosa sisaldab söeosakesi. Selles

leegiosas toimub hapniku ühinemine süsinikuga. Tekkinud kuumusest hakkavad söeosakesed helendama nagu elektri hõõglambi metallniidikeseid.

Piirituslambi leegi jahedat ja kuumemat osa saab avastada järgmiselt: pistame kiirelt natukeseks ajaks piiritus-



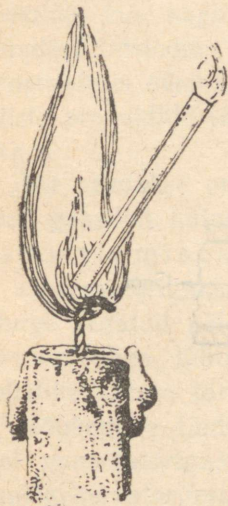
Joon. 71. Küünla leek: A — seesmine «tumedam» osa, B — keskmine helendav koonus, C — leegi väline osa.

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

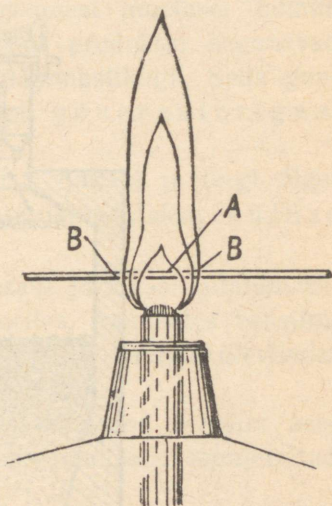
lambi leeki tikukese, nagu on näidatud joonisel 74. Esmalt sõestuvad need tikukese kohad, mis on leegi välises heledamas koonuses, mitte aga keskkohas. Siit järgneb, et leegi seesmise osa temperatuur on madalam.

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

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



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



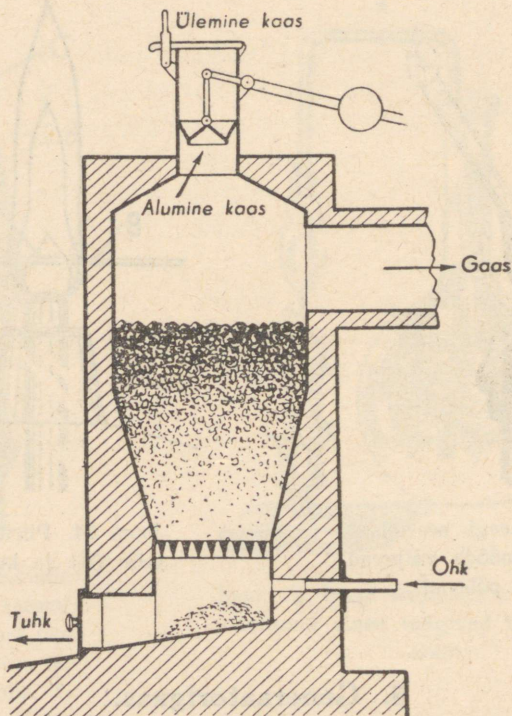
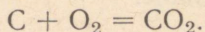
Joon. 74. Piirituslambi leegi jahe (A) ja kuum (B) osa.

## 6. Generaatorigaas.

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

Seda reaktsiooni kasutatakse gaasilise kütuse saamiseks tahkeist ainetest. Reaktsioon toimub erilises ahjus, mida nimetatakse gaasigeneraatoriks. Generaatori skeemi

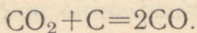
kujutab joonis 75. Gaasigeneraatorit täidetakse ülemise ava-  
use kaudu üle poole sütega. Alumises osas on avauseid, mil-  
lede kaudu tungib õhk generaatorisse. Kõige alumistes kihti-  
des, kus õhu juurdevool on küllaldane, toimub söe täielik  
põlemine, mille tulemusena tekib süsihappegaas:



Joon. 75. Gaasigeneraator.

Seejuures vabaneb palju soojust, mille mõjul generaato-  
ris olevate gaaside (õhulämmastiku ja süsihappegaasi) tem-  
peratuur tõuseb väga kõrgele.

Ülespoole tõustes soojendavad need gaasid sütt ja loovad sellega kohaseid soojustingimusi süsihappegaasi reageerimiseks söega. Toimub reaktsioon:



Edasi tõustes soojendavad tekkinud kuumad gaasid uusi sөekihte, kus hapniku ja süsihappegaasi puudusel toimub kuivdestillatsioon. Kuivdestillatsiooni produktid segunevad generaatoris süsinikhapendi ja õhulämmastikuga. Seda gaasiliste produktide segu nimetatakse generaatorigaasiks.

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

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

Nõukogude Liidus tarvitavad paljud autod bensiini asemel generaatorigaasi, mida saadakse autodele monteeritud gaasigeneraatoritest.

## 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.

Õhu puuduliku juurdevoolu puhul jääb osa süsinikku hapendumata ja läheb 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 tekivat 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 mürgistust süsinikhapendi kaudu.

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

Ei tule unustada, et süsinikhapendil 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 süsinikhapendi puudumist. Süsinikhapendit saab avastada hõõguvate süte kohal oleva sinise tulukese põhjal: süsinikhapend põleb sinaka leegiga.

## 8. Kütuse liigid.

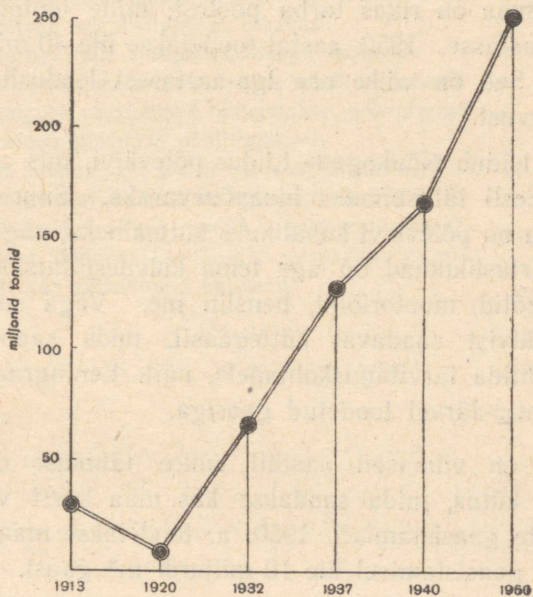
Suurima osa vajalikust energiast saab nüüdisaja tööstus kivisöest, mida toodetakse kogu maailmas hiiglahulkad s: 1940. aastal kaevandati kivisütt üle miljardi tonni.

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

Kivisöest saadavat koksi tarvitatakse metallide väljasulatamisel maakidest.

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

Meie aja kõige täiuslikumaiks soojusjõumasinaiks on sise põlemismootorid, mida kasutatakse vabrikuis, laevadel, autodes ja lennukitel. Need jõumasinad tarvitavad esijoones vedelat kütust — naftat ja selle saadusi.



Joon. 76. Kivisöetoodangu tõus.

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

Naftavarudelt 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. aastaks ette naftatoodangu tõusu 35 miljonile tonnile. See naftameri töödeldakse meie keemiatööstustes bensiiniks, petrooleumiks, määrdeõlideks 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 kütteineks, nagu turvaski. Seda väärtuslikumad on aga tema kuivdestillatsiooni saadused: kütteõlid, mootoriõlid, bensiin jne. Väga suur tähtsus on põlevkivist saadaval küttegaasil, mida saab torustiku kaudu juhtida tarvitamiskohtadele, näit. Leningradi varustamine Kohtla-Järvel toodetud gaasiga.

Üldse on viimaseil aastail suure tähtsuse omandanud gaasiline kütus, mida saadakse kas maa seest või tahkete kütteinete gaasistamisel. 1950. a. toodetakse maapõuest või põlevkivi gaasistamisel üle 10 miljardi m<sup>3</sup> gaasi.

