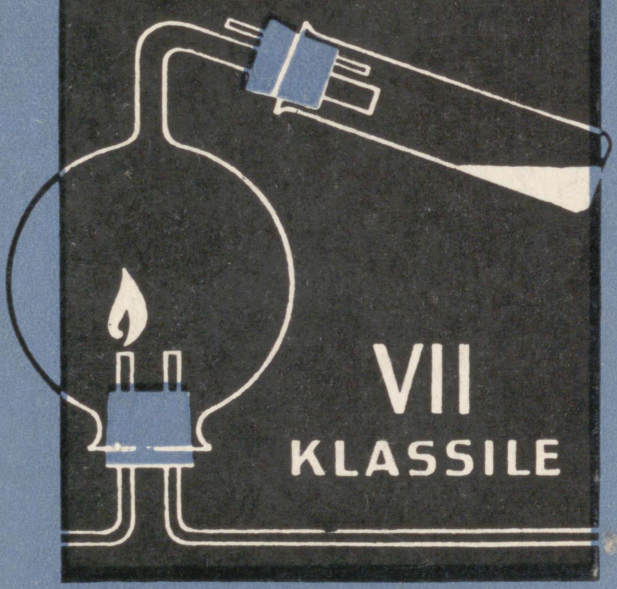
D. KIRJUŠKIN

KEEMIA



VII KLASSILE

A-23701

D. KIRJUŠKIN

KEEMIA

VII KLASSILE

EESTI RIIKLIK KIRJASTUS
TALLINN 1961

Originaali tiitel:

Д. М. Кирюшкин Химия
Учебник для 7 класса средней школы.
Учпедгиз 1959.

Tõlge on kinnitatud Eesti NSV Haridusministeeriumi poolt.

2
Tartu Riikliku Ülikooli
Raamatukogu
51689

ARHIIVKOGU

SISSEJUHATUS

Üks vana-kreeka filosoof ütles, et pole võimalik kaks korda sukelduda samasse jõkke. See näib olevat imelik, eriti neile, kes suvistel päevadel sageli on supelnud ühes ja samas jões. Kui aga hästi järele mõtelda, siis selgub, et supluspaigas vesi järjest vaheldub ning et supleja uuesti vette minnes laskub iga kord uutesse voogudesse. Koos veega kanduvad jões edasi ka liiv ja savi, muutuvad jõe kaldad ja muutub jõe põhi.

Muutuvad aga mitte ainult jõe piirjooned: pidevalt murenevad ja muutuvad ka mäed, mis näivad igavesti muutumatutena.

Pidevalt muutub ka taime- ja loomariik.

Elades alatise liikumise, alatiste muutuste maailmas, on inimene sunnitud pidama võitlust teda ümbritseva looduse mõningate nähtustega, suunama loodusjõudude tegevust oma elutingimuste parandamiseks. Selles võitluses jääb inimene alati võitjaks: tuule ja voolava vee jõud panevad käima masinaid, mis asendavad miljonite inimeste tööd; päikese tuliseid kiiri kasutatakse ammendamatu energiaallikana.

Ümbritsevast loodusest saab inimene kõike vajalikku toidu ja riiete valmistamiseks, elamute ehitamiseks ning muude tarvete rahuldamiseks. Harva kasutab inimene «looduse ande» nende loomulikul kujul; enamikul juhtudel ta töötleb neid.

Võideldes oma elutingimuste parandamise eest, valdab inimene loodusseadusi, loob teadusi, mis aitavad tal paremini ära kasutada loodusjõude ja loodusrikkusi.

Loodusteaduse hulgas tähtsal kohal on keemia.

Meie maal ehitatakse kommunismi, see tähendab niisugust ühiskonda, mis tagab kõikidele oma liikmetele kõikide nende vajaduste rahuldamist. Selleks on aga tarvis kõikide tarbeesemete küllust.

Teadus aitab meil seda ülesannet lahendada.

Meie kolhoosid ja sovhoosid on saavutanud kõrgeid saake, kuid sellest on vähe. Et tõsta saake veel enam ja kaitsta neid põllumajanduslike kahjurite eest, on tarvis palju kõrgekvaliteedilist väetist, on tarvis vahendeid võitluseks kahjuritega ja taimehaigus-

tega. Kõike seda peavad andma keemiatehased, mis töötavad keemiateaduse alusel.

Nõukogude Liidus on alustatud looduse grandioosset ümberkujundamist: põhjas ja läänes kuivendatakse soid, suurendatakse külvipinda, tervendatakse kliimat; lõunas ja idas niisutatakse põuaseid rajoone. Nende tööde jaoks on loodud mitmesuguseid masinaid. Õhu-, vee- ja maatransport ning meie vabrikud vajavad ja saavad suurtes kogustes masinaid ja metallkonstruktsioone. Nende valmistamiseks on tarvis palju metalli.

Looduses metallimaakide leidmise ülesanne kuulub geoloogia valdkonda, maakidest metallide saamise viise töötab välja keemia.

Keemiateadus leiutab ka viise tehisriide saamiseks, mis on tugevam ja ilusam kui looduslik siid, leiutab võimalusi kõige mitmekesisemate värvainete, kasulike ja ilusate klaasist, portselanist, plastmassist jne. toodete valmistamiseks.

Hoolitsedes inimese tervise eest, soodustab meie valitsus arstiteaduse arengut, laiendab raviasutuste võrku, ehitab keemiatehaseid, kus valmistatakse arstimeid ja vahendeid haiguste vältimiseks ja ravimiseks.

Nõukogude kodanikud on rahuarmastavad inimesed. Kuid rahu tuleb kaitsta, riik peab hoolitsema tema kaitse eest. Keemia aitab kaasa ka maa kaitsmisele.

«Keemia sirutab oma käed laialt inimeste toimingutesse,» ütles suur vene teadlane M. V. Lomonossov.

Selle teaduse aluste õppimisele asutegi nüüd.

I PEATÜKK.

AINED JA NENDE OMADUSED. MOLEKULAARTEOORIA.

§ 1. Ained ja nende muutused.

Mida uurib keemia?

Meid ümbritsevaid esemeid võime eristada nende välimuse, s. t. nende kuju, värvuse jne. järgi. Näiteks erineb raudstatiiv kujult nii raudnaelast kui ka raudtraadist ning teistest raudesemetest. Kuid kõik need raudesemed sarnanevad selle poolest, et nad koosnevad ühest ja samast **ainest** — rauast.

Vaskesemetel võib samuti olla erinev kuju, kuid nad koosnevad ühest ja samast **ainest** — vasest.

Seda, millest koosnevad füüsilised kehad, nimetatakse aineks.

Raudnael, vaskplaat, parafiinküünal on füüsilised kehad.

Meid ümbritsevas maailmas toimuvaid muutusi nimetatakse **nähtusteks.**

Nende hulgas eristatakse **füüsikalisi** ja **keemilisi** nähtusi.

Masinadetaili liikumine ja mürsu lend, jää sulamine, vedelike aurumine, elektrilambi helendumine, raua külgetõmbamine magneti poolt, elektri voolamine juhtmes — kõik need on füüsikalised nähtused.

Paljude füüsikaliste nähtuste tagajärjel muutub esemete kuju, näiteks: teeklaasi võib purustada, parafiinitükist võib teha küünla, vasetükist võib taguda vaskanuma.

Niisugustel kordadel saadakse ühest füüsilisest kehast teine füüsiline keha: teeklaasist saadakse hunnikuke klaasikilde, parafiinitükist saadakse küünal jne. Ained aga, millest koosnevad füüsilised kehad, jäävad muutumatuks: klaas jääb klaasiks, parafiin — parafiiniks, vask — vaseks.

Füüsikaliste nähtuste puhul ei esine ühe aine muundumist teiseks.

Vaatleme teistsuguseid nähtusi.

Kuumutame piirituslambi leegil veidi aega vaskplaadikest või

vasktraati. Vask kattub tumeda kihiga, mis püsib vasel ka pärast jahtumist. Vase pinnal tekkinud ainet nimetatakse vaskhapendiks.

Kuumutamisel muundub osa vasest vaskhapendiks.

Raudesemed roostetavad niiskes õhus. Seejuures osa rauast **muundub** roosteks.

Küünla põlemisel **muundub** parafiin gaasilisteks põlemisproduktideks. Seejuures eraldub soojus ja tekib valgus.

Ühe aine muundumist teiseks nimetatakse keemiliseks nähtuseks ehk keemiliseks reaktsiooniks.

Keemiliste reaktsioonidega kaasneb energia eraldumine või neeldumine kas soojuse, valguse või elektri kujul.

Keemia on teadus ainetest ja nende muundumise nähtustest.

See loodusteaduse haru on omandanud suure tähtsuse tänapäeva inimese elus. Keemia abil saadakse looduslikest materjalidest suur hulk aineid, keemilisi reaktsioone kasutatakse soojus-, mehhaanilise ja elektrienergia saamiseks.

§ 2. Ainete omadused.

Kuidas õpitakse tundma aineid?

Ainete erinevuse või sarnasuse leidmiseks on vaja tunda **nende omadusi.** Omadusteks nimetatakse neid tunnuseid, mille poolest ained üksteisest erinevad või üksteisega sarnanevad.

Aine füüsikalised omadused on: füüsikaline olek, värvus, läige, erikaal, keemis- ja sulamistemperatuur, elektrijuhtivus jne.

Füüsikalisi omadusi õpime tundma, kui tutvume eseme väliskujuga või uurime füüsikalisi nähtusi, milledest uuritav aine osa võtab; näiteks aine sulamistemperatuuri, keemistemperatuuri või elektrijuhtivuse määramisel.

Aine keemilised omadused ilmnevad ainult keemiliste reaktsioonide uurimisel, milledest see aine osa võtab. Näiteks vase üheks keemiliseks omaduseks on see, et ta õhu käes kuumutamisel muundub vaskhapendiks. Parafiini keemiliste omaduste hulka kuulub tema põlevus. Raua keemiliste omaduste hulka kuulub tema omadus muunduda roosteks.

Aine uurimist alustatakse tavaliselt tema füüsikaliste omaduste tundmaõppimisega. Kõigepealt märgitakse, missuguses olekus (tahkes, vedelas või gaasilises) on aine tavalistel tingimustel, missugune on tema väliskuju.

Mõnda ainet võib ilma eriliste seadiste või riistade abita ära tunda. Näiteks võib vasevitrioli eristada paljudest teistest ainetest tema kristallide kuju ja värvuse järgi, äädikhapet tunneme kergesti lõhna, suhkrut maitse järgi.

Kuid mitte alati pole ainete omaduste uurimisel võimalik kasutada meeleelundeid — maitsmis-, haistmis- ja kompimiselundeid.

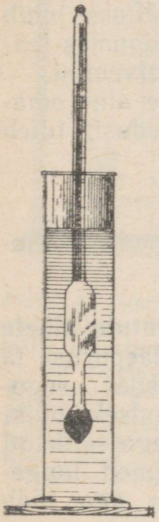
Paljud ained on mürgised, seepärast pole soovitav maitsta tundmatuid aineid.

Ka mõnede gaaside sissehingamine võib olla tervisele ohtlik; seepärast tuleb tundmatu gaasi lõhna uurimisel olla ettevaatlik.

Paljud ained mõjuvad inimese nahale sööbivalt; nendega tutvumisel ei tohi neid kätte võtta.

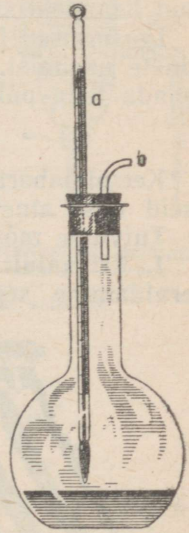
Lisaks sellele ei suuda meie meeleelundid ilma vajalike seadiste ja riistade kaasabita alati anda täpseid ja usaldatavaid andmeid ainete omaduste kohta. Ei saa näiteks vastavaid riistu kasutamata kindlaks määrata, mitu korda üks aine on teisest raskem või missugusel temperatuuril ta sulab. Seepärast ei piirdu nüüdisaja keemia ainuüksi ainete füüsikaliste omaduste vaatlusega, vaid **mõõdab** nende erikaalu, keemistemperatuuri ja sulamistemperatuuri ning teisi omadusi.

Vedelike erikaalu määramiseks kasutatakse areomeetrit (joon. 1). Areomeeter koosneb kitsast klaastorust, millele on kantud jaotused. Tema külge on sulatatud laiem klaastoru, mille kuulikujulisse alumisse ossa on valatud kas elavhõbe või paigutatud peened seatinahaavlid. Kui asetada areomeeter vette, siis vajub ta sellesse kuni jaotuseni 1,00. Väävelhappes vajub ta kuni jaotuseni 1,84. Need arvud näitavad vee ja väävelhappe erikaalu.



Joon. 1. Vedeliku erikaalu määramine areomeetri abil.

Mistahes vedeliku keemistemperatuuri võib määrata joonisel 2 kujutatud seadise abil. Kolbi valatakse veidi uuritavat vedelikku ja suletakse kolb korgiga, milles on kaks ava. Ühte avadest läbib termomeeter, mis on asetatud nii, et klaaskuulike elavhõbedaga asetseb vedeliku pinna lähedal, teine ava on ette nähtud auru väljumiseks kolvist. Algul tõuseb elavhõbedasamba tase termomeetris pidevalt. Kui vedelikuks on puhas aine ja see hakkab keema, siis elavhõbedasammas enam ei tõuse. Sel juhul näitab termomeeter kogu keemise ajal sama temperatuuri. Näiteks kui kolvis keeb puhas piiritus, näitab termomeeter temperatuuri 78,3°C. See on puhta piirituse **keemistemperatuur.**



Joon. 2. Vedeliku keemistemperatuuri määramine: *a* — termomeeter; *b* — klaastoru, mille kaudu aur pääseb välja.

Keemialaboratooriumides kasutatakse täpsemaid viise vedelike keemistemperatuuri, ainete sulamistemperatuuri, nende vees lahustuvuse, elektrijuhtivuse ja teiste omaduste määramiseks.

§ 3. Puhtad ained ja segud.

Rääkides aine füüsikaliste omaduste uurimisviisidest, pidasime silmas puhtaid aineid, sest et ainult puhastel ainetel on antud tingimustel püsivad omadused. Puhtal piiritusel on kindel **keemistemperatuur** ehk keemispunkt, 78,3°C. Naftal aga, mis on mitme aine segu, puudub kindel keemistemperatuur. Nafta keemistemperatuur tõuseb järk-järgult, vastavalt segus olevate madalama keemistemperatuuriga vedelikkude aurumisele.

Igal puhtal ainel on kindel **sulamistemperatuur** ehk sulamispunkt. Segu sulamine algab ühel temperatuuril ja jõuab lõpule teisel, eelmisest kõrgemal temperatuuril. Nii näiteks ei sula koorevõi soojendamisel korraga, sest esmalt lähevad vedelasse olekusse üle kergemini sulavad tahked ained ning seejärel alles ülejäänud. Sõltuvalt aines leiduvate lisandite kogusest ja liigist muutuvad ka teised omadused, nagu erikaal ja elektrijuhtivus. Näiteks juhib puhas vask väga hästi elektrit, kuid isegi väikestes kogustes teatud lisandeid sisaldav vask juhib elektrit tunduvalt halvemini.

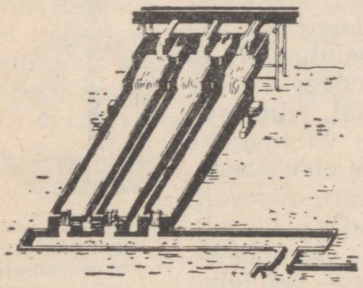
Igasugused lisandid puhtas aines raskendavad selle aine omaduste uurimist. Et õigesti määrata mingi aine omadusi, tuleb saada teda puhtal kujul.

§ 4. Ainete puhastamine.

Keemialaboratooriumides ja tehastes kasutatakse mitmesuguseid viise ainete puhastamiseks.

Tutvume mõnedega neist.

1. Erikaalult tunduvalt erinevate ja vees lahustumatute ainete eraldamine segust. Sellise segu näiteks võib olla saepurust ja vaseviilmetest koosnev segu. Nende ainete eraldamiseks puistame seda segu veega täidetud anumasse: vaseviilmed langevad põhja, saepuru aga jääb veepinnale ujuma.



Joon. 3. Kullaliiva uhtmine veega.

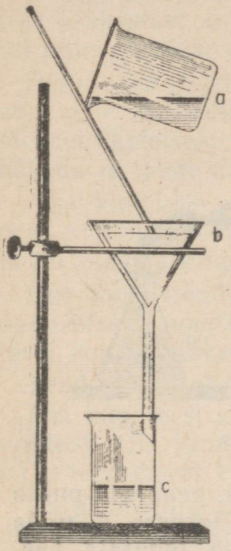
Kulla ja liiva erikaalu erinevust kasutatakse kulla tootmisel. Väikesi kullaterakesi sisaldavat liiva uhetakse veidi kaldu asetatud rennides veega (joon. 3). Kergema erikaaluga liiva viib veevool minema, suurema erikaaluga kullaterakesed jäävad renni põhja.

2. Tahke aine eraldamine vedelikust. Tahke aine eraldatakse vedelikust filtreerimise teel. Laboratooriumides filtreeritakse tavaliselt paberist filtri abil. Joonisel 4 on kujutatud sogase vedeliku filtreerimist paberist valmistatud filtri abil.

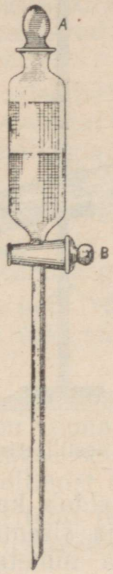
Tehastes kasutatakse filterpaberi asemel enamasti villast riiet,

mis asetatakse kas suurte anumate aukudega põhjale või paigutatakse eri konstruktsiooniga raamide vahele.

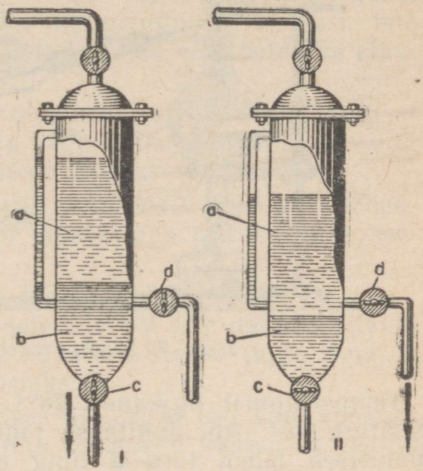
Sel viisil vabastatakse näiteks taimeõli tahketest lisanditest ning tahkeid värvaineid vedelatest lisanditest.



Joon. 4. Vedeliku eraldamine tahketest lahustumatutest ainetest: *a* — klaas sogase vedelikuga; *b* — paberist filter, mis on paigutatud lehtrisse; *c* — klaas selge vedelikuga — filtraat.



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



Joon. 6. Bensiini eraldamise kolonn: *a* — bensiinikiht; *b* — veekiht; *I* — kraan *c* on avatud, vee väljavool. *II* — avatud on kraan *d*, bensiini väljavool.

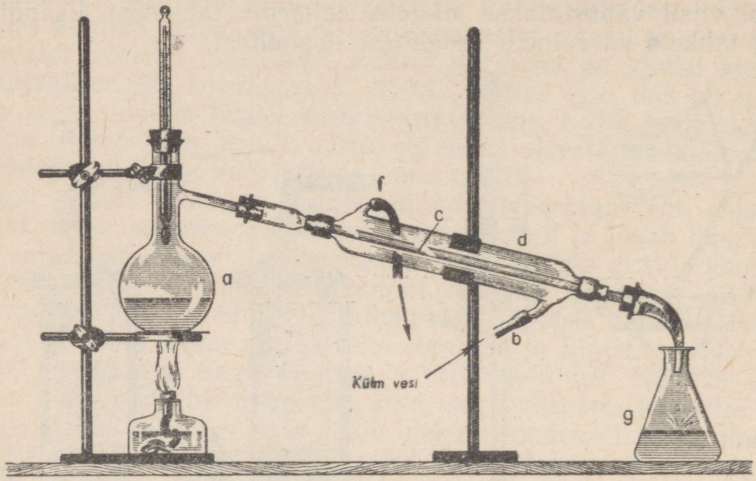
3. Teineteises mittelahustuvate vedelike eraldamine. Laboratooriumides eraldatakse teineteises mittelahustuvad vedelikud jaotuslehtri abil (joon. 5). Kui näiteks on vaja bensiini eraldada veest, valatakse nende segu jaotuslehtrisse ja lastakse segul seista, kuni vedelike piir on selgesti märgatav. Siis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

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

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

Näiteks piirituse eraldamiseks veest võib vedeliku valada kolbi *a* (joon. 7) ja teda keeta, jälgides seejuures termomeetri näitu.