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

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

### Küsimusi kordamiseks.

1. Mille poolest sarnanevad üksteisega grafiit, süsi ja teemant? Mille poolest nad erinevad?
2. Missugusele sõe omadusele on rajatud tema tarvitamine gaasitorbikutes?
3. Nimetage teile tuntud süsiniku ühendeid vesinikuga.
4. Nimetada süsihappegaasi füüsilisi omadusi.
5. Nimetada süsihappegaasi keemilisi omadusi.
6. Nimetada süsinikhapendi omadusi.
7. Nimetage teile tuntud süsihappe soolasiid.
8. Kuidas saada laboratooriumis süsihappegaasi?
9. Missugust reaktsiooni nimetatakse põlemiseks?
10. Nimetada põlemise põhitingimusi.
11. Mida nimetatakse puidu kuivdestillatsiooniks?
12. Missugustest osadest koosneb künula leek?
13. Missuguseid aineid sisaldab generaatorigaas?
14. Milleks (kuidas) kasutatakse generaatorigaasi?
15. Nimetada tähtsamaid kütuseid.

## IX PEATÜKK.

# RAUD JA TEISED METALLID.

## RAUD.

*Raua keemiline märk* — Fe

*Raua aatomkaal* — 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, taotav (sepistatav) läikiv hõbevalge metall; tema erikaal on 7,9, sulamistemperatuur umbes 1530°.

Tähelepanдавaks 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°-sel ja kõrgemal temperatuuril üldse, ilmudes jahtumisel uuesti.

## 2. Raua ja tema ühendite keemilised omadused.

Harilikul temperatuuril puhas raud praktiliselt ei ühine hapnikuga. Öhu käes kuumutamisel kattub raud tumeda tagikorruga, mille koostis on antud valemiga  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .

Seevastu kattub raud, isegi vähesel määral lisandeid sisaldav, ka madalal temperatuuril niiskes õhus roostekorruga. Rooste koostis on keerukas: rooste sisaldab raua hapendeid ja hüdroksüüde ning rauasoolasid.

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

Ka soolades on raud kahe- või kolmevalentne:  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{FeCl}_3$ .

Raud tõrjub vesiniku veest (kõrgel temperatuuril) ja hapetest välja.

## 3. Sulamid. Malm ja teras.

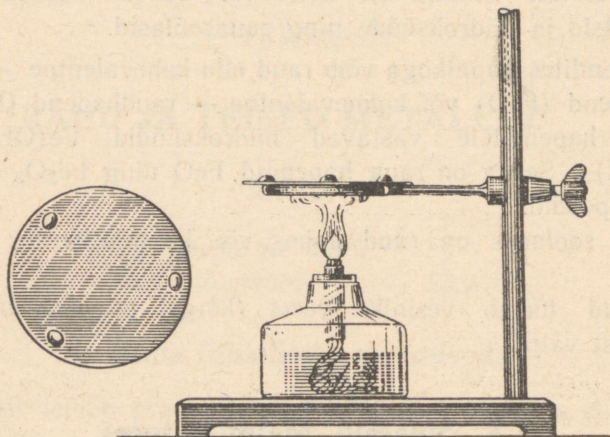
Sulametallid võivad, nagu teisedki vedelikud, üksteises lahustuda või üksteisega või mõningate teiste ainetega seguneda, moodustades sulami.

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 ka 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, nagu on näidatud joonisel 77. Kõigepealt sulab sulam, siis tina ja viimasena seatina.



Joon. 77. Seatina, tina ja nende sulami sulamistemperatuuri võrdlemine.

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 jäävad maha teemandist. Selliseid sulameid tarvitatakse metallide töötlemiseks kasutatavate lõiketerade ja maapuuride otsikute valmistamiseks.

Ka keemilistelt omadustelt erinevad sulamid tunduvalt puhastest metallidest.

Niinimetatud roostevabade teraste keemiline vastupidavus

võimaldab neist valmistada mitmesuguseid keemiatööstuses kasutatavaid aparate, arstiriistu, lusikaid, nuge ning kahvleid. Roostevaba terasega on kaetud ühe ilusaima Moskva metroo jaama «Majakovski väljak» seinad.

Enamiku tehniliste sulamite peamiseks koostusaineks on raud.

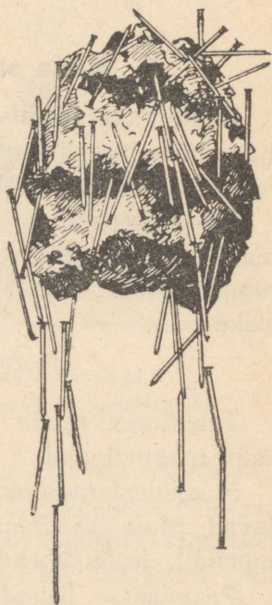
Suured olid meie keemikute-metallurgide teened Suure Isamaasõja ajal: teras, millest meil valmistati tanke ja soomust läbistavaid mürske, oli tunduvalt parem vaenlaste omast.

#### 4. Raud looduses.

Looduses puhtal kujul rauda ei leidu. Oletatavasti koosneb Maa tuumik rauast ja niklist. Seda oletust kinnitab asjaolu, et Maa erikaal on tunduvalt suurem tema koore koostisse kuuluvate kivimite erikaalust. Maakera tuumikut moodustavad rasked metallid — nikkel ja raud — tõstavad Maa erikaalu.

Maakoores leidub palju mineraale, mis sisaldavad rauda. Tähtsamad neist on raua ühendid hapnikuga või väävliga.

Järgnevas tabelis on näidatud ainult mõned neist ühendeist, millel on tööstuslik tähtsus. Esimesed neli on rauamaagid, viimast — püriiti — kasutatakse väävelhappe saamiseks. Kõige suurema rauasisaldusega on magnetiit (joon. 78).



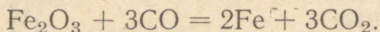
Joon. 78. Tükk magnetiiti.

Nimetus	Valem	Tähtsamad leiukohad
1. Magnetrauamaak ehk magnetiit . . . . .	$\text{Fe}_3\text{O}_4$	Uural (Magnitnaja, Vössokaja, Blagodati mägi), Siber, Taga-Kaukaasia, Kurski oblast
2. Punane rauamaak . . . . .	$\text{Fe}_2\text{O}_3$	Ukraina (Krivoi Rog), Uural
3. Pruun rauamaak . . . . .	$2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$	Uural (Bokalsk), Krimm (Kertiši poolsaar)
4. Rauapagu . . . . .	$\text{FeCO}_3$	Moskva-lähine söebassein
5. Rauarähk ehk püriit . . . . .	$\text{FeS}_2$	Uural, Taga-Kaukaasia, Altai, Kasahstan, Moskva-lähine söebassein

## 5. Raua saamine tema hapenditest.

Puhta raua saamiseks tema hapenditest tuleb neid mõjutada mõne taandajaga. Sellisteks taandajateks võivad olla vesinik, süsinik, süsinikhapend.

Süsinikhapendiga raua taandamise katse teostamiseks saab kasutada joonisel 79 kujutatud seadist. Raudhapendi kuumutamisel süsinikhapendi keskkonnas toimub järgmine reaktsioon:

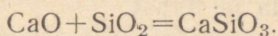


Taandatud rauda saab järelejäänud raudhapendist eraldada magneti abil.