Termomeeter asetatakse korki selliselt, et selle elavhõbedaga klaaskuulike oleks keeva vedeliku aurude kolvist väljumise kohal.



Joon. 7. Seadis vedelike destilleerimiseks.

Temperatuuril ligikaudu 78° C eraldub kolvist peaaegu puhta piirituse aur. Aur juhitakse jahutaja sisemisse torusse *c*, mida ümbritseb laiem toru *d* ning mida nimetatakse jahutaja kestaks.

Jahutaja seesmist toru *c* jahutatakse vee abil, mis voolab jahutaja kestasse alumise külgtoru *b* kaudu, kuna soojenenud vesi ülemise külgtoru *f* kaudu välja voolab. Jahutaja sisemises torus veevoolule vastuvoolav piirituse aur tiheneb vedelikuks ja koguneb kolbi *g*. Esmalt kogutakse vedelikku, mis destilleerub temperatuuril 78—82° C ja sisaldab veel tunduval määral vett.

Saadud destillaati destilleeritakse uuesti ja kogutakse nüüd vedelikku, mis destilleerub temperatuuril 78—80° C. Korduva destilleerimisega saadakse peaaegu puhas piiritus (ta sisaldab ligikaudu 4% vett). Piiritusse jäänud vähest vett pole võimalik destilleerimisega eraldada, see eemaldatakse teiste (keemiliste) viiside abil.

Nafta töötlemisel soojendatakse teda kõrge temperatuurini, saadud gaaside segu jahutatakse järk-järgult ja kogutakse erinevatel temperatuuridel veelduvaid naftaprodukte. Sel viisil saadakse naftast bensiini, petrooleumi ja teisi naftaprodukte.

§ 5. Aine molekulaarne ehitus.

Üheks põhiküsimuseks, mida käsitleb loodusteadus, on uuritavate objektide koostis ja sisemine ehitus; geoloogia uurib meie

planeedi koostist ja ehitust, bioloogia uurib loom- ja taimorganismide ehitust jne.

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

Kõigepealt tuleb selgitada, kas aine koosneb üksikutest väikestest osakestest, mis asetsevad üksteisest teatud kaugusel, või on tal pidev, katkematu ehitus.

Puhta vee tilga vaatlemisel ka kõige tugevama mikroskoobi abil pole võimalik avastada temas mingisuguseid osakesi, mis oleksid üksteisest vahemikega eraldatud. Sama võib öelda ka elavhõbeda ja teiste ainete kohta.

Aga kas võib eitada osakeste olemasolu ainult sellepärast, et neid pole näha? Ei saadud ju kaua aega näha mikroobe, mis olid ja on olemas ning mida praegu hästi tuntakse.

Kui loodusteaduses pole võimalik mõningaid küsimusi lahendada otseste vaatluste abil, siis on tavaks teha oletusi, mida seejärel kontrollitakse.

Teaduslikke oletusi nimetatakse **hüpoteesideks.**

Kui hüpoteesi abil on võimalik seletada või ette näha uuritavat nähtust, siis tunnistatakse selline hüpotees õigeks ja ta muutub pärast korduvat kontrollimist teooriaks.

Palju aastaid tagasi tehti teaduses oletus, et iga aine koosneb üksikutest väikestest osakestest, mis asetsevad üksteisest teatud kaugusel.

Aine kõige väiksemaid osakesi nimetatakse molekulideks ja hüpoteesi aine molekulaarsest ehitusest nimetatakse molekulaarhüpoteesiks.

Selle hüpoteesi abil on lihtne seletada paljusid füüsikalisi nähtusi: kehade kokkutõmbumist ja paisumist, difusiooni (ühe aine tungimist teise aine poolt täidetud ruumi), üleminekut ühest füüsikalisest olekust teise jne.

Kokkutõmbumisel vähenevad molekulide vahemikud, paisumisel nad suurenevad. Eriti tugevasti vähenevad kokkusurumisel gaaside molekulide vahemikud.

Kerkib huvitav ja väga tähtis küsimus: kas molekulid püsivad paigal või on nad liikumises? Sellele küsimusele aitab vastata järgmine katse.

Väike tiiglike (joon. 8), milles on mõni tilk rasket tumepruuni kergesti auruvat vedelikku — broomi, asetatakse klaasplaadile ja kaetakse kummulikeeratud klaaspurgiga.

Sellele vaatamata, et broomiaurud on õhust enam kui viis korda raskemad, tõusevad nad siiski ülespoole ja täidavad purgi, segunedes selles oleva õhuga.

Purgis olev broomiaur oli kaitstud igasuguste välismõjude eest, siiski levis ta purgi kogu sisemuses. Järelikult on broomi moleku-

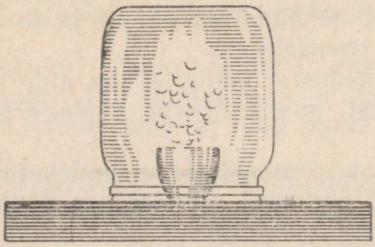
lid võimelised **liikuma iseenesest.** Selline molekulide liikumine toimubki kõikides gaasides.

Kas ainult gaasides leiab aset selline molekulide iseenesest liikumine?

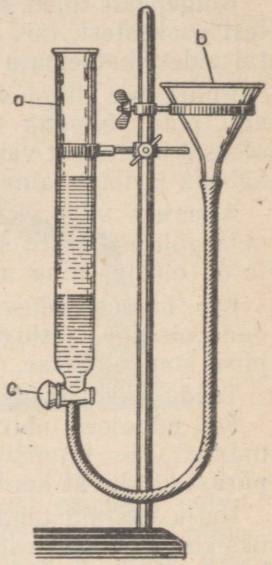
Aastal 1827 vaatles inglise botaanik Brown (loe: braun) mikroskoobis taimede õietolmu, mis oli paigutatud veetilka. Seejuures pani ta tähele, et mõned õietolmuterad võnguvad, liikudes edasi kõikvõimalikes suundades. Seda nähtust hakati nimetama «B r o w n i l i i k u m i s e k s».

Seda liikumist põhjustavad alatises ja korrapäratus liikumises olevad veemolekulid, mis liikudes tõukavad õietolmuterakesi ebaühtlaselt mitmest küljest. Nende tõugete toimel liiguvadki õietolmuterad korrapäratult siia-sinna.

Molekulide iseenesest toimuv liikumine on kõikide gaaside ja vedelike ühiseks



Joon. 8. Broomiauru difusioon õhus.



Joon. 9. Kaaliumpermanganaadilahuse difundeerumine vees: *a* — klaastoru; *b* — lehter; *c* — kraan. Ülemine vedelikukiht on vesi, alumine — kaaliumpermanganaadilahus.

omaduseks. Selle liikumise tõttu toimub difusioon mitte ainult gaasides, vaid ka vedelikes. Selles võib veenduda järgmise katse abil (joon. 9).

Kraaniga klaastorusse *a* valatakse väike kogus puhast vett, lehtrisse *b* aga kaaliumpermanganaadilahust. Seejärel avatakse ettevaatlikult kraan *c*, et veest raskem kaaliumpermanganaadilahus valguks aeglaselt torusse *a* ja tõstaks selles olevat veesammast.

Kui lilla lahus on tõusnud ligikaudu veerand toru kõrguseni, suletakse kraan *c*. Värvuseta vee ja kaaliumpermanganaadi lilla lahuse vahel on märgata küllalt järsk piir, mis alles pärast mitmepäevast seismist muutub ebamääraseks. See on seletatav sellega, et kaaliumpermanganaadi osakesed tungivad (difundeeruvad) vee ülemistesse kihtidesse, vesi aga difundeerub kaaliumpermanganaadilahusesse.

Kas difusioon on võimalik ka tahketes kehades? Järgmine katse annab sellele küsimusele jaatava vastuse. Kui suruda kaks eri

metallist hästipoleeritud pindadega plaati vastamisi ja neid tugevasti kuumutada allpool nende metallide sulamistemperatuure, siis võib tähele panna ühe metalli osakeste tungimist teise metalli.

Järelikult esineb kõikides ainetes ning aine igas olekus, s. t. nii tahkes, vedelas kui ka gaasilises olekus, molekulide iseenesest toimuv liikumine.

§ 6. Ainete erinevad füüsikalised olekud molekulaarhüpoteesi seisukohalt.

Browni liikumine tõestas, et molekulide liikumiskiirus sõltub temperatuurist; mida kõrgem on temperatuur, seda suurem on ka molekulide liikumiskiirus. Käesoleval ajal on hästi uuritud mõningate gaaside molekulide liikumiskiirusi ja kindlaks tehtud, et need kiirused on väga suured. Kui õhu koostisse kuuluvate gaaside molekulid ei liiguks korrapäratult, vaid ühes suunas, siis tekiks nii tugev orkaan, et ta hävitaks maakeral kogu taimestiku ja purustaks kõik inimeste poolt püstitatud ehitised.

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

Näiteks veeauru jahenemisel, samuti gaaside kokkusurumisel ning jahenemisel, väheneb molekulide liikumiskiirus, kuigi nende liikumine jääb veel korrapäratuks; ühtlasi vähenevad järsku molekulide vahemikud ja kasvavad molekulide vastastikused tõmbejõud, muutudes tõukejõududest suuremaks. Selle tagajärjel muutub veeaur vedelikuks. Kuid molekulide liikumine vedelikus jääb veel korrapäratuks.

Vedeliku jahtudes väheneb molekulide liikumiskiirus veel enam ja lõpuks saabub moment, kus molekulid asetuvad korrapäraselt üksteise suhtes. Aga nüüdki ei lakka molekulide liikumine, see muutub ainult võnkuvaks. Aine läheb vedelast olekust üle tahkesse olekusse. Sel viisil tekivad näiteks veest jääkristallid.

§ 7. Puhtad ained ja segud molekulaarhüpoteesi valgusel.

Molekulaarhüpoteesi abil on kerge seletada erinevust puhta aine ja segu vahel. Meil on teada, et puhtal ainel on kindel sulamistemperatuur. See on sellega seletatav, et **puhas aine koosneb ühesugustest molekulidest**, millel on ühesugused keskmised liikumiskiirused ühel ja samal temperatuuril. Nii muutub molekulide võnkuv liikumine jääkristallides temperatuuril 0° korrapäratuks liikumiseks. Jääl on kindel sulamistemperatuur.

Segud aga koosnevad eri liiki molekulidest, millel on isesugused liikumiskiirused ühel ja samal temperatuuril. Temperatuuri tõustes asendub molekulide võnkuv liikumine, ühtedel varem, teistel hiljem, korrapäratu liikumisega. Seetõttu ei ole tahkete ainete segul kindlat sulamistemperatuuri. Parafiin näiteks on mitme aine segu, tema sulamine algab ühel temperatuuril, jõuab lõpule aga teisel, kõrgemal temperatuuril.

Vedelate segude keemistemperatuur tõuseb järk-järgult seetõttu,

et algul auruvad madalama keemistemperatuuriga vedelikud, mis koosnevad elavamalt liikuvatest molekulidest.

Toodud näidetest selgub, et molekulaarhüpoteesi abil on hea seletada paljusid füüsikalisi nähtusi. Oletanud, et aine on pideva, katkematu ehitusega, poleks meil võimalik olnud seletada ei kehade kokkusurumist ega paisumist, ei Browni liikumist, ei difusiooni ega erinevusi aine füüsikalistes olekutes.

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

Molekulaarhüpoteesi on kontrollitud paljude aastate jooksul, ta on proovidele vastu pidanud ja on juba ammu muutunud **molekulaarteooriaks.**

Molekulaarteooria olemus seisab järgmises.

Kõik ained koosnevad väikestest osakestest, mis asetsevad üksteisest teatud kaugusel.

Aine kõige väiksemaid osakesi, mis võivad iseseisvalt olelda ja mis veel säilitavad selle aine keemilised omadused, nimetatakse molekulideks.

Molekulid on alalises liikumises. Gaasides ja vedelikes on see liikumine korrapäratu, tahketes ainetes aga võnkuv. Temperatuuri tõusuga suureneb molekulide liikumiskiirus, seejuures suurenevad ka molekulidevahelised vahemikud. Eriti tugevasti kaugenevad molekulid üksteisest aine üleminekul vedelast olekust gaasilisse. Molekulide vastastikune tõmbejõud on tahkes ainest suurem kui vedelikes.

§ 8. Molekulide suurus.

Kuigi molekulid on äärmiselt väikesed, leidsid teadlased siiski teid nende suuruse ja kaalu määramiseks. Kui oletada, et molekulidel on kerakeste kuju, oleks nende läbimõõt mõni sajamiljondik sentimeetrit.

Nende suuruste ligikaudsekski mõistmiseks kujutlege, et kõikide teile tuntud esemete mõõdud suureneksid kümme miljonit korda. Siis ületaks keskmise kasvuga inimese pikkus Maa läbimõõdu, vee molekul oleks aga ainult hernetera suurune.

Igas vedelikutilgas või tahke aine terakeses on määratu arv molekule. Katseklaasitäies vees (mahuga 18 ml) on ligikaudu 600 000 000 000 000 000 000 000 (kuussada sekstiljonit) molekuli.

Kui molekule saaks loendada ükshaaval ja kui iga inimene saaks loendada 1000 molekuli sekundis, siis suudaks kogu Maa rahvastik aasta jooksul vahetpidamata töötades loendada vaid $^1/_{20}$ molekulide arvust, mis on ühes veetilgas.

Kaaliumpermanganaadilahuse värvust märkame isegi sel juhul, kui lahusetilgas on seda ainet alla tuhandiku milligrammi.

Mitmel viisil on kindlaks tehtud ka paljude molekulide kaal. Väljendades neid arvusid grammides, saame hiiglasuurte nimetajatega murrud, näiteks vee molekul kaaluks ligikaudu 0,000 000 000 000 000 000 000 030 grammi.

Kordamisküsimusi.

1. Missuguseid nähtusi nimetatakse füüsikalisteks?
2. Missuguseid nähtusi nimetatakse keemilisteks?
3. Missugused aine omadused kuuluvad füüsikaliste ja missugused keemiliste hulka? Tuua näiteid.
4. Kuidas kindlaks teha, kas antud vedelik on puhas aine või segu?
5. Missuguseid viise tunnete segude lahutamiseks?
6. Missuguseid osakesi nimetatakse molekulideks?
7. Missugused nähtused kinnitavad, et ained koosnevad üksteisest vahemikega eraldatud molekulidest?
8. Missuguste nähtuste põhjal võib otsustada, et molekulid on liikumises?
9. Kuidas saab molekulaarteooria abil seletada ainete keemist ja tahkumist?
10. Missuguseid aineid nimetatakse molekulaarteooria alusel puhasteks ja missuguseid segudeks?
11. Millega on molekulaarteooria alusel seletatav puhaste ainete püsiv keemis- ja sulamistemperatuur?

Harjutusi ja ülesandeid.

1. Missugused järgnevalt toodud nimetustest tähistavad ainet ja missugused füüsilisi kehi: a) veeklaas, b) klaas, c) raudnael, d) raud, e) lubi, f) seebitükk?
2. Missugused järgnevalt nimetatud nähtustest kuuluvad füüsikaliste ja missugused keemiliste hulka: a) sõe põlemine, b) elektrilambi helendumine, c) jää sulamine, d) raua roostetamine?
3. Missugused järgnevalt nimetatud omadustest kuuluvad füüsikaliste ja missugused keemiliste hulka: a) värvus, b) sulamistemperatuur, c) põlevus, d) sepistatavus, e) erikaal?
4. Kuidas tõestada, et nafta on ainete segu ja mitte puhas aine?
5. Kuidas puhastada saepuruga püretatud hambapulbrit?
6. Kuidas eraldada petrooleumi veest?
7. Kuidas eraldada piiritust veest?

II PEATÜKK.

KEEMILISED REAKTSIOONID. AATOMID. KEEMILISED MÄRGID JA VALEMID.

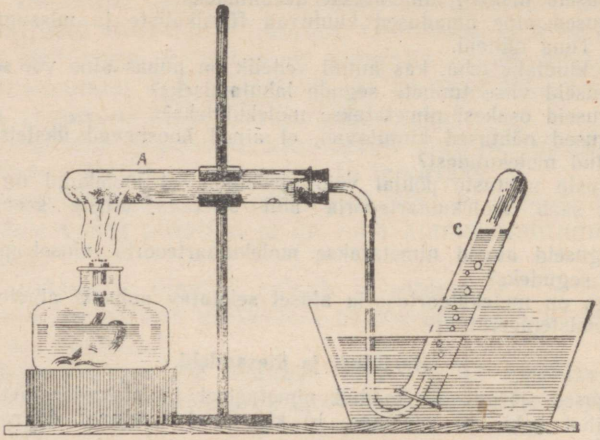
§ 1. Lagunemisreaktsioon.

Nagu nägime, aitab molekulaarteooria sügavamalt mõista mõningaid füüsikalisi nähtusi. Kas pole võimalik seda kasutada ka keemiliste reaktsioonide tundmaõppimisel? Vaatame selle teooria seisukohalt neid muutusi, mis toimuvad punase elavhõbehapendi tugeval kuumutamisel.

Paneme katseklaasi *A* (joon. 10) väikese koguse punast elavhõbehapendit ja kuumutame seda piirituslambi leegil. Varsti märkame, et gaasijuhtetoru otsast eralduvad gaasimullid ja kogunevad katseklaasi *C*, tõrjudes sellest välja vee. Kui katkestada elavhõbehapendi kuumutamine, lõpeb ka gaasi eraldumine; alustades aga uuesti elavhõbehapendi kuumutamist, hakkab gaas uuesti eralduma.

Minutit viis pärast katse algust võib katseklaasis *A* märgata koos elavhõbehapendi punase pulbriga ka elavhõbeda hõbedasi

tilku. Katseklaasi *C* kogunenud gaasi asetame hõõguva pirru; viimane lööb heleda leegiga põlema. Sellest tunneme, et klaasi kogunenud gaas on hapnik.



Joon. 10. Elavhõbehapendi lagundamine.

Elavhõbehapendi punase pulbri kuumutamisel saadakse seega kahte ainet: vedelat elavhõbedat ja gaasilist hapnikku.

Tähendab, elavhõbehapend muutus elavhõbedaks ja hapnikuks. Toimus elavhõbehapendi lagunemisreaktsioon.

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

§ 2. Aatomid.

Vaadeldes elavhõbehapendi lagunemisreaktsiooni molekulaarteooria seisukohalt, võime öelda, et selle aine kuumutamisel tema molekulid killunevad veel väiksemateks osakesteks — elavhõbeda ja hapniku osakesteks. Paljude katsetega on tõestatud, et elavhõbeda väiksemad osakesed keemiliste reaktsioonide puhul enam ei killune, nad on keemiliselt jagamatud.

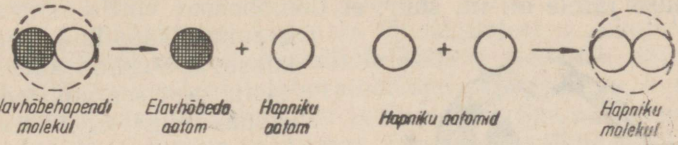
Keemiliselt jagamatuid väiksemaid aineosakesi nimetatakse aatomiteks.

Elavhõbe koosneb ühesugustest aatomitest. Hapnik koosneb samuti keemiliselt jagamatuist ühesugustest osakestest — hapniku aatomitest. Kuid need aatomid erinevad elavhõbeda aatomitest. Hapniku aatomid ja elavhõbeda aatomid on erisugused.

Hapniku aatomid ei või pikemat aega püsida lahus. Kahekaupa ühinedes moodustavad nad kaheaatomilisi hapniku molekule, millest koosnebki gaas hapnik. Elavhõbeda aatomid ei ühine sellisteks molekulideks. Elavhõbeda aur koosneb üheaatomilistest molekulidest.

Punase elavhõbehapendi iga molekul koosneb kahest aatomist: ühest elavhõbeda aatomist ja ühest hapniku aatomist. Elavhõbehapendi iga molekuli lagunemisel saadakse üks elavhõbeda aatom ja üks hapniku aatom. Seejärel hapniku aatomid ühinevad kaheaatomilisteks molekulideks.