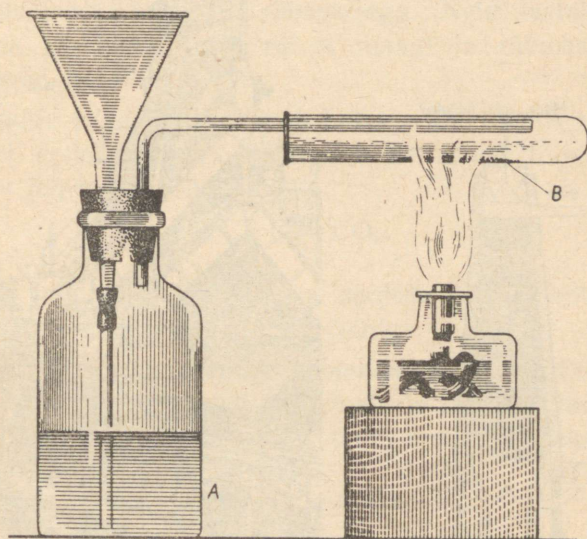
Maakidest raua saamist raskendab see, et maagid sisaldavad peale raudhapendite veel teisi aineid: räni-kahelishapendit, fosforiühendeid, väävelmetalle jt.

Peamiseks lisandiks on enamasti räni-kahelishapend (kvartslüiv) —  $\text{SiO}_2$ . Selle happelise hapendi kõrvaldamiseks

sulandatakse teda mõne maagile lisandatava aluselise hapendiga, näiteks kaltsiumhapendiga. Seejuures toimub järgmine reaktsioon:



Tekkinud ränihapu kaltsium ( $\text{CaSiO}_3$ ) sulab madalamal temperatuuril kui liiv ( $\text{SiO}_2$ ) ja lubi ( $\text{CaO}$ ). Sula-



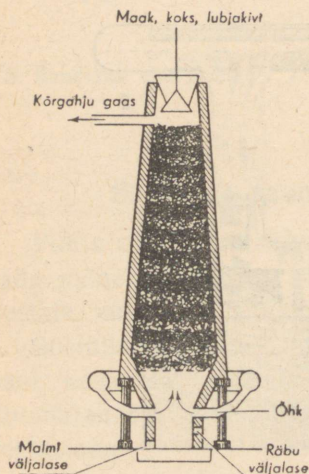
Joon. 79. Raua taandamine süsinikhapendiga.  
Pudelis A — süsinikhapend, katseklaasis B — raudhapend.

nud olekus ei segune ta vedela rauaga ja olles sellest kergem, tõuseb ta raua pinnale. Aineid, mida lisandatakse raua tootmisel maagile, et selles olevad kõrvalained kergemini sulaksid, nimetatakse räbustajateks. Seejuures saadud sulamit, mis koosneb mitmesugustest hapenditest ja sooladest, nimetatakse räbuks.

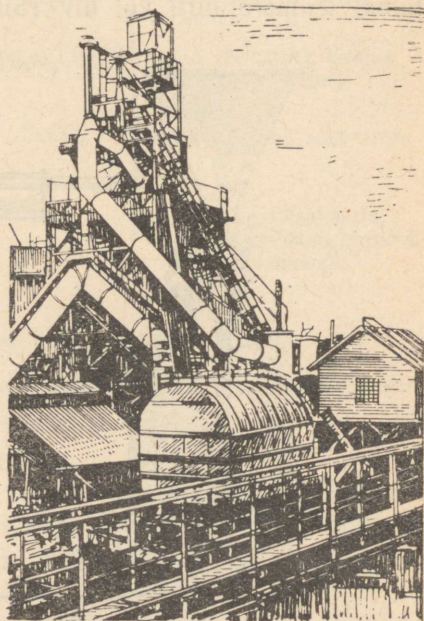
## 6. Malmi saamine.

Rauamaakidest sulatatakse esmalt malmi, millest omakorda saadakse rauda ja terast.

Malmi sulatamine maakidest toimub erilistes ahjudes, mida nimetatakse kõrgahjudeks. Joonisel 80 on too-



Joon. 80. Kõrgahju skemaatiline läbilõik.



Joon. 81. Kõrgahju välisvaade.

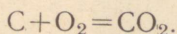
dud kõrgahju skemaatiline läbilõik ja joonisel 81 tema välisvaade. Kõrgahi koosneb kahest alustega ühendatud tüvikoonusekujulisest osast ja alumisest silindrilisest osast; ülemist suurt tüvikoonust nimetatakse šahtiks, silindrilist osa aga koldeks. Kolde alumises osas on avaused: alumine — malmi

väljalaskmiseks, kõrgem — räbu väljalaskmiseks. Need avausead on ahju töötamise ajal saviga suletud ja raiutakse lahti siis, kui on vaja malmi või räbu välja lasta.

Peale selle on kolde ülemises osas veel rida avaasi painutatud metalltorude — furmide jaoks, mille kaudu ahju puhutakse eelsoojendatud õhku.

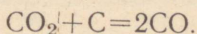
Kõrgahju ülemise avause, suudme kaudu täidetakse kõrgahi rauamaagi, koksi ja rübustajaga. Neid lastakse ahju jaoks ja vaheldumisi, nii et maagi ja rübustaja kihid vahelduvad koksikihtidega.

Furmide kaudu ahju sissepuhutava õhu hapnik reageerib pealpool kollet hõõguva koksiga. Sel kohal toimub koksi süsiniku hapendumine:



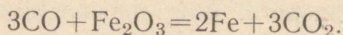
Sellel reaktsioonil vabaneva soojuse tõttu valitseb seal väga kõrge temperatuur (kuni 1700°).

Nii kõrge temperatuurini soojendatud gaasid  $CO_2$  ja  $N_2$  (õhu lämmastik) tungivad kõrgemale ja soojendavad ülemisi söekihte. Teostub süsihappegaasi taandamine koksi süsinikuga:



Nii töötab kõrgahju keskmine osa gaasigeneraatorina.

Kõrgemale tõustes puutub süsinikhapend kokku maagis oleva raudhapendiga ja reageerib sellega:



Jälgime, mis sünnib edasi maagi ja rübustajaga kõrgahjus. Kõrgahju ülemises osas toimub segu kuivamine. Koksi põlemise tagajärjel vajub ahju täidis allapoole ja maak koos rübustaja ning koksiga jõuab kõrgema temperatuuri piir-

konda. Juba temperatuuril 400° algab raua taandumine maagist ja see protsess jätkub maagi edasisel vajumisel.

Koos raua taandumisega toimub ka selle rikastumine süsinikuga. Kõrgemal temperatuuril reageerib süsinik rauaga ja lahustub selles — tekib malm, mis sulab temperatuuril 1100°—1200°.

Samal temperatuuril algab räbu tekkimine. Vedel metall ja räbu valguvad ahju koldesse. Malmist kergem räbu jääb pinnale ja kaitseb metalli hapendumise eest kõrgahju sissepuhutava õhu hapniku toimel.

Iga kahe-kolme tunni järel lastakse räbu kõrgahjust välja ja veetakse vabrikust ära. Rübust valmistatakse ehitusmaterjali, mis edukalt asendab telliseid elamute ja vabrikuhoonete ehitamisel.

Vedel malm lastakse väga suurtesse tulekindlate tellistega vooderdatud raudnõudesse ja suunatakse seejärel teraseks töötlemiseks või malmist esemete valamiseks.

Suurem osa malmist töödeldakse teraseks. Selleks eraldatakse erilistes ahjudes sulamalmist liigne süsinik, väävel, fosfor ja teised lisandid.