Punase elavhõbehapendi lagunemisreaktsiooni võib skemaatiliselt kujutada järgmiselt:



Elavhõbehapendi molekulide võrdlemisel hapniku molekulidega näeme, et elavhõbehapendi molekulid koosnevad erisugustest aatomitest (hapnikust ja elavhõbedast), hapniku molekulid aga koosnevad ühesugustest aatomitest — hapniku aatomitest.

Aineid, mille molekulid koosnevad ühesugustest aatomitest, nimetatakse lihtaineteks.

Aineid, mille molekulid koosnevad erisugustest aatomitest, nimetatakse liitaineteks.

Hapnik ja elavhõbe on lihtained, elavhõbehapend on aga liitaine.

Kasutades molekulaarteooriat keemiliste nähtuste uurimisel saime teada molekulidest väiksemate ja keemiliselt jagamatute osakeste — aatomite olemasolust.

Teooriat, mille põhjal aine koosneb aatomitest ja molekulidest, nimetatakse **atomistlik-molekulaarseks teooriaks.** Selle teooria järgi seisab **lagunemisreaktsioon selles, et ühe aine molekulid lagunevad väiksemateks molekulideks või teiste ainete aatomiteks.**

Sõna «aatom» (jagamatu) võeti tarvitusele vana-kreeka teadlaste poolt. On selge, et nad kujutlesid aatomit teistsugusena kui meie praegusel ajal. Algul arvati, et kõikide ainete aatomid on ühesugused ning et ainete omadused sõltuvad ainult aatomite asetusest nendes. Seejärel tunnistati, et iga aine koosneb erisugustest aatomitest, mis suuruse ja kuju poolest erinevad teise aine aatomitest.

Palju hiljem hakkasid teadlased eristama liht- ja liitaineid ning vastavalt sellele ka liht- ja liitosakesi.

Kõige selgemini avaldas neid oletusi suur vene teadlane M. V. Lomonossov, kes keemias võttis tarvitusele atomistliku õpetuse. Lomonossov avaldas esimesena mõtte, et aine omadused sõltuvad tema nähtamatute osakeste — aatomite ja molekulide[1] koostisest ja omadustest.

---

[1] Nüüdisajal on teaduse poolt kindlaks tehtud, et aatomid koosnevad positiivselt laetud tuumast, mida ümbritsevad negatiivselt laetud osakesed — elektronid. Tavaliselt toimuvad muutused keemilistel reaktsioonidel ainult aatomi välises osas. Kuid teatud tingimustel võivad muutuda ka aatomi tuumad. Seejuures vabaneb või neeldub tohutu suur energia hulk. Aatomipommides või vesinikupommides toimuvad tuumareaktsioonid väga suurte energiahulkade vabanemisega. Nõukogude Liidus muudetakse aatomienergia aatomielektrijaamades elektrienergiaks.

§ 3. M. V. Lomonossov.

M. V. Lomonossov sündis 1711. aastal Denissovka külas Holmogorõ linna lähedal endises Arhangelski kubermangus randlase pojana.

Juba varakult hakkas ta koos isaga merel kalapüügil käima. Ohtuderikas, raske kalurielu karastas tulevase teadlase iseloomu.

Lugemist ja kirjutamist õppis Lomonossov juba noorena. Tung hariduse järele oli nii suur, et Lomonossov võttis aritmeetika- ja grammatikaõpikud isegi merele kaasa. Perekond oli õppimise vastu, sest see viis teda eemale igapäevasest tegevusest. Pärast korduvaid tungivaid palveid sai Lomonossov isalt loa Moskvasse sõiduks, et seal õppimist jätkata.

M. V. Lomonossov (1711—1765).

1730. a. detsembris lahkus 19-aastane Lomonossov jäädavalt Denissovkast ja sõitis koos oma küla kalavooriga Moskvasse. Selleks et astuda kooli, oli ta sunnitud end esitlema aadliku pojana.

Elatudes kasinast riiklikust toetusest, talus Lomonossov mehiselt kõiki puudusi ning omandas suure visadusega tolle aja teaduse aluseid.

Tänu erakordsele andekusele ja püüdlikkusele õppis Lomonossov väga heade tulemustega; koos teiste parimate õpilastega komandeeriti ta Peterburi jätkama õppimist ülikoolis, mis asus Teaduste Akadeemia juures.

1736. a. komandeeriti ta välismaale keemia ja metallurgia uurimiseks.

Pärast viieaastast välismaal viibimist saabus Lomonossov tagasi Peterburi.

Peterburi Teaduste Akadeemias võeti noor teadlane vastu ebasõbralikult. Akadeemiat juhtisid tol ajal välismaalased (sakslased), kes ise polnud silmapaistvad teadlased ja kes vähe hoolitsesid teaduse eest, suhtudes põlglikult nooresse «madalast» seisusest pärinevasse vene teadusemehesse. Lomonossovil tuli kogu aeg pidada rasket ja pidevat võitlust sakslaste võimutsemisega akadeemias.

Lomonossovi tegevus oli väga viljakas teaduse ja kunsti mitmesugustel aladel. Keemias jõudis ta omaaegsetest teadlastest küm-

nete 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. Ta püüdis atomistliku teooria põhjal seletada soojusnähtusi ning pani aluse kaasaegsele soojusõpetusele.

Arvates, et aine omadused sõltuvad tema molekulide omadustest, pidas ta vajalikuks ainete hoolikat puhastamist enne nende uurimist, et uuritav aine koosneks ühesugustest molekulidest.

Hinnates väga kõrgelt keemiliste katsete tähtsust, nägi Lomonossov palju vaeva keemialaboratooriumi asutamisega, kus hakati korraldama teaduslikke uurimisi ja õppetööd. See oli esimene keemia õppe-laboratoorium maailmas. Oma teaduslikud tööd teostas ta «mõõdu ja kaalu järgi», s. t reageerivate ainete ja reaktsiooni saaduste koguse arvessevõtmisega. Lomonossovi teaduslik tegevus on tihedalt seotud praktilise elu ülesannete lahendamisega. Ta koostas käsiraamatu maakide saamise ja neist metallide tootmise kohta. Palju töötas ta värviliste klaaside valmistamise alal.

Väga edukalt töötas Lomonossov ka teiste teaduste alal, olles ikka ees oma kaasaegsetest Euroopa teadlastest. Lomonossov oli esimene vene rahvusest professor ja akadeemik. Puškin nimetas Lomonossovit ennast tema mitmekülgse teadusliku tegevuse pärast «esimeseks vene ülikooliks».

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

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

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

§ 4. Ühinemisreaktsioon.

Elavhõbehapendi lagunemisreaktsioonil saadi liitaine molekulidest lihtainete molekule. Kas on teostatav ka vastupidine reaktsioon, s. t. kas saab lihtainete molekule ühendada liitaine molekulideks?

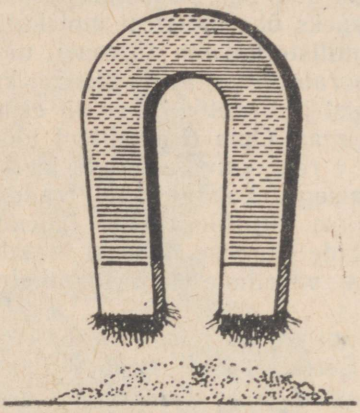
Püüdkem teostada seda reaktsiooni. Lähteainetena võtame rauapuru ja väävlipulbri.

Esmalt tutvume raua ja väävli omadustega. Väävel ja raud erinevad teineteisest värvuselt: väävel on kollane, raud tumehall. Lähendame neile magneti: magnet tõmbab rauapuru külge, väävlit aga mitte (joon. 11).

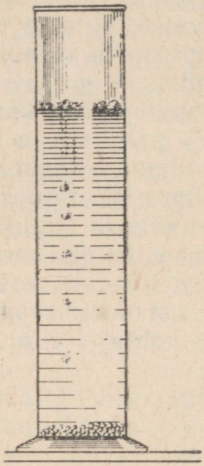
Puistame veidi rauapuru ja väävlipulbrit veega täidetud silind-

risse: raud vajub põhja, väävliterakesed ujuvad aga veepinnal (joon. 12).

Puistame veidi väävlipulbrit ja rauapuru eraldi katseklaasidesse ja valame neisse soolhapet. Väävel ei reageeri happega, raua reageerimisel soolhappega aga eraldub lõhnata gaas.



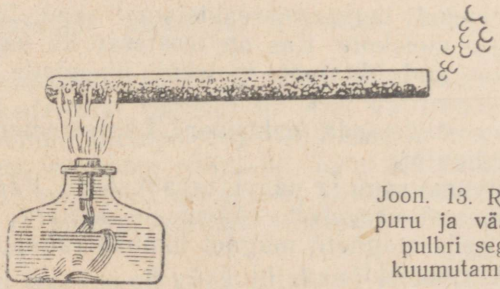
Joon. 11. Rauapuru ja väävlipulbri segust tõmbab magnet rauapuru külge, väävlit aga mitte.



Joon. 12. Väävlipulber ujub veepinnal, rauapuru aga vajub põhja.

Nüüd valmistame mõlemast ainest segu ja lähendame sellele magneti, osa segust aga puistame veega täidetud silindrisse. Seejuures selgub, et raua ja väävli omadused sellest ei muutunud, et neid segati. Raud tõmbub magneti külge ja vees vajub ta põhja; väävlit magnet külge ei tõmba, ta jääb veepinnale ujuma jne.

Aga puistame valmistatud segu katseklaasi ja soojendame seda piirituslambi leegil (joon. 13). Niipea kui segu hõõguma hakkab, eemaldatakse katseklaas leegilt: hõõgumine ei lakka, vaid muutub



Joon. 13. Rauapuru ja väävlipulbri segu kuumutamine.

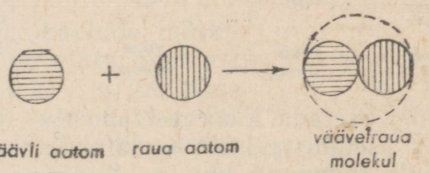
isegi intensiivsemaks, levides segu massis. Selle tunnuse põhjal võime otsustada, et toimub keemiline reaktsioon.

Seejärel lööme katseklaasi katki ja uurime reaktsiooni saadust. Saadud paakunud mass ei sarnane välimuselt ei väävli ega rauaga. Isegi luubi abil pole võimalik näha temas ei raua- ega väävliterakesi. Magnet ei tõmba saadud ainet külge ja vees vajub ta põhja. Happe toimel eraldub saadud ainest mädamunalõhnaga gaas (väävelvesinik).

Sellest nähtub, et väävlist ja rauast tekkis uus aine, millel on sellised omadused, mis puuduvad nii väävlil kui ka raual. Järelikult toimus keemiline reaktsioon. Tekkinud uut ainet nimetatakse väävelrauaks.

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 skeemi abil:



Kui segada väävlipulbrit tsingipulbriga ja segu kuumutada, saame väävli ja tsingi ühinemise reaktsiooni tagajärjel **vääveltsingi.** Tsingi aatomid ühinevad väävli aatomitega ja moodustavad vääveltsingi molekulid.

Kui hoida väävliaurudes eelnevalt kuumutatud vasktraati, kattub see tumeda kirmega. Traadi pinnal tekib uus aine — **väävelvask,** mille molekul koosneb ühest vase ja ühest väävli aatomist. Sel juhul ühinesid vase aatomid väävli aatomitega.

Vaatlesime selliseid reaktsioone, mille puhul ühinesid erisuguste lihtainete aatomid ja tekkisid liitainete molekulid. Kuid ühineda võivad ka erisuguste liitainete molekulid. Sel juhul tekivad uue liitaine suuremad ja keerukamad molekulid.

Keemilist reaktsiooni, mille tulemusena kahe või enama aine aatomid või molekulid ühinevad ühe uue aine molekulideks, nimetatakse ühinemisreaktsiooniks.

§ 5. Asendusreaktsioon.

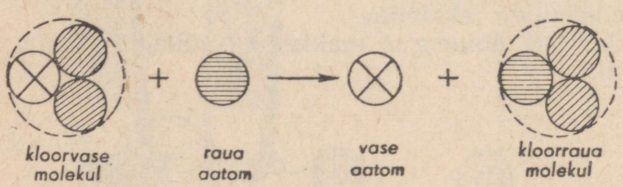
Me tutvusime molekulide aatomiteks lagunemise reaktsioonidega ja vastupidise iseloomuga reaktsioonidega — aatomite ühinemisega liitaine molekulideks. Püüdkem nüüd teada saada, kas mingi lihtaine aatomid suudavad tõrjuda liitaine molekulidest välja teisi aatomeid.

Sellele küsimusele vastuse leidmiseks korraldame mõned kat-

sed. Lihtainena võtame raua, kas puhta raudnaela või rauariba, liitainena aga vees lahustatud kloorvase. Iga kloorvase molekul koosneb ühest vase ja kahest kloori aatomist.

Kloorvase sinakasse lahusesse asetame roostest puhta raudnaela või noatera. Raud kattub kiiresti punaka vasekihiga, kuna lahus muutub heleroheliseks nagu kloorraualahus. Kloorraua molekul koosneb ühest raua aatomist ja kahest kloori aatomist. Võrreldes reaktsiooni astunud ja reaktsiooni tulemusena saadud aatomeid ja molekule, võib öelda, et raua aatomid tõrjusid kloorvase molekulidest välja vase aatomid ning ühinesid kloori aatomitega kloorraua molekulideks. Vabanenud vase aatomid katavad raudeseme pinna vasekihiga.

Raua reageerimist kloorvasega võib kujutada järgmise skeemi abil:



Kui raua asemel asetada kloorvaselahusesse tükike tsinki, toimub analoogiline asendusreaktsioon: tsink asendab vase.

Reaktsioone, mis toimuvad liht- ja liitainete vahel, kusjuures lihtaine aatomid asendavad liitaine molekulides teatud aatomeid, nimetatakse asendusreaktsioonideks.

Tutvusime kolme liiki reaktsioonidega: lagunemis-, ühinemis- ja asendusreaktsioonidega. Vaadeldes neid reaktsioone aatomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt, selgub, et iga reaktsiooni tagajärjel tekivad uued molekulid, mis erinevad koostise ja omaduste poolest lähteaine molekulidest. Kuid uued molekulid on tekkinud samadest aatomitest, millest koosnesid reageerinud lähteained. Näiteks koosnevad hapniku ja elavhõbeda molekulid samadest aatomitest, millest koosnevad ka elavhõbehapendi molekulid.

Iga keemilist reaktsiooni võib vaadelda kui aatomite ümbergrupeerumist. Kuid see pole lihtne aatomite segunemine, vaid molekulide ümberkorraldumine. Molekulid erinevad aatomite lihtsast segust. Selles veendusime raua ja väävli ühinemisreaktsiooni tundmaõppimisel.

§ 6. Aatomkaal.

Hoolimata aatomi kaduv-väikesest suurusest on tänapäeval aatomite mõõdud ja kaalud siiski määratud. On leitud, et vesiniku aatom kaalub 0,000 000 000 000 000 000 000 001 663 g ja hapniku aatom 0,000 000 000 000 000 000 000 026 608 g, seega hapniku aatomi kaal on ligikaudu 16 korda vesiniku aatomi kaalust suurem.

Niisuguseid arve on raske meeles pidada ja arvutamine nendega on tülikas. Seepärast on aatomkaalude väljendamiseks tarvitusele

võetud eriline kaaluühik, mis võrdub $^1/_{16}$-ga hapniku aatomkaalust. Seda nimetatakse hapnikuühikuks ja selle lühendiks on h.-ü.

See kaaluühik on nii mitu korda ühest grammist väiksem, kui mitu korda inimese kaal on Maa kaalust väiksem.

Hapnikuühikutes väljendatud aatomite kaalud, nn. aatomkaalud, on võrdlemisi väiksed arvud. Nii on vesiniku aatomkaal 1,008 hapnikühikut, hapniku aatomkaal 16 hapnikühikut ja väävli aatomkaal 32 hapnikühikut.

Sama hapnikühikut kasutatakse ka molekuli kaalu avaldamiseks molekulkaaludes. Nii on näiteks hapniku molekulkaal 32 hapnikühikut, kuna hapniku molekulis on kaks aatomit hapnikku, millest igaüks kaalub 16 hapnikühikut.

Aatom- ja molekulkaalude märkimisel tavaliselt ei kirjutata nimetust «hapnikühik». Näiteks kirjutatakse ja loetakse: «Väävli aatomkaal on 32, raua aatomkaal on 56, hapniku molekulkaal on 32.»

John Dalton (1766—1844).

Tuleb aga meeles pidada, **et aatomkaal on aine aatomi kaal avaldatuna hapnikühikutes, molekulkaal aga aine molekuli kaal avaldatuna samades hapnikühikutes.**

Esimesena määras mõnede keemiliste elementide aatomkaalu inglise teadlane Dalton (loe: dooltn).

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

Mõned Daltoni-aegsed teadlased saavutasid sel alal suurt edu: nende poolt kindlakstehtud mõnede keemiliste elementide aatomkaalud on väga lähedased kaasaegsete teadlaste poolt määratud arvudele.

§ 7. Keemilised elemendid.

Vase aatomid moodustavad ilusa punakaskollase läikega vasekristallid.

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

Niihästi vaskhapendis kui ka väävelvases leidub ühte ja sama liiki aatomeid — vase aatomeid.

Süsihappegaas, punane elavhõbehapend, vesi, vaskhapend eri-

nevad järsult üksteisest nii väliselt kui ka keemiliste omaduste poolest. Ja ometi sisaldub kõigi nende ainete molekulides üht ja sama liiki aatomeid — hapniku aatomeid.

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 aatomkaalu ning keemiliste omadustega.

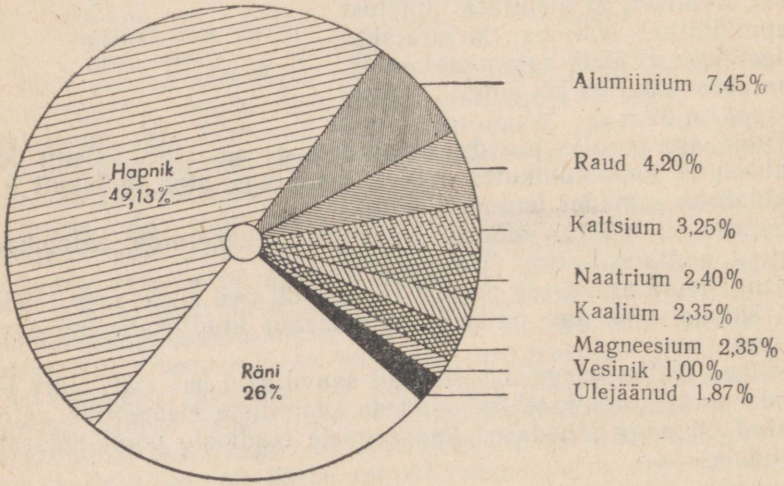
Ühesuguste keemiliste omadustega aatomite liiki nimetatakse keemiliseks elemendiks.

Aatom on keemilise elemendi väikseim osake, milles säilivad selle elemendi keemilised omadused.

Keemiliste elementide hulka kuuluvad hapnik, raud, väävel, elavhõbe, tsink, vask jt. Vabas olekus esinevaid keemilisi elemente nimetatakse lihtaineteks.

Praegu tuntakse üle 100 keemilise elemendi.

Diagrammil (joon. 14) on näidatud tähtsamate keemiliste elementide levik atmosfääris ja maakoores.



Joon. 14. Tähtsamate keemiliste elementide levik atmosfääris ja maakoores.

Keemiliste elementide hulgas eristatakse metalle ja mittemetalle.

Metallid on harilikul temperatuuril tahked kristalsed ained. Erandiks on elavhõbe, mis harilikes tingimustes esineb vedelikuna. Vedelikel on eriline metalliläige. Nad on head soojuse- ning elektrijuhid. Paljud metallid on hästi sepistatavad.

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

§ 8. Keemilised märgid ja valemid.

Tänapäevani on uuritud üle miljoni üksiku aine koostist ja omadusi. Selles määratu suures ainete hulgas oleks keemia õppijal raske orienteeruda, kui selles teaduses puuduks süsteem ja üks tähtis leiutis, mis meenutab aabitsat. Selle leiutise aluseks oli atomistlik-molekulaarne teooria.