## **7. Malm ja teras neljandal viisaastakul.**

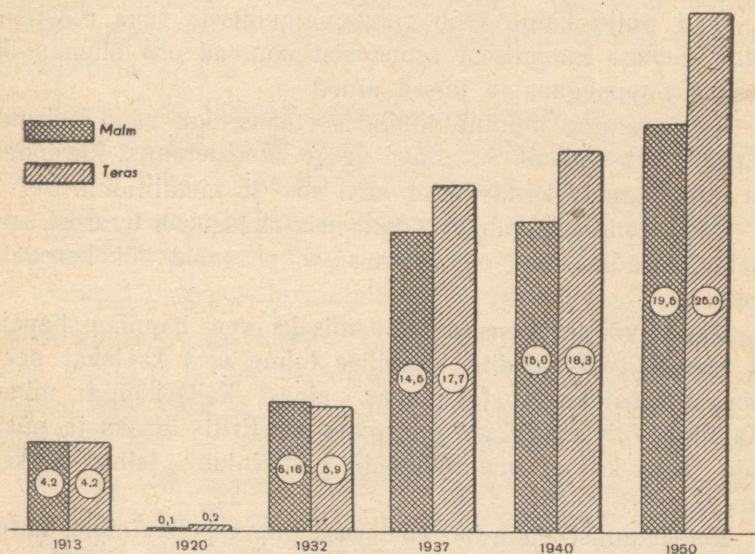
Metall on nüüdisaja majanduse aluseks. Nõukogude Liidus sulatatakse ja töödeldakse määratu suurel hulgal mitmesuguseid metalle, mida vajatakse põllumajanduse mehhaniseerimiseks ja transpordi ning masinaehituse arendamiseks.

Esikohal kõigist toodetavatest ja kasutatavatest 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 vähemalt kuuekords- seks, võrreldes 1913. aastaga.

Joonisel 82 toodud diagramm näitab, et terast toodetakse rohkem kui malmi. Kerkib küsimus: millest sulatatakse terast?



Joon. 82. Mustmetallurgia areng Nõukogude Liidus.

Asi on selles, et terast saadakse peamiselt küll malmist, aga iga aasta sulatatakse veel ümber väga suurel hulgal vanaraua: plekilõikeid, treimislaaste, masinate kulunud osi jne. See kõik läheb terase tootmiseks.

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

## 8. Rauda roostetamine ja vahendid võitluseks selle vastu.

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

Eriti palju kahju toob rahvamajandusele raua roostetamine. Sellest keemilisest protsessist võtavad osa õhuhapnik, vesi, süsihappegaas ja teised ained.

Roostetamine muutub intensiivsemaks, kui raud märgub happeid või soolasid sisaldava veega. Roostetamist kiirendab ka raua pinnale sattuv tolm, eriti söe- ja metallitolm.

Roostetamine algab harilikult neis rauast või terasest esemete kohtades, kus on kriimustusi, pragusid või karedaid kohti.

Raud- või terasesemete kaitsmiseks vee, hapniku, hapete ja happeliste hapendite keemilise toime eest kaetakse need mõnest roostetamist takistavast ainest kaitsekihiga: mineraalõliga, õlivärviga või plastmassiga. Eriti ilusaks ja püsivaks kaitseks on metallkatted: alumiinium, tsink, nikkel, kroom.

Roostetamist pidurdab ka terase pinna poleerimine, kareduse ja roosteplekkide kõrvaldamine.

## 9. Vask.

*Keemiline märk — Cu*

*Aatomkaal — 63,5*

Puhas vask on läikiv punakas metall, erikaalult rauast natuke raskem (vase erikaal on ligi 9). Teda võib kergesti õhukeseks leheks taguda ja peeneks traadiks venitada.

Vask on väga hea soojuse- ja elektrijuht. Elektrijuhtivuselt on vask metallide hulgas teisel kohal: temast paremini juhib elektrit ainult hõbe.

Kuivas õhus kattub vask õhukese hapendikihiga ja muutub värvuselt tumepunaseks. Niiskes õhus tekib vase pinnale rohekas kiht, mille koostisse kuulub ka süsihappu vask.

Vask ei tõrju vesinikku välja veest ega hapetest.

Lämmastikhappes ja kontsentreeritud väävelhappes vask lahustub; tekivad nende hapete soolad. Seejuures eraldub väävelhappes väävlisahapend, lämmastikhappes aga lämmastikhapendid.

Vasesoolade 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.

Sulamitest, mis koosnevad peamiselt vasest, on tähtsaimad messing ja pronks. Messing on vase ja tsingi sulam, pronks aga vase ja tina sulam. Messingist valmistatakse püssipadrunit ja suurtükimürskude kestad.

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 mitmesuguste masinadetailide valmistamiseks.

Mõned vaseühendid on kasutusel põllumajanduses võitluseks kahjuritega: vasevitriol, pariisi roheline jt.

Neljandal viisaastakul on vasetoodang tunduvalt suurenenud. Selleks on kaasa aidanud uute vase leiukohtade avastamine NSV Liidus.

## 10. Alumiinium.

*Keemiline märk — Al*

*Aatomkaal — 27,0*

Alumiinium kuulub «noorte» metallide hulka. Tema tööstuslik tootmisviis leiti kõigest 50 aasta eest. Alumiiniumi saadakse sulanud alumiiniumhapendi ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) elektrolüüsil.

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 väga kerge metall: tema erikaal on 2,7 (2,5 korda rauast kergem). Alumiiniumi saab hästi õhukesteks lehtedeks valtsida ja traadiks tõmmata.

Alumiiniumi sulam — duralumiin (sisaldab peale alumiiniumi vähesel määral vaske ja teisi metalle) — ei ole tugevuselt halvem terasest (ja on sealjuures kerge). Nende omaduste tõttu tarvitatakse duralumiini iga aasta üha rohkem auto- ja eriti lennukitööstuses.

Alumiinium juhib hästi elektrit. Et ta on vasest kergem ja odavam, tarvitatakse teda elektrijuhtmete valmistamiseks.

Alumiinium on hea soojusejuht.

Puhas alumiinium on keemiliselt aktiivne metall. Ta hapendub kiiresti õhus, aga seejuures tekkiv õhuke alumiiniumhapendikiht ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ), tihedalt kattes alumiiniumist eseme pinda, on kaitseks edasise hapendumise eest. Seetõttu valmistatakse temast kõõgiriistu ja muid koduse majapidamise tarbeasju. Hapendikihist vabastatud alumiinium reageerib veega ja hapetega, tõrjudes neist välja vesiniku. Et alumiiniumi hapendikiht lahustub hapetes ja leelistes, ei saa alu-

miiniumist kōõginõusid kasutada happeid või leelisi sisaldava-  
vate lahuste või toitute alalhoidmiseks ja soojendamiseks.

Isegi soolane vesi mõjub pika aja jooksul alumiiniumist  
nõudesse hävitavalt.

#### Küsimusi kordamiseks.

1. Nimetada raua füüsilisi omadusi.
2. Nimetada raua keemilisi omadusi.
3. Kirjutada raua hapendite ja hüdroksüüdide valemid.
4. Kirjutada raua hüdroksüüdide ja väävelhappe vastastikuse toime  
võrrandid.
5. Nimetage teile tuntud raua sulameid teiste metallidega.
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 roostetamise vastu?
13. Missuguseid vase sulameid tunnete?
14. Nimetada vase füüsilisi ja keemilisi omadusi.
15. Milleks ja kus kasutatakse vaske?
16. Nimetada alumiiniumi füüsilisi ja keemilisi omadusi.
17. Milleks ja kus kasutatakse alumiiniumi?

## KOKKUVÕTE

Mõned keemiatööstuse harud tekkisid juba väga vanal ajal: metallide väljasulatamine maakidest, klaasi valmistamine, mõnede hapete saamine.

Keemia kui teadus kujunes siiski viimase 150—200 aasta jooksul, kui avastati keemia põhiseadused ja õpetus materia ehitusest.

Nüüd on raske nimetada mõnda inimese tootmistegevuse ala, milles keemial poleks täita tähtsat osa. Kõigis tööstusharudes, kuhu tungib keemia, toimuvad põhjalikud muutused. On tekkinud rida uusi keemiatööstusi. Ikka sagedamini asendub materjalide mehaaniline töötlemine keemilise.

Keemiatööstus on rajatud ühtede molekulide lagunemisele ja teiste tekkimisele, mille tagajärjel saadakse uued, uute omadustega ained. Et aatomite kombinatsioonide ja uute molekulide tekkimise võimalused on piiramatud, pole näha piiri ka uute keemiatööstuse harude tekkimisele uute ainete saamise eesmärgil.

Mitte väiksem pole keemiliste reaktsioonide puhul vabaneva energia kasutamise võimalus. Peaaegu kõigis nüüdisaja soojusjõumasinate kasutatakse soojust, mis tekib hapniku ühinemisel ainetega, mis sisaldavad vesinikku ja süsinikku.

Nüüdisaja keemia koos füüsikaga on asunud aatomi siseenergia praktilisele kasutamisele.

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 praktiliste 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, metallide ehitusest ja palju muud.

Nõukogude teadlastel on õilsad eesmärgid: rakendada teadus rahva teenistusse, aidata luua materiaalsete hüviste 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 filterpaberit, klaas või kolb puhta veega, mensuur (mõõtklaas), puhastamata keedusool, puhastatud keedusool.

**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. Puhastamata keedusoola lahustamine.

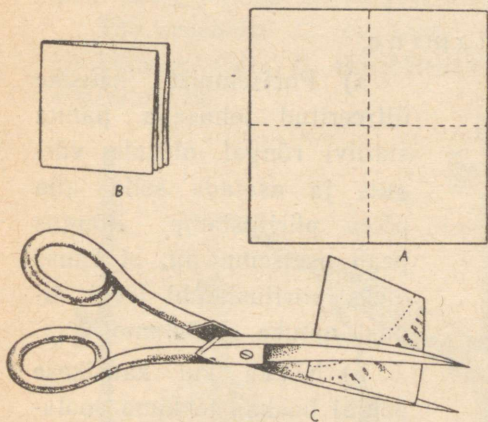
a) Puistata klaasi teelusikatäis puhastamata keedusoola, valada sinna 50 cm<sup>3</sup> vett, klaaspulgakesega hästi läbi segada.

b) Tähele panna lahuse sogaseks muutumist.

3. Filtri valmistamine.

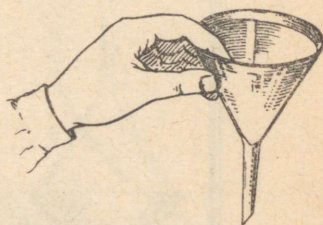
a) Lõigata filterpaberist ruut (joon. 83, A), mille külg on

ligikaudu kaks korda pikem lehtri diameetrist, murda ruut neljaks nii, nagu on näidatud joonisel 83, B, asetada saadud ruut lehrtrisse, nurgaga allapoole, suruda ta vastu lehtrit ning murda väljaulatuv osa lehtri ääre järgi, niiviisi ära märkides, mis liigsena tuleb maha lõigata.



Joon. 83.

Paberist filtri valmistamine.



Joon. 84.

Filtri asetamine lehrtrisse.

b) Võtta filter lehtrist välja ning kääridega lõigata märgitud kaarele paralleelselt (pisut lähemale sisenurgale) liigne osa maha (joon. 83, C).

c) Lõigatud filter asetada koonusena lehrtrisse, surudes paberit sõrmedega vastu lehtrit; niisutada veega, et paber tihedalt klaasi külge liibuks (joon. 84).

d) Filtri äär peab olema natuke madalamal (0,5 cm) lehtri äärest.

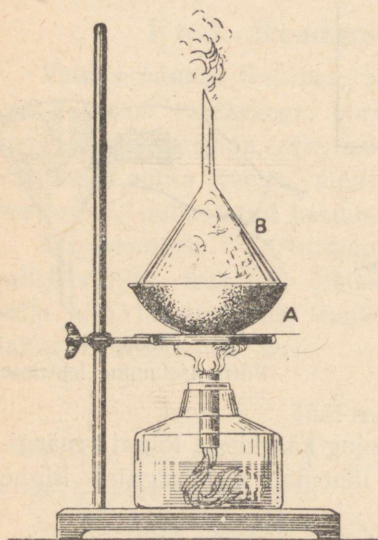
#### 4. Filtreerimine.

a) Asetada lehter filtriga statiivi rõngasse, kinnitades viimase nii, et lehtri toruke puudutaks klaasi äärt (joon. 4, lk. 9).

b) Et filtreeritav vedelik satuks filtrisse, valatakse teda klaaspulgakest mööda, nagu on näidatud samal joonisel. Filtris oleva vedeliku pind ei tohi tõusta filtri äärteni.

c) Kui filtraat (filtreeritud vedelik) on sogane, tuleb seda veel kord filtreerida.

## 5. Lahuse aurustamine.



Joon. 85. Lahuse kuivaks aurustamine. A — portselankauss lahusega; B — klaaslehter.

a) Portselanist kausike filtreeritud lahusega panna statiivi rõngal olevale võrgule ja asetada selle alla põlev piirituslamp. Rõngas peab asetsema nii, et kauss oleks piirituslambi 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 kuivaks aurustamine.

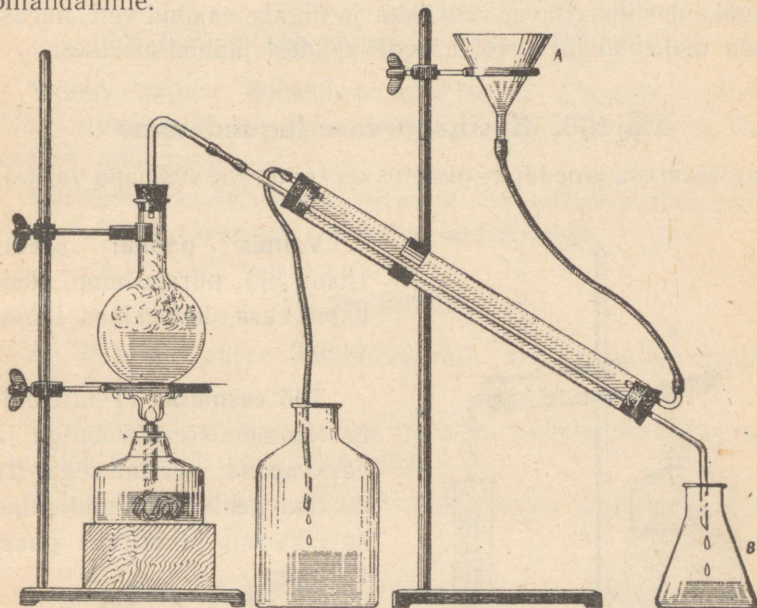
Kui lahusest on vaja eemaldada kogu vesi, kae-

takse kausike lõpupoole kummuli keeratud lehtliga (joon. 85), et takistada vedeliku pritsumist ja soola kadu; jätkata kausikese oleva lahuse soojendamist kuni vee täieliku aurustumiseni.

## II töö. Destilleeritud vee saamine.

**Valmis panna:** destilleerimisseadis (joon. 86), suurem nõu jahutajast tuleva vee jaoks, klaas külma veega, vasevitrioli lahus (või mõni muu värviline vedelik), piirituslamp, kolb destilleeritud vee kogumiseks.

**Töö eesmärk:** 1) tutvumine ainete puhastamisega destilleerimise teel; 2) destilleerimisseadise kasutamise oskuse omandamine.



Joon. 86. Destilleerimisseadis.

### Töö teostamine.

a) Koostada joonisel 86 näidatud seadis. Asetada piirituslambi alla puidust klots nii, et piirituslambi leek puudutaks võrku ainult ülemise, kuumema osaga. Valada kolbi vasevitrioli lahust või mõnda muud värvilist vedelikku.

b) Valada jahutajasse lehtri A kaudu külma vett.