Lähtudes elementide väikesest arvust, lepiti kokku märkida iga elementi eri märgi abil. Selleks on harilikult keemilise elemendi ladina- või kreekakeelse nimetuse esimene täht. Kui kahe või mitme keemilise 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*), raud — Fe (*Ferrum*), elavhõbe — Hg (*Hydrargyrum*).

Elemendi keemiline märk tähistab ka tema aatomi kaalu hapnikühikutes. Seega tähistab täht S niihästi aatomite liiki (element väävel) kui ka üht väävli aatomit, mille kaal on 32 hapnikühikut, Fe tähendab element rauda, ühte aatomit seda elementi ja selle kaalu, mis võrdub 56 hapnikühikuga.

Tabelis (vt. lk. 26) on antud tähtsamate keemiliste elementide nimetused, märgid ja aatomkaalud.

Elementide keemiliste märkide abil on kerge koostada ühendi **keemilist valemit.**

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

Näiteks koosneb punase elavhõbehapendi molekul ühest elavhõbeda ja ühest hapniku aatomist; seega on tema keemiline valem HgO (loetakse: hüdrargürum-o).

Väävelraua molekuli tähistatakse valemiga FeS (loetakse: ferrum-es).

Kui mingi aine molekulis esineb mitu sama keemilise elemendi aatomit, kirjutatakse vastava elemendi keemilisest märgist paremale allapoole väikese numbriga tema aatomite arv molekulis. Näiteks hapniku molekul koosneb kahest aatomist; seega on tema keemiline valem O_2. Mitme molekuli või mitme üksiku aatomi märkimiseks kirjutatakse valemi või märgi ette vastav tegur. Nii tähistab 2FeS kahte väävelraua molekuli, 2O — kahte üksiku hapniku aatomit.

Valemite abil saab lühendatult märkida, millised ained võtavad reaktsioonist osa ja millised saadakse selle tulemusena.

Väävli ja raua ühinemise reaktsiooni saab märkida järgmiselt:

$$Fe+S\rightarrow FeS.$$

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

Tähtsamate keemiliste elementide nimetused, keemilised märgid ja aatomkaalud

Keemiline element	Ladinakeelne nimetus	Keemiline märk	Loetakse keemilises valemis	Aatomkaal
Alumiinium[1]	Aluminium	Al	alumiinium	27,0
Baarium	Barium	Ba	baarium	137,4
Broom	Bromum	Br	broom	79,9
Elavhõbe	Hydrárgyrum	Hg	hüdrargürum	200,6
Fosfor	Phosphorus	P	pe	31,0
Hapnik	Oxygénium	O	o	16,0
Hõbe	Argéntum	Ag	argentum	107,9
Jood	Jodum	J	jood	126,9
Kaalium	Kalium	K	kaalium	39,1
Kaltsium	Calcium	Ca	kaltsium	40,1
Kloor	Chlorum	Cl	kloor	35,5
Kuld	Aurum	Au	aurum	197,2
Lämmastik	Nitrogénium	N	en	14,0
Magneesium	Magnésium	Mg	magneesium	24,3
Mangaan	Mangánum	Mn	mangaan	54,9
Naatrium	Natrium	Na	naatrium	23,0
Raud	Ferrum	Fe	ferrum	55,9
Räni	Silícium	Si	siliitsium	28,1
Plii	Plumbum	Pb	plumbum	207,2
Süsinik	Carbóneum	C	tse	12,0
Tina	Stannum	Sn	stannum	118,7
Tsink	Zincum	Zn	tsink	65,4
Uraan	Uránium	U	uraan	238,1
Vask	Cuprum	Cu	kuprum	63,6
Vesinik	Hydrogénium	H	ha	1,008
Väävel	Sulfur	S	es	32,1

[1] Kursiiviga on tähistatud metallilised keemilised elemendid.

Kordamisküsimusi.

1. Missuguseid nähtusi nimetatakse lagunemisreaktsioonideks?
2. Tuua lagunemisreaktsiooni näide.
3. Mida nimetatakse aatomiteks?
4. Mida nimetatakse molekulideks?
5. Nimetada aatom- ja molekulkaalu ühik.
6. Mida nimetatakse keemilise elemendi aatomkaaluks?
7. Mida nimetatakse aine molekulkaaluks?
8. Missuguseid reaktsioone nimetatakse ühinemisreaktsioonideks?
9. Missuguseid reaktsioone nimetatakse asendusreaktsioonideks?
10. Mida nimetatakse keemiliseks elemendiks?
11. Missuguseid aineid nimetatakse lihtaineteks?
12. Missuguseid aineid nimetatakse liitaineteks?
13. Mille poolest erinevad metallid mittemetallidest?
14. Mida tähistab keemilise elemendi märk?
15. Mida tähistab keemiline valem?
16. Mida näitab keemilise elemendi märgist paremal allpool olev arv?
17. Mida näitab keemilise elemendi märgi või keemilise valemi ees seisev arv?

Ülesandeid ja harjutusi.

1. Kriidi kuumutamisel saadakse kustutamata lubi ja süsihappegaas. Missuguse reaktsiooni liiki kuulub selline nähtus?
2. Väävli ja elavhõbeda segu kuumutamisel tekib väävelelavhõbe. Missuguse reaktsiooni liiki kuulub selline nähtus?
3. Väävelelavhõbeda ja raua segu kuumutamisel tekib kaks ainet: väävelraud ja elavhõbe. Missuguse reaktsiooni liiki kuulub selline nähtus? Tähistage tingmärkidega selle reaktsiooni puhul reageerivate ainete ja reaktsioonil saadud ainete aatomid ning molekulid (vt. õpiku lk. 26).
4. Leidke õpikus lk. 26 toodud tabeli abil, mitu korda on:
   a) vase aatom raskem hapniku aatomist;
   b) süsiniku aatom kergem väävli aatomist;
   c) elavhõbeda aatom raskem kaltsiumi aatomist.
5. Mida väljendavad järgmised märgid:

H, O, S, N, Fe?

6. Mida tähistavad järgmised valemid:

H_2, $2H_2$, CO_2, $2H_2O$?

7. Kirjutage keemilised valemid ainetele, mille molekulid koosnevad:
   a) ühest väävli aatomist ja kahest hapniku aatomist;
   b) ühest süsiniku aatomist ja kahest hapniku aatomist;
   c) ühest süsiniku aatomist ja neljast vesiniku aatomist.
8. Kirjutage järgnevalt loetletud ainete hulgast välja esmalt lihtainete ja seejärel liitainete nimetused ja valemid: tsink (Zn), vääveltsink (ZnS), hapnik (O_2), vaskhapend (CuO), vesinik (H_2).
9. Kahes katseklaasis on ühesuguse sinise värvusega lahused: ühes on kloorvaselahus, teises — sinine tint. Missuguse katse abil võib teada saada, kummas katseklaasis on kloorvask? Vastuses andke lühike seletus katse kohta aatomistlik-molekulaarse teooria põhjal.

HAPNIK. ÕHK. AINE KAALU JÄÄVUSE SEADUS.

Hapniku keemiline märk O. Molekuli valem O_2.
Aatomkaal 16. Molekulkaal 32.

§ 1. Hapniku omadusi.

Hapnik avastati XVIII sajandi lõpul (1774). Hapniku avastanud teadlased olid hämmastunud tema mõningaist omadustest, mis näisid imestletavad.

Missugused on hapniku tähtsamad omadused?

Harilikes tingimustes on hapnik õhust veidi raskem, värvuseta ja lõhnata gaas. Tugeva rõhu all ja jahutamisel muutub hapnik helesiniseks vedelikuks, mis keeb väga madalal temperatuuril (—183°).

Ühes liitris vees lahustub 20° temperatuuril ja normaalse õhurõhu puhul 30 ml gaasilist hapnikku.

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

Paneme tähele, missugustel tingimustel need reaktsioonid kulgevad ning missugused ained tekivad. Asetame hapnikuga täidetud laia kaelaga pudelisse raudlusikakesel natuke punase fosfori pulbrit. Harilikul temperatuuril pole märgata selle aine mingeid 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. 15). 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).

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

Samal viisil võib hapnikus põletada ka väävlit. Väävel põleb hapnikus ereda sinaka leegiga. Reaktsiooni produktiks on väävlisgaas, mida on kerge ära tunda teda iseloomustava terava lõhna järgi.

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

S	+	O_2	→	SO_2.
väävli aatom		hapniku molekul		väävlisgaasi molekul

Väävli ja hapniku ühinemisreaktsioon algab pärast väävli süütamist ning tema kulgemisel eraldub samuti 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:

$$\underset{\text{süsiniku aatom}}{C} + \underset{\text{hapniku molekul}}{O_2} \rightarrow \underset{\text{süsihappegaasi molekul}}{CO_2}.$$

Sellel reaktsioonil eraldub samuti palju soojust.

Hapnikus põlevad ka niisugused ained, mida harilikult loeme mittepõlevaiks, näiteks kirjutussulg või terastraat (joon. 16). Katse korraldamiseks kinnitame kirjutussule otsa tükikese sütt. Ajame söetükikese piirituslambi leegil hõõguma ja pistame kirjutussule koos hõõguva sõega suuremasse hapnikuga täidetud klaaspudelisse. Esmalt põleb ära süsi, seejärel raud, mis põledes pillub ümberringi heledaid sädemeid. Kui pudelis olev hapnik on ära tarvitatud, lakkab põlemine. Pudeli seintel on näha tumedaid rauatagi — Fe_3O_4 (ferrum-kolm o-neli) — plekikesi.

Joon. 15. Fosfori põlemine hapnikus.

Hapnik võib ühineda ka paljude teiste keemiliste elementidega. Enamasti eraldub nende ühinemisreaktsioonide puhul soojust. **Hapniku üheks tähtsamaks keemiliseks omaduseks ongi tema keemiline reageerimine paljude teiste keemiliste elementidega ühes soojuse eraldumisega.**

Joon. 16. Terasest kirjutussule põlemine hapnikus.

Hapniku ühinemisreaktsiooni mingi ainega nimetatakse hapendumis- ehk oksüdeerumisreaktsiooniks.

Ained, mis saadakse hapniku ühinemisel fosfori, väävli, süsiniku ning rauaga, sisaldavad igaüks kaht keemilist elementi: P_2O_5 — fosforit ja hapnikku, SO_2 — väävlit ja hapnikku, CO_2 — süsinikku ja hapnikku, Fe_3O_4 — rauda ja hapnikku.

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

P_2O_5 — fosfor-viielishapend ehk fosforhappe anhüdriid, SO_2 — väävel-kahelishapend ehk väävlisgaas, CO_2 — süsinik-kahelishapend ehk süsihappegaas.

§ 2. Hapnik looduses.

Joonisel 14 toodud diagrammil on näidatud, et hapnik on kõige levinum keemiline element Maal. Kuna hapnik võib ühineda enamiku keemiliste elementidega, siis leidub looduses väga palju liitaineid, mis sisaldavad hapnikku. Ligi 90% vee kaalust moodustab

hapnik. Räni-kahelishapend (SO_2), mis on liiva peamiseks koostisosaks, sisaldab üle 50% hapnikku. Savi, paljud raua- ja alumiiniumimaagid sisaldavad hapnikku. Looma- ja taimerakud koosnevad ainetest, mis sisaldavad hapnikku (tärklis, tselluloos, valgud).

Kuigi hapniku lahustuvus vees on väike, ometi on Maa veemassis lahustunud väga palju hapnikku.

Ühe viiendiku osa õhu ruumalast moodustab hapnik.

Hapnikul on tema hapendavate omaduste tõttu määratu suur tähtsus loomade ja taimede elus. Loomade poolt sissehingatud hapnik lahustub nende veres, kandub kõigisse kehaosadesse ja hapendab orgaanilisi aineid. Vees lahustunud hapnik on kaladele niisama tähtis nagu õhuhapnik maismaa loomadele. Juhtides vett läbi lõpuste, kasutavad kalad hingamiseks vees lahustunud hapnikku, mis seejärel võtab osa nende organismis toimuvatest hapendumisreaktsioonidest. Hapendumisreaktsioonid toimuvad ka taimedes, mis samuti neelavad hingamisel hapnikku. Loomade ja taimede hingamisel toimuvate hapendumisprotsesside tähtsus seisab peamiselt selles, et nad kulgevad soojuse eraldamisega.

Hapendumisprotsessidel vabanev soojusenergia hoiab püsisoojaste loomade kehatemperatuuri ühtlasena ja teostab organismide tööd, nagu liikumine ja teised eluprotsessid.

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

Hapnik põhjustab suuri muutusi ka mineraalide seas. Maakoores esinevate hapendumisprotsesside tagajärjel toimub mineraalide koostise muutumine.

§ 3. Hapniku kasutamine ja saamine.

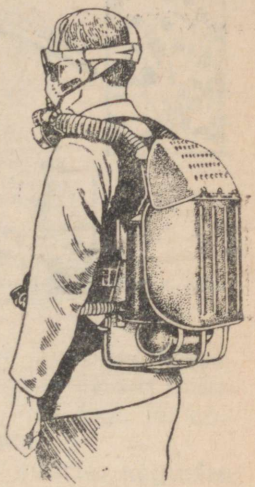
Esimesed hapniku-uurijad märkasid, et temas on kergem hingata. Nad ennustasid selle elustava gaasi laialdast kasutamist arstiteaduses ja ka igapäevases elus inimorganismi elutegevust ergutava vahendina.

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

Praegu kasutatakse puhast hapnikku sissehingamiseks vaid üksikjuhtudel: näiteks lastakse raskeid haigeid sageli hingata puhast hapnikku väikeste annustena. Lendurid, kes tõusevad suurtesse kõrgustesse, kasutavad hapnikuaparaate. Mägipäästesalkade võitlejad peavad sageli tegutsema hapnikuvaeses atmosfääris. Hingamiseks kasutavad nad aparaati (joon. 17), kuhu samas aparaadis olevast balloonist juhitakse hapnikku ja niimoodi säilitatakse hingamiseks vajalik õhu koostis.

Tööstuses saadava hapniku peamist kogust kasutatakse tänapäeval väga kõrgete temperatuuride saamiseks mitmesuguste ainete põletamisel hapnikus.

Nii näiteks segatakse ja põletatakse atsetüleeni (C_2H_2) hapnikuga erilistes põletites (joon. 18). Selle põleti leegi temperatuur on niivõrd kõrge, et raud temas sulab. Seetõttu kasutatakse atsetüleeni-hapnikuleeki metalltoodete keevitamiseks (joon. 20). Niisugust keevitamist nimetatakse **gaas** ehk **autogeenkeevitamiseks.**



Joon. 17. Hapnikuaparaat.

Vedelat hapnikku kasutatakse lõhkeainete valmistamisel. Erilised padrunid täidetakse peenestatud puiduga (puujahuga) või muude peenestatud põlevate ainetega, mis on läbi immutatud vedela hapnikuga. Saadud segu süttimisel toimub põlemine äärmiselt kiiresti ja tekib väga palju kõrge temperatuuriga gaase, millede surve võib purustada kaljusid ja paisata õhku suuri mullakoguseid. Seda lõhkeainet kasutatakse kanalite, tunnelite jne. ehitamisel.

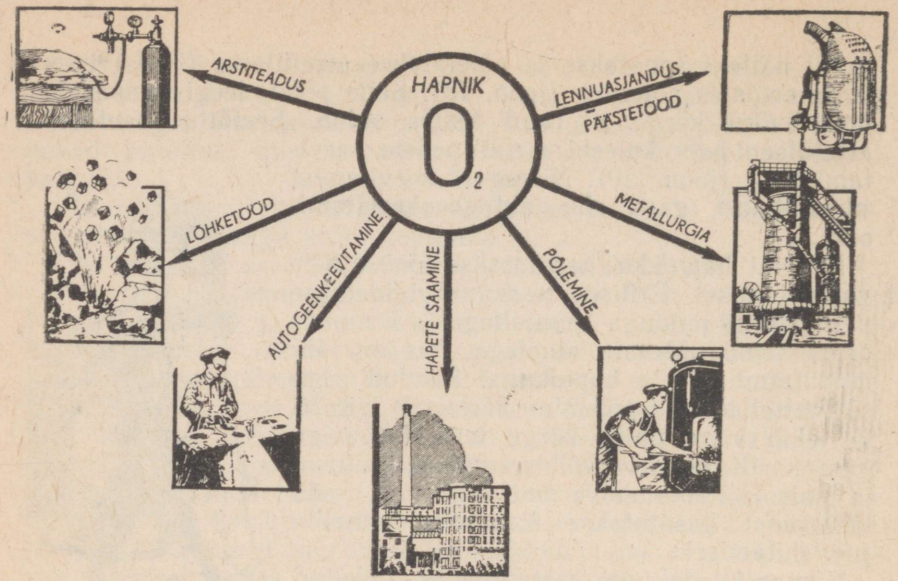
Viimasel ajal on metallurgias hakatud lisandama hapnikku õhule, et tõsta temperatuuri malmi- ja terasesulatamisahjudes. Seetõttu kiireneb terase tootmine ja paraneb tema kvaliteet. Hapniku peamised kasutamisalad on toodud joonisel 19.

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.

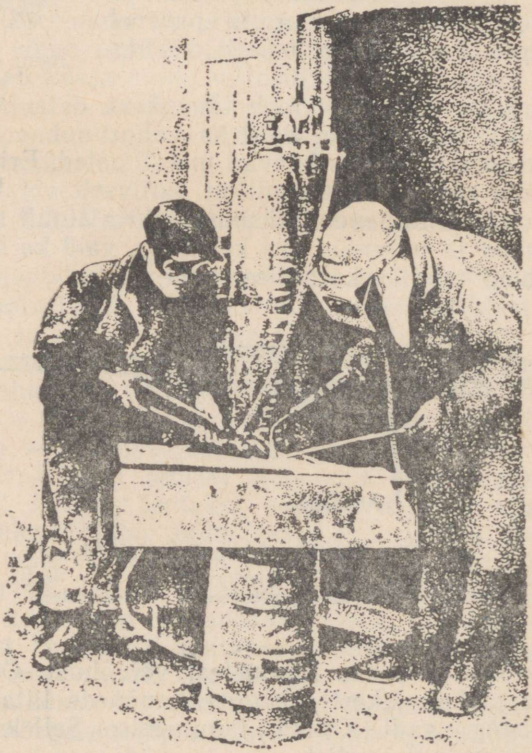
Nüüdisaja teadus lahendab küsimusi mitte ainult sellest, kuidas hapnikku saada ja paremini ära kasutada, vaid ka sellest, kuidas kaitsta esemeid hapniku keemilise toime vastu.

Joon. 18. Atsetüleeni-hapnikupõleti skeem:
a — voolik, mille kaudu hapnik voolab keevituspõletisse; *b* — voolik, mille kaudu atsetüleen voolab keevituspõletisse; *c* — keevitusleek.

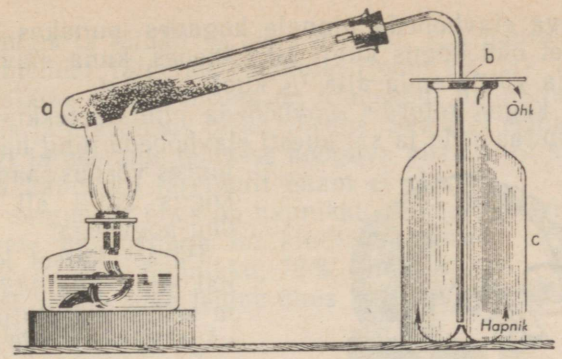
Hapnikku saadakse kas liitainetest või õhust. Õppeotstarbeks saadakse hapnikku väikestes kogustes mõnede liitainete, näiteks kaaliumpermanganaadi ($KMnO_4$) lagunemisel. Selleks kasutatakse joonisel 21 kujutatud seadist.



Joon. 19. Hapniku kasutamise skeem.



Joon. 20. Autogeenkeevitamine. Meister (paremal) hoiab paremas käes keevituspõletit, vasakus käes aga raudtraati, mille teine ots sulab keevituspõleti leegis.



Joon. 21. Hapniku saamine laboratooriumis:
a — katseklaas kaaliumpermanganaadiga; *b* — pappketas, millega suletakse pudeli *c* suue. Hapnik voolab toru kaudu pudelisse ja tõrjub sellest õhu välja.

Kuna hapnik on õhust veidi raskem, koguneb ta algul klaaspudeli põhja ning tõrjub sellest õhu välja. Et jälgida pudeli täitumist hapnikuga, pistame sinna hõõguva pirru. Pird lööb lõkkele pudeli selles osas, mis hapnikuga on juba täitunud.

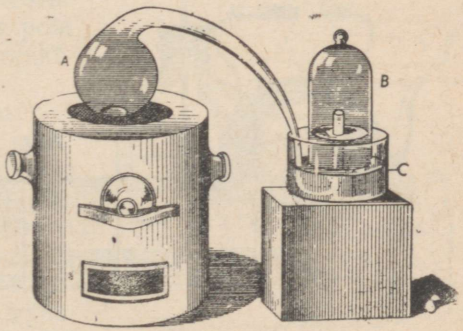
Tööstuslikuks otstarbeks saadakse hapnikku suurtes kogustes kas õhust või veest.

§ 4. Õhk.

a) 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 ja et 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 hapendumises nende kuumutamisel õhu käes või hingamis- ja põlemisprotsessis.

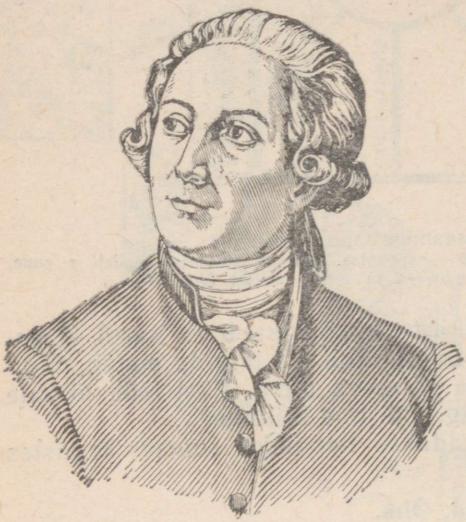
Alles XVIII sajandi lõpul, pärast hapniku avastamist, tõestas prantsuse teadlane A. Lavoisier (loe: lavuazjee) katseliselt, et õhk on gaaside segu ja mitte lihtaine. Ta asetas pisut elavhõbedat klaasretorti *A* (joon. 22), mille kõveraks painutatud peenem ots oli juhitud elavhõbedaga täidetud nõusse *C*, klaaskupli *B* alla. 12 päeva jooksul soojendas Lavoisier elavhõbedat peaaegu keemiseni. Seejuures märkas ta, et



Joon. 22. Seadis, mille abil Lavoisier uuris õhu koostist.

retordis oleva elavhõbeda pinnale kogunes punakas kiht mingit ainet ning et õhu kogus kupli all vähenes, kuna elavhõbe tõusis kõrgemale ja võttis enda alla $^1/_5$ kupli mahust.

Lavoisier kogus retordis elavhõbeda pinnale tekkinud punaka pulbri, kuumutas seda ja sai uuesti elavhõbeda ning hapniku. Seejuures võrdus saadud hapniku kogus kupli all vähenenud õhu kogusega.



A. Lavoisier (1743—1794).

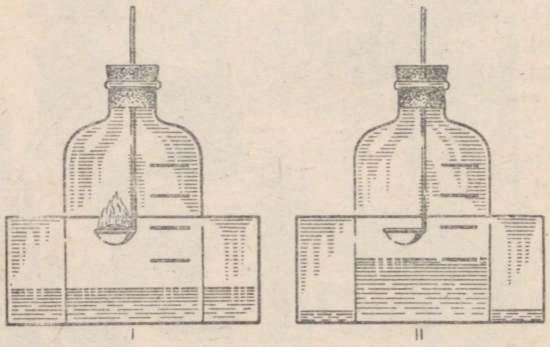
Pärast katset kustus küünal kupli alla jäänud gaasis ja sellesse asetatud hiir suri väga kiiresti. Seda osa õhust nimetas Lavoisier «lämmastikuks», sest temas pole võimalik põlemine ega elu.

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

Et kindlaks teha, kui palju on õhus hapnikku, korraldame järgmise katse (joon. 23).

Paigutame raudlusikasse natuke punast fosforit, süütame fosfori põlema ja viime kiiresti veevanni asetatud põhjata klaasnõusse (klaaskuplisse), mille tihedalt suleme korgiga (joon. 23, I). Klaasnõu täitub valge suitsuga nagu fosfori põlemisel hapnikus, sest tekib fosforhappe anhüdriid (P_2O_5).

Kui põlemine on lõpnenud ja klaasnõu veidi jahtunud, tõuseb



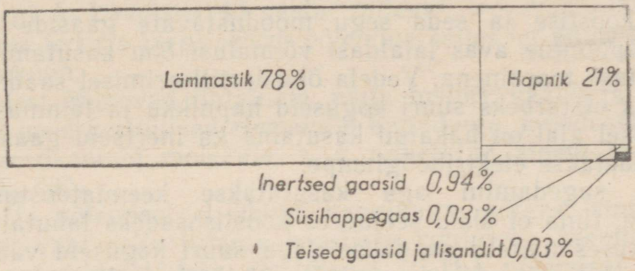
Joon. 23. Fosfori põlemine põhjata pudelis.
I — fosfor põleb põhjata pudelis; *II* — põlemine on lakanud, sest kogu õhuhapnik ühines fosforiga.

vesi klaasnõus ja täidab $^1/_5$ tema mahust, s. t. hapniku poolt enne fosfori ühinemist täidetud ruumala (joon. 23, II).

Nüüd valame vanni, milles on klaasnõu, nii palju vett, et vee tase vannis ja klaasnõus oleks võrdne. Seejärel eemaldame klaasnõult korgi ja asetame temasse hõõguva pirru. Pird kustub. Klaasnõus vaba hapnikku järelikult enam ei ole.

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

Täpsemate uurimistega on kindlaks tehtud, et õhk sisaldab ruumala järgi 21% hapnikku, 78% lämmastikku ja 0,03% süsihappegaasi. Peale selle leidub õhus veel nn. inertseid gaase (0,94%) (joon. 24).



Joon. 24. Õhu koostise diagramm.

Üht neist, argooni (Ar), on õhus ruumala järgi umbes 0,9%.

Õhus on ka tolmu ja veeauru. Kõik öeldu kehtib ainult madalamate õhukihtide kohta, mida on põhjalikumalt uuritud. Kuna õhku moodustavate gaaside omadused selles säilivad (hapnik edendab põlemist, süsihappegaas sogastab lubjavett), tuleb tunnistada, et õhk on gaaside segu.

Seda järeldust kinnitab veel asjaolu, et õhku võib saada ka kunstlikult, segades gaase vastavais vahekordades. Seejuures pole märgata mingeid keemiliste reaktsioonide tunnuseid.

Seega **on õhk gaaside segu.**

Suure rõhu all ja tugeval jahutamisel õhk veeldub. Normaalse õhurõhu puhul hakkab vedel õhk keema madalal temperatuuril (—190°). Kui vedelat õhku valada jää pinnale, hakkavad tema tilgakesed jooksma mööda jääd, vähenedes ruumalalt nagu veetilgakesed kuumal pliidil. Jääle asetatud teekannus vedel õhk keeb (joon. 25).

Joon. 25. Vedel õhk keeb jäätükile asetatud teekannus.

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

Vedela õhu aurustumise määral tõuseb tema järelejäänud osa keemistemperatuur ja muutub ka vedela õhu koostis; ta muutub hapnikurikkamaks, sest lämmastiku keemistemperatuur on madalam ja lämmastik aurub enne hapnikku. See nähtus kinnitab veel kord fakti, et õhk on gaaside segu.

b) Õhu kasutamisest.

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

Õhu koostise ja seda segu moodustavate gaaside omaduste tundmaõppimine avas laialdasi võimalusi õhu kasutamiseks keemiatööstuse toorainena. Vedela õhu destilleerimisel saadakse tööstuslikuks otstarbeks suuri koguseid hapnikku ja lämmastikku.

Viimasel ajal on hakatud kasutama ka inertseid gaase. Argooniga täidetakse elektrihõõglampe.

Kõige sagedamini aga kasutatakse keemiatööstuses õhuhapnikku, ilma et õhku seejuures koostisosadeks lahutataks. Keemiatööstuses näiteks saadakse väga suuri koguseid väävlisgaasi (SO_2) väävli või väävelmetallide põletamisel õhus.

Õhu gaasilisest segust võtab selle reaktsiooni puhul osa ainult hapnik:

$$S + O_2 \rightarrow SO_2.$$

Samuti saadakse söe põletamisel õhus süsihappegaasi:

$$C + O_2 \rightarrow CO_2.$$

Tsinkoksüüdi (ZnO — tsinkvalge) saadakse tsingi oksüdeerimisel õhuhapnikuga.

Kuid palju tähtsamad on inimesele need keemilised oksüdeerumisreaktsioonid, mis teostatakse soojuse saamise eesmärgil. Mõeldud on siin põlemisprotsesse.

§ 5. 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 jumalat. Peaaegu kõigis usundites on jälgi tule samastamisest jumalusega.

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

Pikemat aega loeti põlemist lagunemisreaktsiooniks, mille puhul põlevast ainest eraldub eriline «tuliaine», mille neelab õhk.

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

Üks esimesi teadlasi, kes tunnistas selle õpetuse valeks, oli M. V. Lomonossov.

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

Aastal 1748 kirjutas Lomonossov: «Pole mingit kahtlust, et kuumutatava metalliga alatises kokkupuutes olevad õhuosakesed ühinevad temaga, suurendades tema kaalu.»

Kuid M. V. Lomonossovile polnud teada ei hapniku ega õhu koostis. Seetõttu ei suutnud ta välja töötada ka uut teooriat tema poolt vääraks arvatu asemele.

Seda tegi A. Lavoisier 40 aastat hiljem.

Selle uue teooria järgi seisab põlemine selles, et põlev aine ühineb hapnikuga.

Tõepoolest ühinevad lihtainete, nagu fosfori, väävli ja süsiniku põlemisel need keemilised elemendid hapnikuga, moodustades seejuures keerukamaid molekule, s. t. nimetatud ainete hapendeid: P_2O_5, SO_2, CO_2.

Liitainete põlemisel ei ühine hapnikuga põleva aine terved molekulid, vaid selle liitaine koostisse kuuluvate keemiliste elementide aatomid. Näiteks atsetüleeni (C_2H_2) põlemisel ei ühine hapnikuga atsetüleeni terved molekulid C_2H_2, vaid süsiniku ja vesiniku aatomid, kusjuures tekivad hapendid: süsihappegaas (CO_2) ja vesi (H_2O).

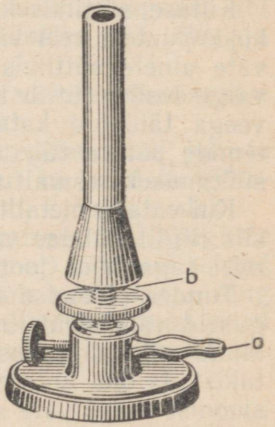
Samad ained tekivad ka petrooleumi ja tärpentini põlemisel, sest nendes on molekulid, mis koosnevad süsiniku ja vesiniku aatomitest.

Kuid ükskõik missugused ained põleksid, alati tekib seejuures soojust ja valgust. Seepärast **nimetataksegi põlemiseks iga keemilist reaktsiooni, mille puhul tekib soojust ja valgust.**

Kaasaegsed vabrikud ja tehased saavad energiat peamiselt mitmesuguse kütuse, nagu kivisöe, nafta, looduslike gaaside, turba, põlevkivi jt. põlemise arvel.

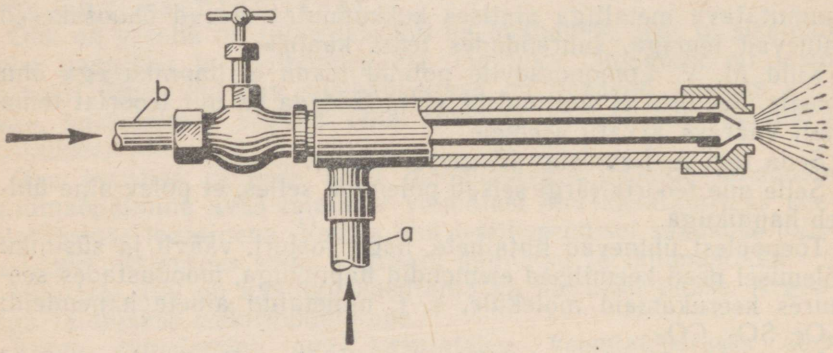
Kütuse õigeks põlemiseks on vaja osata juhtida põlemisprotsessi; selleks on kõigepealt vaja tunda põlemise põhitingimusi.

Et põleva aine molekulid saaksid kokku puutuda õhu molekulidega, on vajalik põleva aine lagunemine koostisosadeks ja nende segunemine õhuga. Kõige paremini seguneb õhuga gaasiline kütus. Joonisel 26 on kujutatud gaasipõleti, mida tavaliselt



Joon. 26. Gaasipõleti: *a* — toru, mille kaudu gaas voolab põletisse; *b* — pilu, mille kaudu õhk pääseb põleti sisemusse.

kasutatakse laboratooriumides. Põlev gaas ja õhk segunevad selle põleti sisemuses. Pole raske segada õhuga ka vedelat kütust. Selleks juhitakse läbi vedela kütuse õhujuga, mis seejuures haarab kaasa põleva vedeliku aurusid ja väikesi tilgakesi. Selline segu juhitakse koldesse (joon. 27).



Joon. 27. Seadis vedela kütuse põletamiseks (forsunka).
Toru *a* kaudu voolab seadisesse õhk ja toru *b* kaudu vedel kütus.

Raskem on saavutada hapniku molekulide juurdepääsu tahke kütuse koostises olevate süsiniku ja vesiniku aatomiteni. Seepärast mõnedes ettevõtetes, mis tarvitavad kütusena kivisütt ja turvast, peenestatakse ka neid kütuseid, et seejärel saadud kivisöe- või turbatolmu koos õhuga puhuda koldesse.

Kütuse süttimiseks ja põlemise kestmiseks on kütuse ja õhu kokkupuutest veel vähe, vajalik on ka vastav temperatuur. 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 tuletiku lähendamisest, tärpentini tuleb aga tema süütamiseks esmalt soojendada.

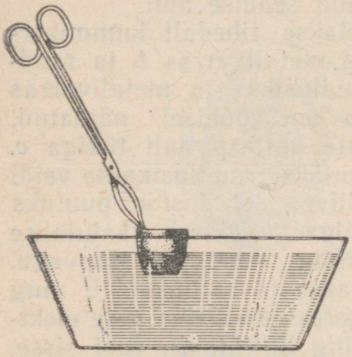
Kui valada metalltiiglisse tärpentini ja see põlema süüdata ning siis tiiglit külmas vees jahutada, kustub tuli temperatuuri langemise tagajärjel (joon. 28).

Tundes põlemise tekkimise tingimusi, on kerge mõista, missuguseid 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.

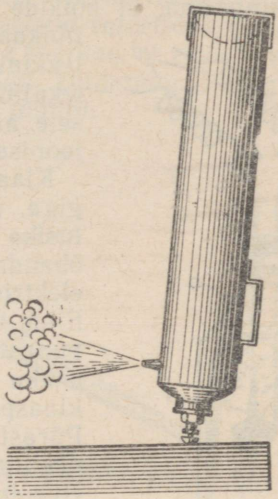
Väikeste tulekahjukollete puhul kaetakse põlev ese presendiga või tekiga ning puistatakse neile liiva. Samal otstarbel kasutatakse käsi-tulekustutajaid, mis heidavad välja süsihappegaasi sisaldavat vahtu. See vaht katab põleva eseme nagu vaibaga.

Tulekahju kustutamisel veega madaldatakse tulekahjukolde temperatuuri, samal ajal aga raskendab tekkiv veeaur õhu juurdepääsu põlevatele esemetele.

Eriti ettevaatlik tuleb olla gaasiliste ja tolmukujuliste kütustega. Õhuga segatud gaasiliste või hästi peenestatud tahkete kütuste süttimisel võib toimuda plahvatus.



Joon. 28. Põleva tärpentiniga raudtiigel jahutatakse vee abil. Põlemine lakkab.



Joon. 29. Käsi-tulekustutaja.

On teada palju õnnetusjuhtumeid õhu ja kaevandusgaasi või õhu ja söetolmu segu plahvatustest kaevandustes või õhu ja jahutolmu plahvatustest jahuveskites.

Esineb plahvatusi ka elamutes, kus ei täideta majapidamisgaasi tarvitamise eeskirju.

Põlemistingimuste ja mitmesuguse kütuse põletamise juhiste tundmine on kohustuslik nii ahjukütjatele kui ka nendele töötajatele, kes korraldavad kütmist tehastes ja soojusjõujaamades.

Meie maal põletatakse tohutud kütusekogused mitmesuguste masinate toitmiseks energiaga. Soojusjõujaamas kütmisel tehtud tühiseim viga võib põhjustada rahvamajandusele suurt kahju, ning vastupidi, iga sellealane ratsionaliseerimine võib riigile tuua suurt kasu. Sel põhjusel juhivadki meie suurtes ettevõtetes kütmist inimesed, kes hästi tunnevad põlemise teooriat.

§ 6. Aine kaalu jäävuse seadus (Lomonossovi seadus).

Keemiliste reaktsioonide puhul toimuvad ainetega põhilised muutused. Ühtede ainete molekulid lagunevad ja nende asemele tekivad teiste ainete molekulid. Seoses sellega tekib küsimus, kas muutub keemilisest reaktsioonist osavõtnud ainete üldkaal.

Näiteks vaatleme fosfori ja hapniku ühinemisreaktsiooni. Kas võib kinnitada, et kõikide fosfori ja hapniku ühinenud aatomite üldkaal võrdub selle reaktsiooni tagajärjel tekkinud kõikide fosforhappe anhüdriidi molekulide üldkaaluga? Vastata sellele küsimusele aitab meid katse, mida võib toimetada joonisel 30 kujutatud seadise abil.

Joon. 30. Fosfori põletamine suletud pudelis.
Metallvarras *b* ja raudlusika *a* pide on ühendatud küttespiraali tükiga *c*, *d* — elektrijuhtmed.

Klaaspudel suletakse tihedalt kummikorgiga, mida läbivad metallvarras *b* ja raudlusika pide *a*. Raudlusikas ja metallvarras ühendatakse, nagu on joonisel näidatud, elektrisoojendusriista küttespiraali tükiga *c*. Enne katset paigutatakse raudlusikasse veidi punast fosforit selliselt, et fosfor puutuks kokku küttespiraaliga. Seejärel kaalutakse klaaspudel koos kõige temas sisalduvaga. Pärast seda tõstetakse ta kaalukausilt ning ühendatakse raudvarras ja lusika pide elektrivoolu allikaga ning lülitatakse vool sisse. Et küttespiraali tükk kuumeneks punase hõõgumiseni, kuid ei põleks läbi, kasutatakse elektrivoolu allikana akut, ühendatakse ta elektrivõrguga reostaadi kaudu või järjestikku elektripliidiga. Sel viisil süüdatud fosfor põleb niikaua, kuni kõik pudelis olev hapnik on ära tarvitatud. On pudel jahtunud, kaalutakse ta uuesti. Kui pudel oli korgiga tihedalt suletud ja katse õigesti toimetatud, ei muutu kaalupoolte tasakaal, sest pudeli ja tema sisu kaal jääb samaks, mis oli enne katsetki.

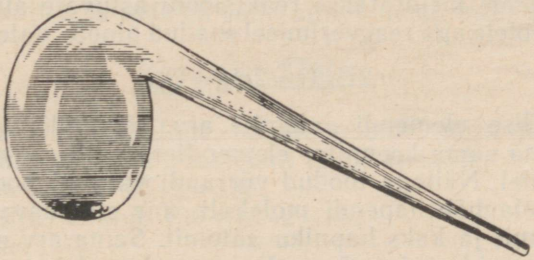
Me teame juba, et sellest reaktsioonist võtavad osa ainult fosfor ja hapnik. Fosfori aatomid ühinesid hapniku aatomitega ning tekkisid fosforhappe anhüdriidi molekulid, millede koostis avaldub valemiga P_2O_5. Kuna pudeli sisu kaal enne ja pärast katset oli võrdne, võib öelda, et reageerinud fosfori ja hapniku aatomite kaal võrdub tekkinud fosforhappe anhüdriidi molekulide kaaluga.

Fosfori asemel võib põletada pudelis samal viisil ka väävlit, magneesiumi ja teisi põlevaid aineid. Iga kord saadakse sama tulemus: reageerinud ainete kaal võrdub reaktsioonil tekkinud ainete kaaluga.