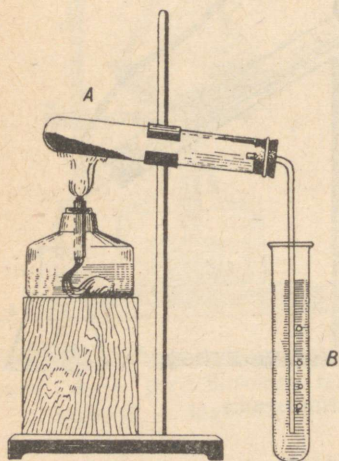
c) Ajada vesi kolvis keema, jälgida destilleeritud vee tilgakeste ilmumist jahutaja torus ja nende langemist vastuvõtjasse B.

d) Jätkata katset, kuni on kogunenud umbes 10 cm<sup>3</sup> destilleeritud vett.

e) Võrrelda saadud vett selle vedelikuga, mida destilleeriti. Valada klaasitükikesele või puhtale metallplaadikesele tilgake destilleeritavat vedelikku ja tilgake saadud vett, auruatada mõlemad ja võrrelda vedelikkudest jäänud plekikesi.

### III töö. Süsihappu vase lagundamine

(lagundatava aine täpne nimetus on «aluseline süsihappu vask»).



**Valmis panna:** seadis (joon. 87), piirituslamp, süsihappu vask, katseklaas lubjaveega.

**Töö eesmärk:** 1) tutvumine lagunemisreaktsiooniga ja vaskhappendi välimusega; 2) tahkete kehade kuumutamine katseklaasis ja erituva gaasi uurimine.

#### Töö teostamine.

a) Koostada joonisel 87 näidatud seadis.

b) Puistata katseklaasi A noaotsatäis süsihaput vaske.

Joon. 87. Süsihappu vase lagundamine. Katseklaasis A — süsihappu vask; katseklaasis B — lubjavee. Katseklaasi A korgi juurde koguneb vesi.

c) Kuumutada katseklaasi A sellel kohal, kus on süsihapu vask.

d) Vaadelda: kuumutatava aine värvuse muutumist, veetilgakeste tekkimist katseklaasi seintel, lubjavee sogaseks muutumist katseklaasis B.

e) 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 rauavitrioli välimusega, nende lahuste värvusega, asendusreaktsiooniga.

#### **Töö teostamine.**

a) Võrrelda vase- ja rauavitrioli kristallide ja nende lahuste värvust.

b) Asetada nael vasevitrioli lahusega täidetud katseklaasi. Vaadelda vasekihi tekkimist sellel.

c) Seletada katsed atomistlik-molekulaarse teooria põhjal.

#### **V töö. Hapniku saamine ja omadused.**

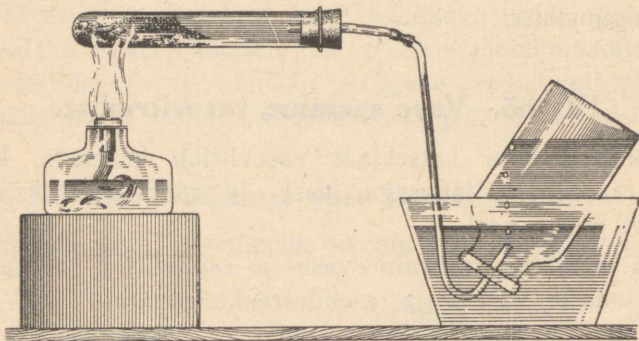
**Valmis panna:** seadis hapniku saamiseks (joon. 88), klaaspurk, tükike puusütt, papist sõõr, rauast lusikake väävli ja söe põletamiseks, väävel, permangaanhapu kaalium, piirituslamp.

**Töö eesmärk:** 1) hapniku saamisega ja omadustega tutvumine; 2) vees vähelahustuvate või praktiliselt lahustumatute gaaside kogumine.

## Töö teostamine.

### 1. Hapniku saamine.

a) Puistata katseklaasi umbes  $\frac{2}{3}$  selle mahust permangaanhaput kaaliumi ja koostada seadis, nagu on näidatud joonisel 88.



Joon. 88. Hapniku saamine ja kogumine klaasipurki vee all.

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, liigutades tema all edasi-tagasi piirituslampi, 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 vee all papist sõõriga, võtta 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 lõrkele lööb, võtta ta purgist välja, et hoida hapnikku järgnevaks katseks.

b) Panna raudlusikakesse veidi väävlit, süüdata see piirituslambil ja viia hapnikupurki.

c) Võrrelda väävli leeki väävli 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 kokkuvõte hapniku keemilistest omadustest.

## VI töö. Vesiniku saamine ja omadused.

**Valmis panna:** seadis vesiniku saamiseks (joon. 89), katseklaas, kõver klaastoruke, tsink, soolhape (15%-line), vaskhapend, piirituslamp.

**Töö eesmärk:** 1) vesiniku saamisega ja omadustega tutvumine; 2) tutvumine hapendumis-taandumisreaktsiooniga; 3) vesiniku puhtuse kontrollimine.

### Töö teostamine.

#### 1. Vesiniku saamine.

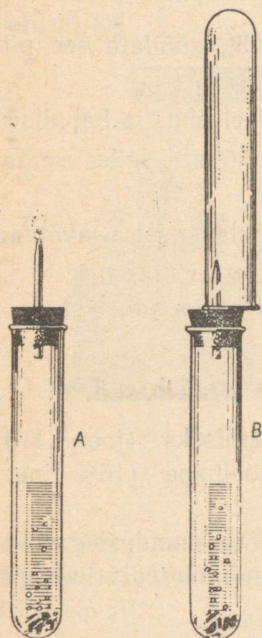
Panna katseklaasi mõned tsiingitükikesed, valada sinna (umbes  $\frac{1}{5}$  katseklaasi mahust) soolhapet ja sulgeda katseklaas korgiga, mida läbib gaasijuhtetoruke (joon. 89, A).

#### 2. Vesiniku puhtuse kontrollimine.

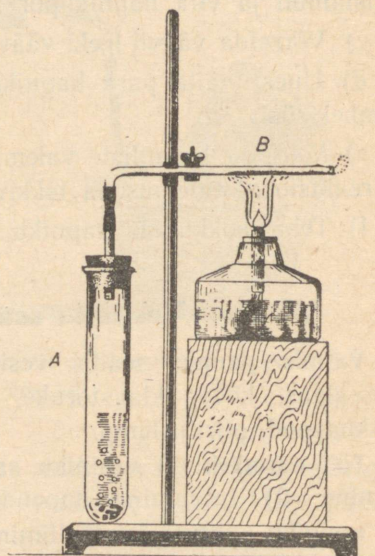
Asetada gaasijuhtetoru avause kohale teine katseklaas (joon. 89, B). Oodata umbes minut, kuni vesinik on katseklaasist õhu välja tõrjunud. Eemaldada katseklaas gaasi

ärajuhtimise torust. Katta katseklaasi avaus sõrmega, lähendada katseklaas piirituslambi leegile, avada katseklaasi avaus ja süüdata gaas.

Vilistav, «haukuv» hääl näitab, et vesinik on segunenud



Joon. 89. Vesiniku saamine. A — vesiniku saamine; B — vesiniku kogumine.



Joon. 90. Vase taandamine vaskhapendist vesiniku toimel. Katseklaasis A tekib vesinik; torus B on vaskhapend.

õhuga. Puhas vesinik süttib väikese plaksuga («pp-a») ja põleb seejärel 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. Puitata klaastorukesse noatsatäis musta vaskhapendit, ühendada toruke seadisega vesiniku saamiseks. Oodata, kuni vesinik on seadisest õhu välja tõrjunud, ja siis kuumutada torukest kohal, kus asub vaskhapend.

Vaadelda vasekihi tekkimist torukese seintel ja veetilgakeste ilmumist torukese külmal osal. Seletada katset. Teha kokkuvõtte vesiniku keemilistest omadustest.

## VII töö. Happed ja nende omadused.

**Valmis panna:** alus katseklaasidega, pudelikesed väävel-, sool- ja lämmastikhappega, lakmus (lahus või neutraalse lakmuselahusega immutatud paberiribad), pudelike naatriumhüdrosüüdi lahusega, portselanist kausike, piirituslamp, klaaspulgake või -toru.