Kas see järeldus on kehtiv kõigi keemiliste reaktsioonide kohta? Enam kui 200 aastat tagasi andis M. V. Lomonossov esimesena

sellele küsimusele õige ja põhjendatud vastuse. Juhindudes atomistlikust teooriast, jõudis ta järelduseni, et reageerivate ainete aatomite kaal ei saa keemiliste reaktsioonide puhul muutuda. Seda järeldust kinnitas ta rea katsetega; ühte nendest kirjeldatakse järgnevalt.

M. V. Lomonossov uuris, kas muutub metallide kaal, kui neid kuumutada suletud nõudes. Selleks otstarbeks korraldas ta katseid metallide kuumutamise kohta kinnisulatatud retortides (joon. 31), kaaludes neid enne ja pärast katset. Ta märkas, et retordi kuumutamisel kattub metall küll hapendikihiga, kuid retordi ning selles oleva metalli ja õhu kaal seejuures ei muutu.



Joon. 31. Kinnisulatatud klaasretort.

Lomonossov andis neile katsetele õige seletuse ja laiendas neist tehtava järelduse kõigile keemilistele nähtustele. Enda poolt avastatud seaduse sõnastas ta järgmiselt: «Kõik looduses toimuvad muutused on sellise iseloomuga, et nii palju kui ühelt kehalt ära võetakse, niisama palju lisandub teisele.»

Alles hiljem tegi prantsuse keemik A. Lavoisier, uurides metallide hapendumist nende kuumutamisel õhu käes (vt. lk. 33), samasuguseid järeldusi.

Möödunud sajandi lõpul ja käesoleva sajandi algul kontrolliti M. V. Lomonossovi seadust paljude teadlaste poolt, kellel olid kasutada väga tundlikud kaalud. Reageerivate ja reaktsiooni tulemusena tekkivate ainete ka kõige täpsematel kaalumistel ei olnud ühtegi juhtu, kus oleks esinenud kõrvalekaldumisi M. V. Lomonossovi poolt avastatud seadusest.

Seda seadust sõnastatakse järgmiselt:

keemilisse reaktsiooni astunud ainete kaal võrdub alati reaktsiooni tulemusena saadud ainete kaaluga.

Seda seadust nimetatakse aine kaalu jäävuse seaduseks ehk Lomonossovi **seaduseks.**

See seadus kinnitab, et keemiliste reaktsioonide puhul aatomid ei hävi ega teki uuesti ning et nendest ühegi kaal ei muutu.

Aine kaalu jäävuse seaduse põhjal võib kindlalt eitada religioosset väärõpetust, nagu oleks maailm loodud eimillestki, ning

saab paljastada paljusid «imesid», mida mõtlesid välja mitmesuguste usundite eestvõitlejad.

Selle seaduse avastamine võimaldas keemias tarvitusele võtta kvantitatiivseid meetodeid ainete ja nende muunduste uurimisel. Sai võimalikuks ette näha reaktsioonil tekkiva aine kaalulist kogust, kui on teada reageeriva aine kaal.

Kvantitatiivsete uurimismeetodite rakendamine kindlustas keemia kui täppisteaduse kiire arengu.

§ 7. Keemilised võrrandid.

Tuginedes aine kaalu jäävuse seadusele, lepiti kokku tähistada keemilisi reaktsioone eriliste võrrandite abil. Keemilise võrrandi vasakule poolele kirjutatakse reaktsiooni astuvate ainete valemid, paremale poolele aga reageerimisel saadud ainete valemid. Näiteks:

$$2HgO = 2Hg + O_2.$$

Iga keemilise elemendi aatomite arv võrrandi vasakul poolel peab võrduma sama keemilise elemendi aatomite arvuga võrrandi paremal poolel. Näitena toodud võrrandi vasakul poolel on tähistatud kaks elavhõbehapendi molekuli, mis sisaldavad kaks elavhõbeda aatomit ja kaks hapniku aatomit. Sama arv elavhõbeda ja hapniku aatomeid on ka võrrandi paremal poolel.

Koostame näitena tsingi ja hapniku ühinemisreaktsiooni, kui on teada, et tsingi keemiline märk on Zn, hapniku molekuli valem on O_2 ja tsinkhapendi valem on ZnO. Kirjutame esmalt lähteainete märgid ja asetame nende vahele plussmärgi (+). Lähteainete ja saadavate ainete valemite vahele on tavaks kirjutada võrdsusmärk (=). Kuid viimast võib kirjutada ainult siis, kui keemilise elemendi aatomite arvud võrrandi vasakul ja paremal poolel on tõeliselt võrdsed. Seepärast kirjutame esialgu võrdsusmärgi asemele noole:

$$Zn + O_2 \rightarrow ZnO.$$

Kuna võrrandi vasakul poolel toodud hapniku molekulis on kaks hapniku aatomit, siis peab ka võrrandi paremal poolel olema niisama palju hapniku aatomeid. Järelikult tuleb võrrandi paremal poolel kirjutada kaks tsinkhapendi molekuli. Seepärast peab tsinkhapendi valemi ees seisma tegur 2:

$$Zn + O_2 \rightarrow 2ZnO.$$

Et kahe tsinkhapendi molekuli moodustamiseks vajatakse kaks tsingi aatomit, tuleb võrrandi vasakul poolel tsingi aatomi märgi ette kirjutada samuti tegur 2. Nii saame võrrandi tema lõppkujul:

$$2Zn + O_2 = 2ZnO.$$

Ei tule arvata, et tegureid ehk koefitsiente kirjutades me lisandame meelevaldselt mingisuguseid molekule. Võrrandi abil püüame

vaid õigesti näidata, mis toimus tegelikult ning missugune on reageerinud ja reaktsiooni tulemusena saadud ainete molekulide arvuline suhe.

Võrrand $2Zn+O_2=2ZnO$ näitab, et iga kahe tsingi aatomi ühinemisel ühe hapniku molekuliga tekib kaks tsinkhapendi molekuli. Meenutame, et kõige väiksemagi tsingitükikese põlemise puhul võtab reaktsioonist osa hiiglasuur arv tsingi aatomeid ja hapniku molekule. Kuid tsingi molekulide[1] arvu ja hapniku molekulide arvu suhe on alati 2:1.

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

1. Koostame esmalt reaktsiooni võrrandi.

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

$$\underline{\underline{2Zn}} + O_2 = \underline{2ZnO}.$$

3. Kasutades aatomkaalude tabelit leiame, mitu hapnikühikut kaalub 2 aatomit tsinki ja 2 molekuli tsinkhapendit:

2 aatomit Zn kaalub $65 \cdot 2 = 130$;

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

4. Kirjutame:

162 hapnikühiku ZnO saamiseks kulub 130 hapnikühikut tsinki; 324 grammi ZnO saamiseks kulub x grammi tsinki. Kuna hapnikühikutes antud arvude suhe peab võrduma grammides antud arvude suhtega, siis võime koostada järgmise võrde:

$$162 : 130 = 324 : x$$

5. Võrdest leiame, et

$$x = \frac{130 \cdot 324}{162} = 260 \text{ (g) tsinki.}$$

Seega tuleb 324 g tsinkhapendi saamiseks põletada 260 g tsinki.

Kordamisküsimusi.

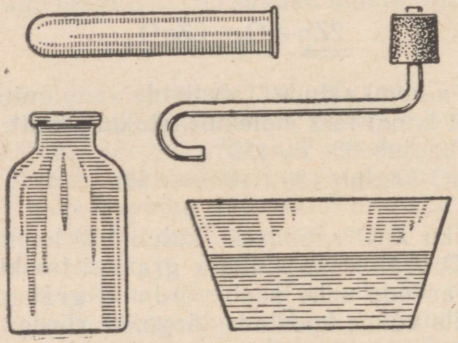
1. Nimetada hapniku füüsikalisi omadusi.
2. Nimetada hapniku keemilisi omadusi.
3. Missuguseid aineid nimetatakse hapenditeks?
4. Missuguseid reaktsioone nimetatakse hapendumisreaktsioonideks?
5. Missuguseid hapnikku sisaldavaid aineid tunnete?
6. Millest ja kuidas saadakse hapnikku laboratooriumis?
7. Kuidas võib saada puhast hapnikku õhust?
8. Mispärast peetakse õhku gaaside seguks, mitte aga keemiliseks ühendiks?
9. Missugune on õhu koostis?
10. Missuguseid reaktsioone nimetatakse põlemiseks?

[1] Et tsingi molekulid on üheaatomilised, siis tähistavad sõnad «aatom tsinki» ja «molekul tsinki» ühte ja sama osakest.

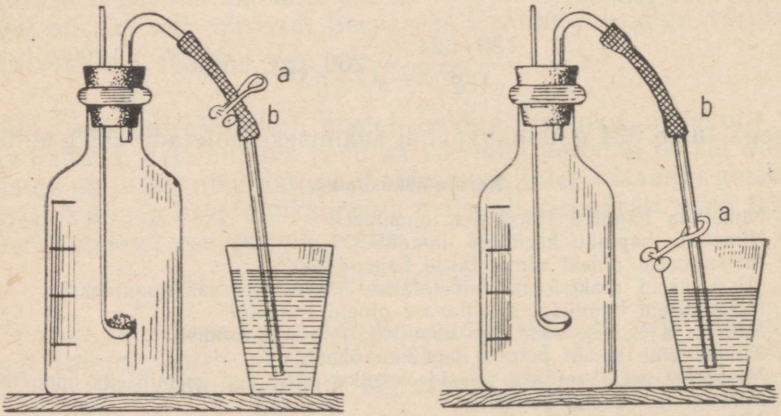
11. Nimetada põlemise põhitingimusi.
12. Nimetada kütuse tähtsamaid liike.
13. Sõnastada aine kaalu jäävuse seadus.
14. Kes avastas aine kaalu jäävuse seaduse ja missuguste katsete varal?
15. Missugune on selle seaduse avastamise tähtsus teadusele?

Harjutusi ja ülesandeid.

1. Ühes kahest klaaspudelist on hapnik, teises aga vesinik. Kuidas on kõige lihtsam teada saada, kummas pudelis on hapnik?
2. Lihtaine põlemisel hapnikus saadi hapend, mida tähistatakse valemiga P_2O_5. Missugust ainet põletati?
3. Nimetada teile tuntud ained, milledest on laboratooriumis võimalik saada hapnikku.
4. Joonisel 32 on kujutatud hapniku saamise ja vee all kogumise seadise detailid. Joonistage see seadis koostatud kujul.



Joon. 32. Hapniku saamise seadise detailid.



Joon. 33. *I* — õhuga täidetud korgitud pudelis põleb magneesium. *II* — magneesiumi põlemine lakkas. Näpits *a* sulges kummivooliku ava. Näpits *a* on lastud alla.

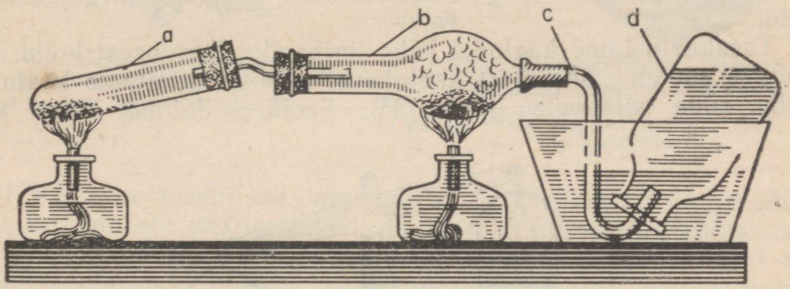
5. Joonisel 33 on kujutatud korgitud õhuga täidetud klaaspudel. Raudlusikal põleb magneesium, gaasijuhtetoru on asetatud vette, näpits *a* pigistab kinni kummitoru *b*. Mis toimub, kui põlemine lakkab ja näpits *a* kõrvaldatakse kummitorult? Joonestage seadis enne ja pärast katset. Andke seletus valmistatud jooniste ja katse kohta.

6. Õhuga täidetud silinder on asetatud suudmega vette. Silindris olevale korgile on pandud valge fosfor, mis õhu käes kiiresti oksüdeerub. Kuidas seletada veetaseme tõusu silindris? Joonestada seadis ja näidata, missuguse kõige kõrgema jaotuseni võib tõusta veetase silindris.

7. Mispärast põleb toores küttepuit kuivast halvemini?

8. Mispärast täidetakse elektrihõõglambid kas argooni või lämmastikuga, mitte aga õhuga?

9. Joonisel 34 on kujutatud seadis, millega korraldatakse järgmine katse. Katseklaasis *a* olevat elavhõbehapendit ja torus *b* olevat fosforit soojendatakse üheaegselt. Reaktsiooni saadused juhitakse toru *c* kaudu pudelisse *d*, kus nad vees lahustuvad. Kirjutada võrrandid reaktsioonidele, mis toimuvad katseklaasis *a* ja torus *b*.



Joon. 34. Elavhõbehapendi lagunemine ja fosfori hapendamine:
a — elavhõbehapendiga katseklaas; *b* — kuultoru, milles on väike kogus punast fosforit; *c* — gaasijuhtetoru; *d* — veega täidetud klaaspudel.

10. Mitu grammi punast elavhõbehapendit peab lagunema, et saada 64 g hapnikku?

11. Kui palju väävelrauda saadakse 112 g raua ühinemisel väävliga?

12. On antud järgmised reaktsioonide skeemid:

a) $HgO \rightarrow Hg + O_2$
b) $Mg + O_2 \rightarrow MgO$
c) $P + O_2 \rightarrow P_2O_5$

Leida tegurid ja asendada nooled võrdsusmärkidega.

VESINIK. AINE KOOSTISE PÜSIVUSE SEADUS. VALENTS.

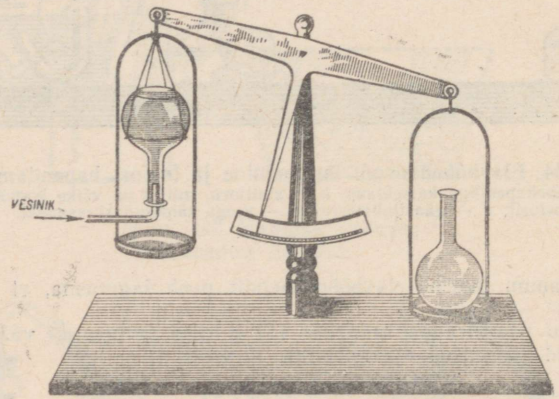
Keemiline märk H. Molekuli valem H_2.
Aatomkaal 1,008. Molekulkaal 2,016.

§ 1. Vesiniku omadused.

Teade vesiniku avastamisest avaldati esmakordselt aastal 1766. Seda gaasi nimetati algul «põlevaks õhuks» tema omaduse tõttu põleda. Mõningail juhtudel on võimalik teda avastada selle tunnuse põhjal.

a) *Vesiniku füüsikalised omadused.* Vesinikul pole värvust ega lõhna. Ta on õhust kergem. Selles võib veenduda järgmise katse abil.

Tasakaalustame kaaludel kaks ligikaudu ühesuurust kolbi. Seejuures asetame ühe neist kaalukausile, teise kinnitame kaalukangile, suue allapoole (joon. 35). Seejärel juhime teise kolbi



Joon. 35. Kolb muutub kergemaks, kui vesinik on temast õhu välja tõrjunud.

klaastoru kaudu vesiniku saamise seadisest vesinikku. Peagi muutub tasakaal: kolb, millesse juhtisime vesinikku, osutub kergemaks sellest, kus on õhk. Kasutades vesiniku kergust, võime teda «valada» ühest nõust teise, nagu on näidatud joonisel 36.

Silindris *A* on vesinik, silindris *B* — õhk. Hoides esimest silindrit kaldu, teist põhjaga ülespoole, võib vesiniku «valada» silindrist *A* silindrisse *B*.

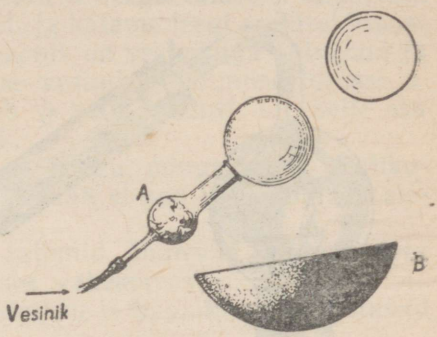
Vesinikuga täidetud seebimullid tõusevad ülespoole (joon. 37).

Täpsete kaalumistega on kindlaks tehtud, et vesinik on peaaegu 16 korda hapnikust ja $14^1/_2$ korda õhust kergem.

Tugeval jahutamisel ja rõhu all muutub vesinik vedelikuks, mis keeb väga madalal temperatuuril (—253°).

Vesinik on vees väga vähe lahustuv.

Joon. 36. Vesiniku «valamine» ühest silindrist teise.
Silindris *A* on vesinik; silindris *B* on õhk.



Joon. 37. Vesinikuga täidetud seebimullid tõusevad ülespoole.
Toru *A* kerakujulises osas on vett vesiniku puhastamiseks happepritsmetest; kausis *B* on seebilahus.

b) *Vesiniku keemilised omadused.* Vesiniku keemiliste omadustega tutvumiseks vaatleme tema ja hapniku ühinemise reaktsiooni. Väikeses paksude seintega klaassilindris mahuga kuni 50 ml segame mõlemaid gaase.[1] Tavalisel temperatuuril pole märgata vesiniku reageerimist hapnikuga. Vesiniku ja hapniku segu süütamisel toimub aga plahvatus. See on eriti tugev siis, kui segu koosneb ühest ruumalast hapnikust ja kahest ruumalast vesinikust. Niisugust segu nimetatakse **paukgaasiks.**

Et teada saada, missugune aine tekib vesiniku ja hapniku ühinemisel, võib korraldada järgmise katse.

Vesiniku põletamiseks hapnikus kasutatakse kerakujulist anumat läbimõõduga 30—40 mm (joon. 38), kuhu vesinikku juhitakse portselantoru *A* kaudu, hapnikku aga läbi klaastoru *B*. Reaktsiooni saadused lähevad toru *C* kaudu katseklaasi *D*, kuhu varsti tekib natuke vett. Tihenemata aur väljub toru *E* kaudu. Järelikult tekib vesiniku ja hapniku ühinemisel vesi.

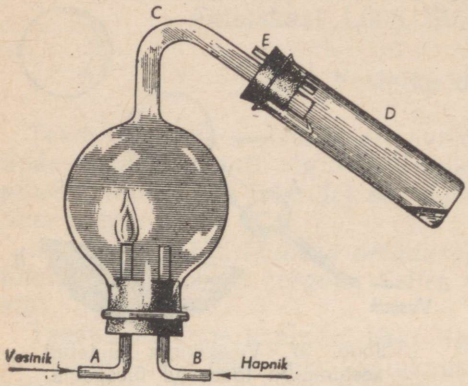
Vesiniku põlemisel hapnikus eraldub palju soojust, mille tõttu portselantoru *A* kuumeneb vesiniku põlemise kohal valge hõõguseni.

Vesinik võib põleda ka õhus. Vesiniku ja õhu segu plahvatab samuti süütamisel. Seepärast tuleb olla ettevaatlik töötamisel vesinikuga. Enne kui süüdata vesiniku saamise aparaadist väljuv gaas, tuleb kontrollida vesiniku puhtust. Selle juhise rikkumine võib põhjustada õnnetusi (joon. 39).

---

[1] Suurema mahuga silindris ei tohi vesiniku-hapniku segu süüdata, sest silinder võib puruneda.

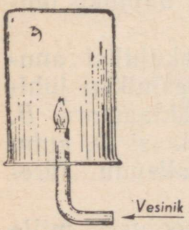
Vesiniku puhtust kontrollitakse järgmiselt: vesinik kogutakse kummuli keeratud katseklaasi, seejärel eemaldatakse katseklaas vesiniku saamise seadisest ja lähendatakse suudmega leegile.



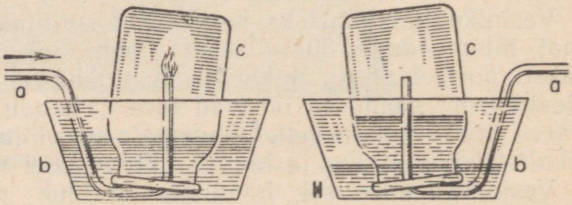
Joon. 38. Vesiniku põlemine hapnikus. Toru *A* kaudu voolab vesinik, toru *B* kaudu hapnik, toru *E* kaudu väljub veeaur. Katseklaasi *D* põhjas on veidi vett, mis tekkis vesiniku ühinemisel hapnikuga.