**Töö eesmärk:** 1) tutvumine hapete üldiste keemiliste omadustega ja 2) hapete kindlakstegemine indikaatorite abil.

### Töö teostamine.

#### 1. Hapete toime lakmusesse.

Panna lakmuspaberi ribakesele igast happest üks tilk. Vaadelda nende mõju lakmusele. Tilgakesi tuleb võtta klaaspulga või -toru abil.

#### 2. Leelise toime happesse (neutraliseerimine).

a) Valada portselankausikesse 3—4 tilka soolhapet ja lisada 1 tilk lakmuse või fenoolftaleiini lahust. Kuidas muutub lakmuse värvus (värvus puudub, kui kasutati fenoolftaleiini)?

b) Klaaspulgakese abil tilgutada happesse naatriumhüd-  
roksüüdi lahust, kuni lakmus muutub värvuselt violetseks  
(fenooltaleiini puhul nõrga vabarnavärvuse saamiseni).

Enne naatriumhüdroksüüdi tilgakese võtmist tuleb klaas-  
pulgakest iga kord puhtas vees loputada.

c) Saadud neutraliseeritud lahus aurustada.

d) Võrrelda aurustamisel tekkinud jääki kuiva keedu-  
soolaga.

3. Hapete toime metallidesse.

a) Valada kolme katseklaasi 1—2 cm<sup>3</sup> väävel-, sool- ja  
lämmastikhapet.

b) Igasse happega katseklaasi asetada väike tükike  
tsinki.

c) Teha kindlaks, missugusest katseklaasist eraldub  
vesinikku, missugusest pruuni gaasi.

d) Nimetada kõigi hapete ühiseid keemilisi omadusi.

## VIII töö. Alused ja nende omadused.

**Valmis panna:** katseklaas naatriumhüdroksüüdi tükikesega,  
kolb puhta veega, 2 katseklaasi, klaastoruke ning naatrium-  
hüdroksüüdi, väävelhapu vase, kloorraua ja väävelhappe  
(1%-line) lahused, pesunõu veega, käterätt.

**Töö eesmärk:** 1) tähtsamate aluste omadustega tutvu-  
mine; 2) leeliste kindlakstegemine indikaatorite abil.

### Töö teostamine.

1. Lahustuvad alused (leelised).

Katseklaasi, milles on väikesed sööbenaatriumi tükikesed,  
lasta mõni tilk vett, loksutada ja jälgida leelise lahustumist.

## 2. Leeliste lahuste omadusi.

a) Viia klaaspulgakesega üks tilgake saadud lahust punasele lakmuspaberile, teine tilk valgele paberile, mis on kastetud fenoolftaleiini lahusesse. Vaadelda värvuse muutumist.

b) Hõõruda lahusetilgakest sõrmede vahel ja tähele panna lahuse seebistumist. Otsekohe pärast katset sõrmi põhjalikult pesta.

## 3. Lahustumatute aluste saamine.

a) Saada järgmised lahustumatud alused: vaskhüdrosüüd —  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  ja raudhüdrosüüd —  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Selleks valatakse ühte katseklaasi 3—4  $\text{cm}^3$  väävelhapu vase lahust ( $\text{CuSO}_4$ ), teise — niisama palju kloorraua ( $\text{FeCl}_3$ ) lahust. Edasi valada kummassegi katseklaasi 3—4  $\text{cm}^3$  naatriumhüdrosüüdi lahust.

b) Vaadelda saadud hüdrosüüde ja kirjutada reaktsioonide võrrandid. Hüdrosüüdid hoida alal järgmise katse jaoks.

## 4. Lahustumatute aluste ja hapete vastastikune toime.

a) Kui vaskhüdrosüüd on sadestunud katseklaasi põhja, valada temalt vedelik.

b) Katseklaasi jäänud hüdrosüüdile tilgutada väävelhapet kuni hüdrosüüdi täieliku lahustumiseni. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

c) Võrrelda saadud lahuse värvust lahjendatud vasevitrioli värvusega.

d) Nimetada kõigi aluste (lahustuvate ja lahustumatute) ühiseid omadusi.

## IX töö. Puidu kuivdestilleerimine.

**Valmis panna:** seadis puidu kuivdestilleerimiseks (joon. 70), statiiv klambriga, piirituslamp, pirrukesi, sinise lakmuse lahust (või sinist lakmuspaberit).

**Töö eesmärk:** tutvumine puidu kuivdestillatsiooni protsessiga ja selle produktidega.

## Töö teostamine.

a) Täita umbes  $\frac{2}{3}$  katseklaasist tuletiku-jämeduste puidutükikestega.

b) Koostada seadis vastavalt joonisele 70.

c) Soojendada esmalt kergelt kogu katseklaasi, siis kuumutada seda kohta, mis on täidetud puidutükikestega.

d) Vaadelda valge suitsu ja veetilgakeste ning siis puutõrva tekkimist katseklaasis B.

e) Süüdata torukesest C väljuv gaas põleva pirru abil.

f) Joonistada seadis ja kirjeldada tehtud katset.

g) Võtta seadis lahti, süüdata katseklaasist võetud söetükikesi piirituslambil ning võrrelda nende põlemist pirru põlemisega (süsi põleb leegita).

h) Tilgutada tekkinud vedelikku sinisele lakmuspaberile ja vaadelda värvuse muutumist.

i) Nimetada, missuguseid aineid saadakse puidu kuivdestilleerimisel.

## X töö. Leek.

**Valmis panna:** piirituslamp, küünal, papist sõõr, puhas klaas, lühike sirge klaastoru, lühike kõveraks painutatud klaastoru, katseklaas, pudelike lubjaveega, pird.

**Töö eesmärk:** tutvumine küünla leegi koostise ja ehitusega.

## Töö teostamine.

1. Küünla kinnitamine alusele.

a) Süüdata küünal põlema, tilgutada papist sõõri keskohta sulanud parafiini, asetada sellele küünal ja hoida kinni, kuni parafiin on tardunud.

b) Asetada selliselt kinnitatud küünal lauale.

2. Küünla leegi joonistamine.

3. Tutvumine seesmise tumeda koonuse koostisega.

Juhtida pintseti abil leegi alumisse tumedamasse ossa klaastoruke (joon. 73) ja süüdata torust väljuvad gaasid.

4. Süsiniku osakeste avastamine leegi keskmises osas.

Asetada leegi sellesse ossa portselanist tiigli kaane või portselankausi tükike.

Panna tähele tahma tekkimist portselanesemel.

5. Veeauru ja süsihappegaasi avastamine küünla põlemise produktides.

a) Lühikeseks ajaks katta küünla leek külma kuiva klaasiga. Jälgida veepiisakeste (kaste näol) tekkimist (joon. 66) klaasi siseküljel.

b) Loputada puhta klaasi sisekülgi lubjaveega ja korrata katset. Panna tähele klaasi seintele jäänud lubjavee sogaseks muutumist.

c) Nimetada, missugused ained on küünla leegi eri osades.

## **XI töö. Metallid ja nende omadused.**

**Valmis panna:** plekist sõõr, tina, seatina; tina ja seatina sulami tükikesed, raudnaelad, vasktraat, tsingist plaadike, magneesiumilindike, soolhappe lahus, piirituslamp.

**Töö eesmärk:** tutvumine metallide mõningate tähtsamate omadustega.

### **Töö teostamine.**

#### **1. Metallide sulatamine.**

a) Lüüa naela abil plekist sõõrisse kolm lohukest ja panna neisse herneterasuured metallitükikesed: ühte tina, teise seatina ja kolmandasse tina ja seatina sulam ( $\frac{2}{3}$  tina ja  $\frac{1}{3}$  seatina).

b) Asetada sõõr statiivi rõngale ja soojendada piirituslambi leegil (joon. 77).

c) Jälgida, missugune metallitükike sulab esimesena, missugune teisena, missugune kolmandana.

2. Vesiniku väljatõrjumine veest ja hapetest.

a) Sooja veega täidetud katseklaasi asetada mõned magneesiumilindi tükikesed ja vaadelda gaasimullikeste tekkimist neil.

b) Ajada vesi katseklaasis keema ja pärast jahtumist lisandada paar tilka fenoolftaleiini lahust. Jälgida värvuse muutumist.

c) Kirjutada vee ja magneesiumi vahel toimunud reaktsiooni võrrand.

d) Nelja katseklaasi, milledes on soolhappe lahus, paigutada magneesiumi, tsingi, raua ja vase tükikesed.

e) Täheldada, missuguses katseklaasis toimub tormiline reaktsioon, missuguses pole teda üldse märgata.

f) Kirjutada vaadeldavate reaktsioonide võrrandid.

## Sisukord.

	Lk.
Sissejuhatus . . . . .	3
<b>I PEATÜKK. Ained ja nende omadused. Molekulaarteooria.</b>	
1. Füüsilised ja keemilised nähtused . . . . .	5
2. Ainete omadused . . . . .	6
3. Puhtad ained ja segud . . . . .	8
4. Ainete puhastamine . . . . .	9
5. Aine molekulaarne ehitus . . . . .	12
6. Üleminek vedelast olekust gaasilisse ja ümberpöörduvalt . . . . .	16
7. Üleminek vedelast olekust tahkesse ja ümberpöörduvalt . . . . .	18
8. Puhtad ained ja segud molekulaarhüpoteesi valgusel . . . . .	19
9. Molekulide suurus . . . . .	20
Küsimusi kordamiseks . . . . .	21
<b>II PEATÜKK. Keemilised reaktsioonid. Aatomid. Keemilised valemid.</b>	
1. Lagunemisreaktsioon . . . . .	22
2. Aatomid . . . . .	23
3. M. V. Lomonossov . . . . .	25
4. Ühinemisreaktsioon . . . . .	27
5. Asendus- ehk vahetusreaktsioon . . . . .	30
6. Aatomkaal . . . . .	31
7. Keemilised elemendid . . . . .	33
8. Keemilised märgid ja valemid . . . . .	35
Küsimusi kordamiseks . . . . .	38
<b>III PEATÜKK. Hapnik. Õhk.</b>	
1. Hapniku omadusi . . . . .	39
2. Hapniku looduses . . . . .	42
3. Hapniku saamine . . . . .	43
4. Hapniku kasutamisest . . . . .	44
5. Õhk . . . . .	47
1. Õhu koostis . . . . .	47
2. Õhu kasutamisest . . . . .	51
Küsimusi kordamiseks . . . . .	52

## IV PEATÜKK. Vesinik.

1. Vesiniku omadusi . . . . .	53
2. Vesinik looduses . . . . .	58
3. Vesiniku saamine . . . . .	59
4. Vesiniku kasutamine . . . . .	61
Küsimusi kordamiseks . . . . .	62

## V PEATÜKK. Keemia põhimised seadused.

1. Aine kaalu jäävuse seadus . . . . .	64
2. Aine koostise püsivuse seadus . . . . .	67
3. Arvutusi valemite järgi . . . . .	70
4. Keemilised võrrandid . . . . .	72
5. Valents . . . . .	74
Küsimusi kordamiseks . . . . .	77

## VI PEATÜKK. Vesi ja lahused.

1. Vee füüsilised omadused . . . . .	78
2. Vee keemilised omadused . . . . .	78
3. Leelised . . . . .	80
4. Hüdraadid . . . . .	81
5. Tahkete ainete lahustuvus vees . . . . .	82
6. Lahustuvus erinevail temperatuuridel . . . . .	84
7. Lahustumine atomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt . . . . .	87
8. Vedelike ja gaaside lahustuvus vees . . . . .	87
9. Vesi looduses . . . . .	89
10. Vesi inimese teenistuses . . . . .	90
Küsimusi kordamiseks . . . . .	93

## VII PEATÜKK. Tähtsamad happed, alused, hapendid ja soolad.

1. Soolhape . . . . .	94
2. Soolhappe soolad . . . . .	98
3. Väävelhape . . . . .	99
4. Väävelhappe soolad . . . . .	102
5. Lämmastikhape . . . . .	103
6. Lämmastikhappe soolad . . . . .	104
7. Hapete koostis ja üldised omadused . . . . .	105
8. Alused . . . . .	105
9. Aluselised ja happelised hapendid . . . . .	109
10. Soolade koostis ja nimetus . . . . .	110
11. Mineraalvætised . . . . .	112
12. Metallid ja mittemetallid . . . . .	113
Küsimusi kordamiseks . . . . .	115

## VIII PEATÜKK. Süsinik. Põlemine.

## A. Süsinik.

1. Süsiniku teisendid . . . . .	116
2. Süsi . . . . .	117

3. Süsiniku keemilised omadused . . . . .	118
4. Süsihappegaas ja süsihape . . . . .	119
5. Süsihappe soolad . . . . .	120
6. Süsinikhapend . . . . .	122
7. Süsinik looduses . . . . .	122
8. Süsiniku kasutamine . . . . .	126

### B. Põlemine.

1. Mis on põlemine? . . . . .	126
2. Põlemise tingimused . . . . .	126
3. Aeglane hapendumine. Plahvatus . . . . .	131
4. Kuivdestillatsioon . . . . .	132
5. Leek . . . . .	133
6. Generaatorigaas . . . . .	135
7. Kütuse tarvitamine . . . . .	137
8. Kütuse liigid . . . . .	138
Küsimusi kordamiseks . . . . .	141

## IX PEATÜKK. Raud ja teised metallid.

### Raud.

1. Raua füüsilised omadused . . . . .	142
2. Raua ja tema ühendite keemilised omadused . . . . .	143
3. Sulamid. Malm ja teras . . . . .	143
4. Raud looduses . . . . .	145
5. Raua saamine tema hapenditest . . . . .	146
6. Malmi saamine . . . . .	148
7. Malm ja teras neljandal viisaastakul . . . . .	150
8. Raua roostetamine ja vahendid võitluseks selle vastu . . . . .	152
9. Vask . . . . .	152
10. Alumiinium . . . . .	154
Küsimusi kordamiseks . . . . .	155

## Kokkuvõte . . . . . 156

## Laboratoorsed tööd . . . . . 158

I töö. Keedusoola puhastamine . . . . .	158
II töö. Destilleeritud vee saamine . . . . .	161
III töö. Süsihapu vase lagundamine . . . . .	162
IV töö. Vase saamine vasevitriolist . . . . .	163
V töö. Hapniku saamine ja omadused . . . . .	163
VI töö. Vesiniku saamine ja omadused . . . . .	165
VII töö. Happed ja nende omadused . . . . .	167
VIII töö. Alused ja nende omadused . . . . .	168
IX töö. Puidu kuivdestilleerimine . . . . .	169
X töö. Leek . . . . .	170
XI töö. Metallid ja nende omadused . . . . .	171

Vastutav toimetaja J. Jakk.  
Keeleline toimetaja M. Kindlam.  
Tehniline toimetaja H. Kohu.

Ladumisele antud 30. I 1950. Trükkimisele antud 24. IV 1950. Trükiarv 10 000. Paber 56×79,  $\frac{1}{16}$ . Trükipoognaid 11. Arvutuspoognaid 9.62. MB-03314. Trükikoda „Tartu Kommunist“, Tartu, Ülikooli 21/23. Tellimise nr. 268.

На эстонском языке.

Д. М. Кирюшкин. Химия для  
VII класса.

Hind rubl. 3.40







A-18428

Rbl. 3.40

TÜ RAAMATUKOGU



1 0300 00505453 3