Joon. 39. Klaaspudelis oleva vesiniku ja õhu segu plahvatus.

Juhul, kui vesinik on segatud kas hapniku või õhuga, toimub katseklaasis plahvatus, millega kaasneb teravalt vilistav, haukuv hääl. Puhas vesinik aga süttib nõrga plaksuga ja põleb rahulikult.



Joon. 40. Veeauru avastamine, mis tekib vesiniku põlemisel.



Joon. 41. Vesiniku põlemine kinnises klaaspurgis. *I* — suudmega vette asetatud klaaspurgis, milles on õhk, põleb vesinik; *II* — vesiniku põlemine lakkas, kuna kogu õhus olev hapnik ühines vesinikuga.

Vee tekkimist vesiniku põlemisel õhus võib tähele panna, kui hoida põleva leegi kohal mingisugust külma eset, näiteks klaasi. Veeaur tiheneb kastetilgakestena klaasi siseseintele (joon. 40).

On märkimisväärne, et vesiniku põlemisel ühineb vesinikuga ainult hapnik, lämmastik aga jääb neis tingimustes vabaks. Seda võib täheldada järgmise katse puhul (joon. 41).

Paigutame põleva vesinikuga toru *a* veega täidetud anumasse *b*, nii nagu on näidatud joonisel 41, ja katame leegi seejärel klaaspurgiga *c*. Kui kõik purgis olev hapnik on vesinikuga ühinenud ja põlemine lakkab, siis katkestame vesiniku juhtimise torusse *a*. Kohe tõuseb vesi purgis ja täidab $^1/_5$ selle mahust, s. t. selle osa mahust, mida varem täitis hapnik.

Tähendab, vesiniku aatomitel on nagu mingisugune «valikuvõime» teiste aatomite suhtes, s. t. nad ei saa iga keemilise elemendi aatomitega ühineda.

c) Kas vesiniku ja hapniku aatomid ühinevad mingisuguses kindlas tähelepandavas koguselises vahekorras?

See tähendab, mitu aatomit vesinikku ja hapnikku moodustavad ühinemisel ühe veemolekuli?

See küsimus pole otsese vaatluse teel lahendatav, kuna vesiniku ja hapniku aatomid on niivõrd väikesed, et ühegi mikroskoobi abil ei ole võimalik määrata nende arvu vee molekulis. Sellele küsimusele vastuse leidmiseks arutame järgmiselt. Oletame, et ühe hapniku aatomiga ühineb ainult üks vesiniku aatom. Seega peab hapniku 16 kaaluosaga ühinema üks kaaluosa vesinikku, kuna hapniku aatom on 16 korda vesiniku aatomist raskem.

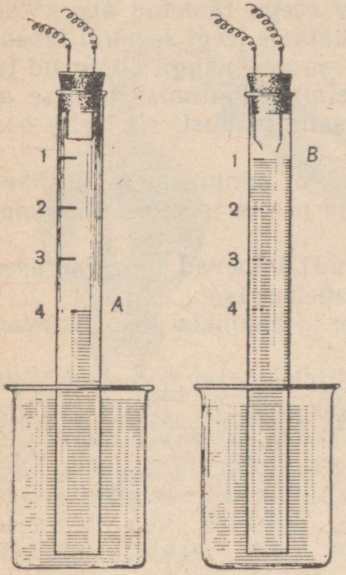
Kui aga ühe hapniku aatomiga ühineb kaks vesiniku aatomit, siis peab hapniku 16 kaaluosaga liituma kaks kaaluosa vesinikku. Kui ühe hapniku aatomiga liitub kolm vesiniku aatomit, siis peab hapniku 16 kaaluosaga reageerima kolm kaaluosa vesinikku.

Missugune nendest oletustest on nüüd õige?

Vastust sellele küsimusele aitab leida katse. Selleks tuleb valmistada selliseid segusid, et ühes nendest oleks 16 kaaluosa hapniku kohta üks kaaluosa vesinikku, teises kaks ja kolmandas kolm. Pärast ühinemisreaktsiooni selgub, kas kogu segu on reageerinud; kui mitte, siis missugune gaas ja missuguses koguses ei reageerinud. Sellise segu valmistamiseks pole vajalik ei hapniku ega vesiniku kaalumine, sest meil on teada, et üks nendest on 16 korda teisest raskem ning et hapniku 16 kaaluosal on sama ruumala mis vesiniku ühel kaaluosal. Seepärast peavad esimeses segus olema võrdsed ruumalad vesinikku ja hapnikku, teises vesinikku kaks korda ja kolmandas kolm korda rohkem.

Katseks kasutame joonisel 42 kujutatud seadist. Klaastoru (läbimõõduga 10—15 mm) suletakse ülalt kummikorgiga, mida läbivad kaks metallvarrast või naela, millede torus olevaid otsi ühendab juuspeen traat. Toru on täidetud veega ja asetatakse lahtise otsaga veega täidetud nõusse. Esmalt juhime torusse hapnikku kuni arvuga 1 märgitud jaotuseni, seejärel kolm korda rohkem vesinikku — kuni arvuga 4 märgitud jaotuseni. Kinnitame metallvarrastele elektrijuhtmed ja lülitame need valgustus-

võrku. Lühiühenduse tõttu põleb torus olev peenike traat silmapilkselt läbi ja sädemest plahvatab hapniku-vesiniku segu. Seejärel tõuseb vesi torus esimese jaotuseni. Järelikult segu neljast võrdsest ruumalast võttis reaktsioonist osa kolm ruumala. Tekkinud veeaur muutus veeks.



Joon. 42.
A — klaastorus on segatud kolm ruumala vesinikku ühe ruumala hapnikuga, *B* — pärast segu plahvatust jäi torusse üks ruumala vesinikku.

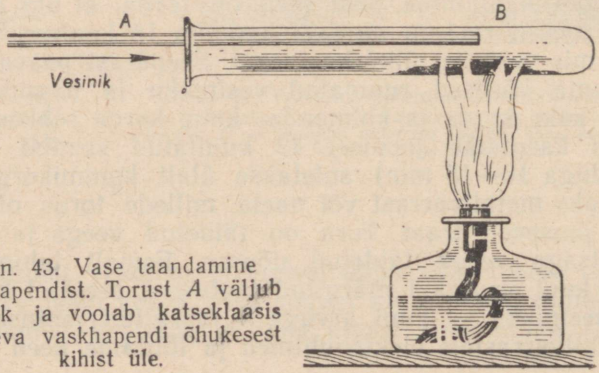
Torusse jäänud gaasi põleva pirruga uurides veendume, et see on vesinik. Tähendab, vesiniku kolmest ruumalast ühines ainult kaks ruumala hapniku ühe ruumalaga. Järelikult on õige teine oletus: ühe hapniku aatomiga ühineb kaks aatomit vesinikku ja vee koostis tuleb tähistada valemiga H_2O. Nüüd võime kirjutada vesiniku ja hapniku ühinemisreaktsiooni võrrandi:

$$2H_2+O_2=2H_2O.$$

Sellest katsest võib järeldada, et ainete valemid koostatakse ainete koostiste ja nende ainete keemilistest elementidest tekkimisreaktsioonide uurimise alusel.

d) *Vesinik — taandaja.* Vesinik võib ühineda ka liitainete koostisse kuuluva hapnikuga. Näiteks võib vesinik vaskhapendilt selle koostisse kuuluva hapniku ära võtta. Selles veendume järgmise katse puhul.

Katseklaasi puistatakse õhukese kihina veidi vaskhapendi musta pulbrit ja juhitakse sellesse, nagu on kujutatud joonisel 43.



Joon. 43. Vase taandamine vaskhapendist. Torust *A* väljub vesinik ja voolab katseklaasis *B* oleva vaskhapendi õhukesest kihist üle.

vesinikku. Üheaegselt soojendatakse katseklaasi seda osa, kus on vaskhapend. Varsti võib märgata katseklaasi suudme juures esmalt auru ja seejärel ka veetilkade ilmumist; katseklaasi siseseintele tekib aga õhuke puhtast vasest kirme. See näitab, et vesiniku aatomid ühinesid vaskhapendi molekulides sisalduvate hapniku aatomitega, vase aatomid moodustasid aga lihtaine – vase:

$$\underset{\text{vaskhapend}}{CuO} + \underset{\text{vesinik}}{H_2} = \underset{\text{vask}}{Cu} + \underset{\text{vesi}}{H_2O}.$$

Keemilist reaktsiooni, mille tagajärjel mingist ainest hapnik ära võetakse, nimetatakse taandumisreaktsiooniks.

Äntud juhul toimus vase taandumine vaskhapendist. Seda reaktsiooni võib vaadelda ka kui vesiniku hapendumist, sest vesinik ühines hapnikuga. Järelikult on vesiniku reageerimine vaskhapendiga **hapendumis-taandumisreaktsioon.** Selles protsessis on hapendajaks vaskhapend, taandajaks aga vesinik.

Kui vaskhapendi asemel puistata katseklaasi seatinahapendit või elavhõbehapendit ning juhtida sellesse soojendamisel vesinikku, saadakse samuti metallid ja vesi:

$$\underset{\text{elavhõbehapend}}{HgO} + \underset{\text{vesinik}}{H_2} = \underset{\text{elavhõbe}}{Hg} + \underset{\text{vesi}}{H_2O}.$$

Ka need on hapendumis-taandumisreaktsioonid, kus taandajaks on vesinik, hapendajaks aga seatinahapend või elavhõbehapend. Kuid mitte kõik hapnikuga ühinenud elemendid ei anna seda nii kergesti vesinikule ära. Nii näiteks pole võimalik alumiiniumhapendist ja magneesiumhapendist sel viisil puhtaid metalle saada.

§ 2. Vesinik looduses ja vesiniku saamine.

Vaba vesinikku leidub Maa pinnal väga väikestes kogustes: väikese erikaalu tõttu ei saa ta koguneda atmosfääri alumistes kihtides.

Kuid ühendeis teiste keemiliste elementidega esineb vesinik väga laialdaselt; näiteks moodustab vesinik $^1/_9$ osa vee kaalust. Nafta koosneb peamiselt vesiniku ja süsiniku ühendeist. Kõikide elusorganismide rakud ja koed sisaldavad vesinikku. Vesinik kuulub põlevate gaaside koostisse, mis mõnedes kohtades esinevad maa sees. Saraatovi gaas koosneb peamiselt metaanist (CH_4), mille koostises on ligikaudu 25% vesinikku.

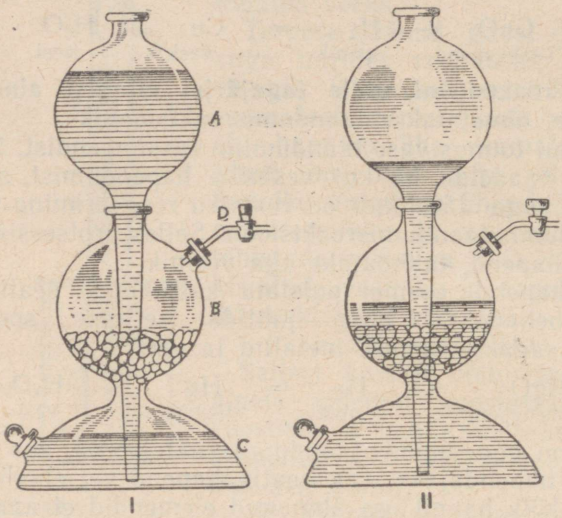
g) *Vesiniku saamine laboratooriumis.* Keemialaboratooriumides saadakse vesinikku väävelhappe või soolhappe toimel tsingisse. Seejuures tsingi aatomid asendavad happe molekulides vesiniku aatomeid:

$$\underset{\text{tsink}}{Zn} + \underset{\text{soolhape}}{2HCl} = \underset{\text{kloortsink}}{ZnCl_2} + \underset{\text{vesinik}}{H_2}\uparrow\ ^1$$

[1] Kui reaktsiooni puhul saadakse gaasiline aine, tähistatakse seda aine valemi kõrvale kirjutatud ülespoole suunatud noolega.

TRU Raamatukogu

Seda reaktsiooni teostatakse tavaliselt kipi aparaadis (joon. 44), mis koosneb kahest põhiosast: suurest kerakujulisest lehtrist *A* ning kera- ja poolkerakujulisest terviklikust anumast *B, C*. Selle anuma ülemises osas on kaks ava: keskmine suurem ava lehtri *A* jaoks ja küljel teine vesiniku väljajuhtimiseks. Viimane suletakse korgiga, mida läbib klaaskraaniga toru *D*.



Joon. 44. Kipi aparaat. I — aparaat on «laetud»; II — aparaat tegevuses.

Lehtri toru ulatub peaaegu anuma põhja. Anuma kerakujulisse ossa *B* pannakse tsingitükid. Seejärel valatakse kipi aparaati lehtri *A* kaudu hapet sellises koguses, et see täidaks anuma alumise osa *C* ning tõuseks keskmisse kerra *B* ja kataks tsingitükid.

Tekkiv vesinik väljub toru ja kraani *D* kaudu. Kui vesinikku ei vajata, suletakse kraan. Eralduv vesinik, väljapääsu mitte leides, rõhub ülalt happele, mis tõuseb lehtri *A* ülemisse ossa. Seetõttu alaneb happe pind keskmises kerakujulises osas, katkeb tsingi kokkupuude happega ning seega ka vesiniku tekkimise reaktsioon. Kuid aparaat jääb «laetud» olekusse: tarvitseb vaid avada kraan ja vesinik välja lasta, et hape tungiks uuesti keskmisse kerakujulisse ossa, puutuks kokku tsingiga ja astuks sellega reaktsiooni.

Puhast vesinikku võib süüdata tema väljumisel kraanist, kuid õhu või hapnikuga segunenud vesiniku süütamisel võib toimuda tugev plahvatus. Seepärast tuleb enne vesiniku süütamist tingimata kontrollida selle puhtust (vt. lk. 48).

Väikeste vesinikukoguste saamiseks võib kasutada joonisel 45 kujutatud seadist, mis töötab kipi aparaadi põhimõttel. Lehtris *A*

ja katseklaasi *B* alumises osas on hape. Korgist kettal *C* on tsingitükid. Vesinik väljub kraani *D* kaudu.

b) *Vesiniku saamine tööstuses.* Tööstuses saadakse vesinikku mitmel viisil.

Käesoleval ajal on kõige enam levinud vesiniku saamise viis, mille puhul veeauru juhitakse üle hõõguvate süte. Kõrgel temperatuuril toimub asendusreaktsioon, mille puhul vee molekuli koostisse kuuluvad vesiniku aatomid asendatakse süsiniku aatomitega:

$$C + H_2O = CO + H_2.$$

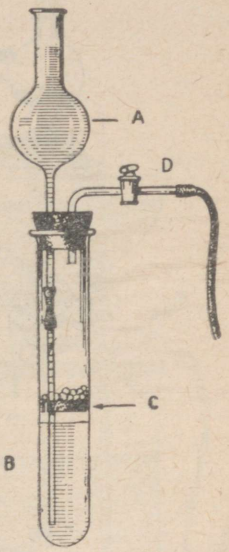
Koos vesinikuga saadakse süsinikhapendit ehk vingugaasi (CO). Nende gaaside eraldamiseks kasutatakse keerukaid füüsikalisi ja keemilisi menetlusi.

Vesinikku saadakse samuti vee lagundamisel elektrivoolu toimel. Seejuures saadakse üheaegselt hapnikku ja vesinikku:

$$2H_2O = O_2 + 2H_2 \uparrow.$$

Me teame juba, missugune suur tööstuslik tähtsus on hapnikul.

Seetõttu peab kahe väärtusliku gaasi üheaegne saamine kõige odavamast toorainest, s. t. veest, leidma kõige laialdasemat levikut NSV Liidus seoses uute hüdroelektrijaamade töösse astumisega.



Joon. 45. Seadis vesiniku saamiseks väikestes kogustes. Torus *A* ja katseklaasi *B* alumises osas on hape. Korgist kettal *C* on tsingitükid. Vesinik väljub kraani *D* kaudu.

§ 3. Vesiniku kasutamine.

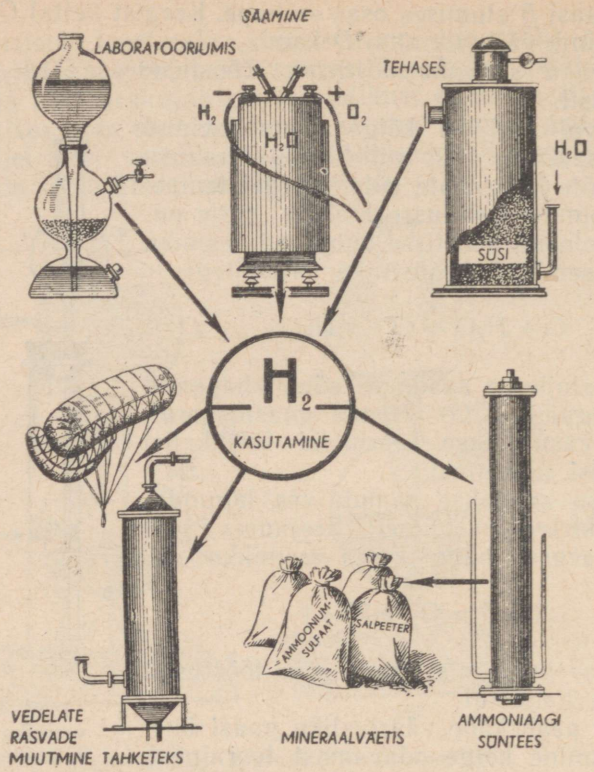
Oma väga väikese erikaalu tõttu kasutatakse vesinikku aerostaatide (õhupallide) täitmiseks. Suure Isamaasõja ajal tarvitasime aerostaate suuremate linnade kaitseks saksa fašistide õhurünnakute eest.

Vesiniku-hapnikuleegi kõrget temperatuuri kasutatakse raskesti sulavate metallide keevitamiseks, samuti mitmesuguste esemete valmistamiseks sulatatud kvartsist.

Vesiniku peamiseks tarvitajaks on aga keemiatööstus.

Enamik vesinikust kasutatakse ammoniaagi (NH_3) tootmiseks, mis on lähteaineks lämmastikhappe ja mineraalväetiste tootmisel. Vedelate rasvade (taime- ja kalaõlide) keemilisel töötlemisel vesinikuga saadakse tahkeid rasvu, milledest valmistatakse näiteks margariini.

Vesiniku põhilised saamisviisid ja tähtsamad kasutamisalad on näidatud skeemil (joon. 46).



Joon. 46. Vesiniku saamine ja kasutamine.

§ 4. Aine koostise püsivuse seadus.

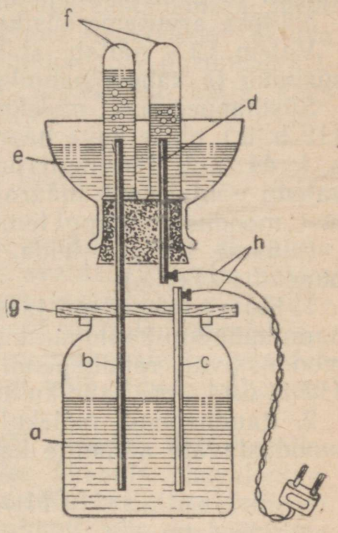
Vesiniku käsitlemisel saime teada, et vesinik võib vahetult ühineda hapnikuga. Seejuures ühineb iga hapniku aatomiga kaks vesiniku aatomit, ei vähem ega rohkem. Seepärast peab iga vee molekul koosnema kahest vesiniku aatomist ja ühest hapniku aatomist.

Kuna puhas vesi koosneb üksikutest molekulidest, siis peab tema koostis olema samasugune kui üksiku molekuli koostis, see tähendab, ta peab koosnema kahest keemilisest elemendist — vesinikust ja hapnikust (kvalitatiivne koostis), kusjuures hapniku iga 16 kaaluosa kohta peab tulema 2 kaaluosa vesinikku (kvantitatiivne koostis).

Selle väite õigsust saab tõestada mitte ainult ühinemisreaktsiooni (sünteesi), vaid ka lagunemisreaktsiooni (analüüsi) uurimise abil.

Vee lagundamist saab teostada alalisvoolu juhtimisega läbi vee (joon. 47). Seejuures saadakse hapniku iga ruumalaühiku kohta kaks ruumalaühikut vesinikku, mis kaaluühikutes avaldatuna on 16 kaaluühikut hapnikku iga kahe kaaluühiku vesiniku kohta.

Paljude ühinemisreaktsioonide uurimisega on kindlaks tehtud, et mitte ainult vesinik ja hapnik, vaid ka kõik teised keemilised elemendid liitaine moodustamisel ühinevad kindlates kaalulistes vahekordades, et mingi keemilise elemendi aatom võib liita endaga mitte juhusliku ja meelevaldse, vaid täiesti kindla arvu teiste keemiliste elementide aatomeid.



Joon. 47. Vee lagundamine elektrivoolu abil:
a — klaaspurk söögisoodalahusega; *b* — raudvarras (kudumisvarras); *c* — alumiiniumvarras; *d* — lühike raudvarras (nael); *e* — anum leeliselahusega; *f* — **katseklaasid hapniku ja vesiniku** kogumiseks; *g* — puuketas; *h* — elektrijuhe.

Seetõttu on ka tekkivate molekulide koostis mitte juhuslik, vaid täiesti kindel. Püsiv koostis on samuti ka puhtal ainel, mis koosneb ühesugustest molekulidest. Puhaste ainete koostise püsivus on tõestatud paljude sünteesi ja analüüsi katsete põhjal. Sellega tehti kindlaks, et looduses on olemas **koostise püsivuse seadus.** See seadus kõlab järgmiselt: **igal puhtal ainel on püsiv koostis, sõltumata aine asupaigast ja saamisviisist.**

Juba Lomonossov avaldas arvamist, et puhtad ained on püsiva koostisega, kuid katseliselt tõestati seda alles 50 aastat hiljem. Selleks ajaks õpiti segust eraldama puhtaid aineid ning küllalt täpselt määrama puhaste ainete koostist. Selle seaduse avastamiseks aitas palju kaasa prantsuse teadlane Proust (loe: prust). Aine koostise püsivuse seaduse avastamisega leiti veel üks väga tähtis puhta aine tunnus, mis eristab puhast ainet segust: **puhta aine koostis on püsiv, segu koostist saab aga soovi järgi muuta.**

Kuna puhas aine koosneb kindla koostisega molekulidest, saab teda tähistada valemiga, ja vastupidi, kui on teada aine valem, siis saab näidata selle aine kvalitatiivset ja kvantitatiivset koostist. Segu pole tähistatav ühtse valemiga, kuna ta koosneb mitmesuguste molekulide segust.

Selle seaduse alusel on võimalik juba eelnevalt määrata, **missugustes kaalulistes vahekordades tuleb võtta lähteaineid keemilise reaktsiooni jaoks, et saada mis tahes ainet, kui on teada selle aine koostis.**

§ 5. Arvutusi valemite järgi.

Et keemilistel märkidel ja valemitel on kvantitatiivne tähendus (vt. lk. 25, II peatükk, § 8), saab keemiliste valemite põhjal teostada arvutusi.

Kasutades aatomkaalude tabelit (lk. 26), saab aine keemilise valemi järgi leida tema molekulkaalu.

Näiteks arvutame süsihappegaasi (CO_2) molekulkaalu.

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

Süsihappegaasi molekulkaal võrdub ühe süsiniku aatomi (12 h.-ü.) pluss kahe hapniku aatomi ($16 \cdot 2 = 32$ h.-ü.) kaaluga, s. t. 44 h.-ü. Järelikult on süsihappegaasi molekulkaal 44. Aine valemi põhjal saab määrata ka seda, mitu protsenti aine üldkaalust moodustab mingi tema koostises oleva keemilise elemendi kaal.

Püüame näiteks leida, mitu protsenti rauda sisaldub raudhapendis (Fe_2O_3).

1. Selle aine valemi ja aatomkaalude tabeli põhjal leiame, mitu hapnikuühikut kaaluvad kummagi keemilise elemendi aatomid, mis moodustavad raudhapendi molekuli. Kahe raua aatomi kaal on 112 h.-ü., kolme hapniku aatomi kaal on 48 h.-ü.

2. Raudhapendi molekulkaalu (M) leiame kõigi tema molekuli moodustavate aatomite kaalude liitmise teel:

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

3. Seega on raudhapendi 160 kaaluosas 112 kaaluosa rauda ehk teiste sõnadega: raudhapendi molekulis sisalduvate kõigi raua aatomite kaal on $\frac{112}{160}$ raudhapendi kogu molekuli kaalust.

4. Et saadud lihtmurdu väljendada protsentides, tuleb 100% korrutada selle murruga. Raudhapendis sisaldub

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

§ 6. Valents.

Aine koostise püsivuse seaduse tundmaõppimisel veendusime, et mis tahes keemilise elemendi aatom võib siduda ainult kindla arvu teise keemilise elemendi aatomeid.

Keemiliste elementide aatomite omadust siduda teatud arv mõne teise keemilise elemendi aatomeid nimetatakse valentsiks.

Lähemaks tutvumiseks selle aatomite omadusega vaatleme esmalt mõnede vesinikku sisaldavate ainete koostist:

1. Kloorvesinik . . . . . HCl
2. Vesi . . . . . H_2O
3. Ammoniaak . . . . . NH_3
4. Metaan ehk soogaas . . . . CH_4

Toodud ainete valemeid võrreldes võime järeldada, et mitmesuguste keemiliste elementide aatomid võivad siduda üks, kaks kolm või neli vesiniku aatomit. Tuleb tähendada, et ühe vesiniku aatomiga ei ühine kunagi rohkem kui üks mõne teise keemilise elemendi aatom.

Vaatleme nüüd vesiniku asendusreaktsiooni metallidega. Vesiniku tundmaõppimisel tutvusime asendusreaktsiooniga, mille puhul soolhappe vesinik asendus tsingiga. Reaktsiooni astuva tsingikoguse ja reaktsioonil saadava vesinikukoguse uurimisel selgus, et tsingi iga aatom tõrjub happe molekulist välja kaks vesiniku aatomit:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2 \uparrow .$$

Samuti selgus, et ühe vesiniku aatomi asendamiseks ei vajata kunagi üle ühe aatomi metalli. Järelikult avaldab vesiniku aatom nii ühinemisreaktsioonides kui ka asendusreaktsioonides alati ühte ja sama väikseimat valentsi. Seepärast ongi vesiniku valents võetud ühikuks. Mingi teise keemilise elemendi **valents avaldub arvuga, mis näitab, mitu vesiniku aatomit võib siduda või asendada selle keemilise elemendi aatom.**

Kui keemilise elemendi aatom seob või asendab üht vesiniku aatomit, siis on keemiline element selles ühendis ühevalentne. Kloor on vesinikuühendis HCl ühevalentne. Kui keemilise elemendi aatom seob või asendab kaht vesiniku aatomit, siis on keemiline element nendes ühendites kahevalentne. Tsink ja hapnik on kahevalentsed, sest tsingi aatom asendab happe molekulis kaht vesiniku aatomit; hapniku aatom on vee molekulis seotud kahe vesiniku aatomiga. Lämmastik on ammoniaagis (NH_3) kolmevalentne, süsinik metaanis (CH_4) aga neljavalentne.

Tuleb silmas pidada, et keemilise elemendi valents avaldub ainult ühenduses teiste keemiliste elementidega. Keemilise elemendi valents vabas olekus on null.

Mõnedel keemilistel elementidel on üks ja sama p ü s i v valents ühendites kõikide teiste keemiliste elementidega.

Näiteks on v e s i n i k, n a a t r i u m, k a a l i u m ja h õ b e ü h e v a l e n t s e d; h a p n i k, m a g n e e s i u m, k a l t s i u m, t s i n k on k a h e v a l e n t s e d; a l u m i i n i u m on k o l m e v a l e n t n e.

Enamikul keemilistel elementidel on m u u t u v valents. Reaktsiooni tingimustest sõltuvalt võib näiteks tekkida kas süsinikhapend (CO) või süsinik-kahelishapend (CO_2). Süsinik on süsinikhapendis kahevalentne, süsinik-kahelishapendis aga neljavalentne. Raud võib olla ühendites hapnikuga kahevalentne (FeO) ja kolmevalentne (Fe_2O_3).

Kui on teada kahest keemilisest elemendist koosneva liitaine keemiline valem ja ühe teda moodustava keemilise elemendi

valents, siis on kerge määrata ka teise keemilise elemendi valentsi. Näiteks on väävelvesiniku valem H_2S. Kuna vesinik on ühevalentne ja väävli aatom on seotud kahe vesiniku aatomiga, siis on väävel selles ühendis kahevalentne.

Keemilise elemendi valentsi määramisel nende hapnikuühendites tuleb lähtuda sellest, et hapnik on kõikides ühendites kahevalentne. Kui mõne keemilise elemendi aatom seob ühe hapniku aatomi, siis on see keemiline element kahevalentne; kui keemilise elemendi aatomiga on liitunud kolm hapniku aatomit, siis on see keemiline element kolmevalentne jne. Näiteks väävel-kolmelishapendis (SO_3) on väävel kuuevalentne, sest tema aatom seob kolm kahevalentse hapniku aatomit. Süsinik-kahelishapendis (CO_2) on süsinik neljavalentne, sest ühe süsiniku aatomiga on seotud kaks kahevalentse hapniku aatomit.

Toodud näidetest nähtub, et liitaine molekulis, mis koosneb kahest keemilisest elemendist, võrdub ühe keemilise elemendi valentsi ühikute üldarv teise keemilise elemendi valentsi ühikute üldarvuga. Kasutades seda reeglit ja teades keemiliste elementide valentsi, võib ette näha nende ühendite valemeid. Oletame, et tuleb koostada alumiiniumi hapnikuühendi valem. Leheküljel 59 toodud tabelist leiame, et alumiiniumi valents on kolm ja hapniku valents on kaks. Selleks et alumiiniumi valentsi ühikute arv võrduks hapniku valentsi ühikute arvuga, peab selle hapendi molekulis olema kaks alumiiniumi aatomit (valentsi ühikute summa võrdub kuuega) ja kolm hapniku aatomit (valentsi ühikute summa võrdub samuti kuuega).

Alumiiniumhapendi valem on seega Al_2O_3.

Aine valemi koostamisel võib valentsi tähistada lühikeste joontega — kriipsudega. Näiteks süsiniku valents on neli, seepärast märgitakse süsiniku keemilise märgi juurde neli kriipsukest: C $\equiv$, kahevalentse hapniku märgi juurde märgitakse kaks kriipsukest: = O. Seega oleks süsihappegaasi valemil järgmine kuju: O=C=O. Süsiniku aatomi valentside arv võrdub kahe hapniku aatomi valentside arvuga. Valemeid, milledes on tähistatud elementide valents ja näidatud, missugused molekulis olevad aatomid on otseselt üksteisega seotud, nimetatakse struktuurvalemiteks. Järgnevalt on toodud mõnede liitainete tavalised valemid ja struktuurvalemid:

HCl	CuO	H_2O	SO_2
H—Cl	Cu=O	H—O—H	O=S=O

Ei tule siiski arvata, et mingi keemilise elemendi valentsi tundmine võimaldab meil ette näha mis tahes keemilist reaktsiooni või koostada tema võrrandit. Vaja on veel teada, kas antud keemiliste elementide aatomid võivad üldse ühineda või üksteist asendada.

Tähtsamate keemiliste elementide valentside tabel.

Keemiline märk	Nimetus	Valents
Ag	Hõbe	1
Al	Alumiinium	3
Ba	Baarium	2
C	Süsinik	4 (2)
Ca	Kaltsium	2
Cl	Kloor	1 (2, 3, 5, 7)
Cu	Vask	2 (1)
Fe	Raud	2, 3
H	Vesinik	1
Hg	Elavhõbe	2 (1)
K	Kaalium	1
Mg	Magneesium	2
N	Lämmastik	1, 2, 3, 4, 5
Na	Naatrium	1
O	Hapnik	2
P	Fosfor	5 (3)
S	Väävel	2, 4, 6
Si	Räni	4
Zn	Tsink	2

Kordamisküsimusi.

1. Missugused omadused on vesinikul?
2. Nimetada teile tuntud aineid, mis sisaldavad vesinikku.
3. Missugust reaktsiooni nimetatakse taandumisreaktsiooniks?
4. Tuua hapendumis-taandumisreaktsiooni näide.
5. Milleks kasutatakse vesinikku?
6. Millest ja kuidas saadakse vesinikku laboratooriumis?
7. Millest ja kuidas saadakse vesinikku tööstuses?
8. Sõnastada aine koostise püsivuse seadus.
9. Milliste katsete abil saab tõestada, et vee valem on H_2O?
10. Kumb hapenditest sisaldab rohkem rauda, kas Fe_2O_3 või Fe_3O_4?
11. Mida näitab elemendi valents?
12. Nimetada vesiniku, hapniku ja tsingi valents.

Harjutusi ja ülesandeid.

1. On antud kaks suletud katseklaasi: ühes nendest on vesinik, teises hapnik. Kuidas teada saada, kummas katseklaasis on vesinik?
2. Õpikus joonisel 35 on kujutatud kaalukausside asend ajal, kus üks kolbidest on täidetud vesinikuga. Kuidas muutub kaalukausside asend mõne tunni pärast, kui mõlemad kolvid jätta samasse asendisse? Vastuses andke seletus.
3. Saraatovi gaasi põlemissaadustes sisaldub vesi ja süsihappegaas. Missuguste keemiliste elementide sisaldusele gaasis viitab nimetatud põlemissaaduste koostis?

4. Kuidas on kõige lihtsam teada saada, kas aines, mis võib õhu käes põleda, on vesinikku?

5. Missuguseid aineid saadakse raudhapendi tugeval kuumutamisel vesiniku jaoks?

6. Leidke katse abil, kas parafiinis ja piirituses sisaldub vesinikku.

7. Kasutades aatomkaalu tabelit (lk. 26), arvutage järgmiste ainete molekulkaal: a) vaskhapend (CuO), b) elavhõbehapend (HgO), c) väävelraud (FeS), d) kloorvask ($CuCl_2$), e) tsinkhapend (ZnO).

8. Mitu protsenti hapnikku on järgmistes hapendites: a) magneesiumhapendis (MgO), b) kaltsiumhapendis (CaO), c) süsinik-kahelishapendis (süsihappegaasis) (CO_2), d) alumiiniumhapendis (Al_2O_3)?

9. Mitu protsenti väävlit on järgmistes väävelmetallides: a) väävelrauas (FeS), b) vääveltsingis (ZnS), c) väävelseatinas (PbS)?

10. Mitu protsenti vesinikku on järgmistes ühendites: a) vees (H_2O), b) soogaasis (metaanis) (CH_4), c) ammoniaagis (NH_3)?

11. Mitu grammi elavhõbehapendit peab lagunema, et saada 64 g hapnikku?

12. Kui palju väävelrauda saadakse 112 g raua ühinemisel väävliga?

13. Mitu grammi vett tekib 5 g vesiniku põlemisel õhu käes?

14. Mitu liitrit hapnikku on tarvis 6 liitri vesiniku põletamiseks?

15. Mitu liitrit õhku on tarvis 2 liitri vesiniku põletamiseks?

16. Mitu grammi väävlit tuleb segada 10 g kaltsiumiga, et mõlemad elemendid reageeriksid jäägita? Väävelkaltsiumi valem on CaS.

17. Tsingi reageerimisel soolhappega eraldus 4 g vesinikku. Mitu grammi tsinki pidi reageerima soolhappega?

18. Lahusesse, milles oli 50 g kloorvaske, pandi 14 g rauaviilmeid. Mitu grammi vaske eraldus lahusest ja kui palju kloorvaske jäi lahusesse? Raua aatomkaal on 56, vase aatomkaal 64.

19. 28 g rauda reageeris kloorvasega. Mitu grammi vaske eraldus lahusest?

20. Paksuseinalises anumas pandi plahvatama segu, mis koosnes 2 g vesinikust ja 8 g hapnikust. Missugused ained ja missugustes kogustes jäävad pärast plahvatust anumasse?

21. Segu, mis koosneb 16 g väävlist ja 30 g rauapulbrist, soojendati katseklaasis kuni reaktsiooni tekkimiseni. Missugused ained ja missugustes kogustes on katseklaasis pärast reaktsiooni? Väävli aatomkaal on 32, raua aatomkaal 56.

22. Leida metallide valents järgmistes hapendites: a) magneesiumhapendis (MgO), b) raudhapendis (Fe_2O_3), c) mangaan-kahelishapendis (MnO_2).

23. Kirjutage järgmiste keemiliste elementide hapendite valemid: a) naatrium, Na (I), b) kaltsium, Ca (II), c) süsinik, C (IV). Sulgudes olevad rooma numbrid tähistavad keemilise elemendi valentsi.

24. Missugune on lämmastiku valents tema järgmistes ühendites: a) ammoniaagis (NH_3), b) lämmastikhapendis (NO), c) lämmastik-kahelishapendis (NO_2)?

25. Väävli valents tema metalliühendites on kaks. Kirjutage väävli ja järgmiste metallide ühinemisel tekkivate ainete valemid: a) naatrium, Na (I), b) kaltsium, Ca (II), c) vask, Cu (II), d) alumiinium, Al (III).

V PEATÜKK.

VESI JA LAHUSED.

§ 1. Vee omadused.

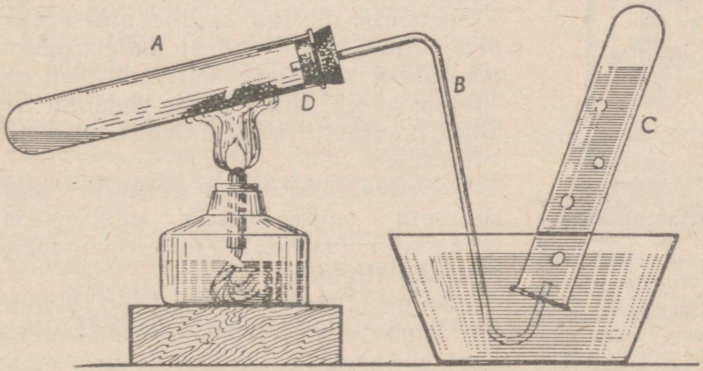
Mitmesugustest looduslikest vetest on kõige puhtam vihmavesi. Kõik teised veed — jõe-, allika-, merevesi — sisaldavad kaunis palju mitmesuguseid lisandeid.

Puhas vesi on harilikes tingimustes läbipaistev värvuseta vedelik, millel pole maitset ega lõhna. Paksudes kihtides on tal rohekas värvus. Vee erikaalu ja erisoojust kasutatakse mõõtühikutena; termomeetri skaala jäävateks punktideks on jää sulamistemperatuur (0°) ja vee keemistemperatuur (100°). Puhas vesi juhib halvasti elektrit.

Kuigi hapniku ja vesiniku aatomid on vee molekulis tugevasti üksteisega seotud ning nende lahutamiseks kulub väga palju energiat, laguneb vesi siiski väga kõrgel temperatuuril keemilisteks elementideks.

Vee molekulis olevad vesiniku aatomid on asendatavad teiste keemiliste elementide aatomitega.

Vesiniku tööstusliku saamisviisiga tutvumisel käsitlesime veeauru reageerimist hõõguvate sütega (lk. 53). Samuti võivad veeauruga reageerida ka tsink, raud ja mõned teised metallid, asendades vee molekulides vesiniku aatomeid. Selles võib veenduda järgmise katse puhul (joon. 48).



Joon. 48. Veeauru toime tsingisse.

Katseklaasi *A* valatakse 3—4 ml vett, tema suudme lähedusse puistatakse aga veidi tsingipulbrit. Sulgenud katseklaasi korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru *B*, soojendatakse katseklaasis olevat vett ja tsinki.

Toimub reaktsioon:

$$\underset{\text{vesi}}{H_2O} + \underset{\text{tsink}}{Zn} = \underset{\substack{\text{tsink-}\\\text{hapend}}}{ZnO} + \underset{\text{vesinik}}{H_2}\uparrow .$$

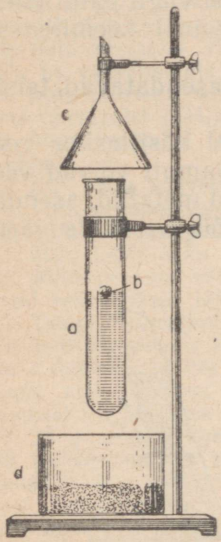
Vesinik koguneb vee all katseklaasi *C*, tsinkhapend aga jääb katseklaasi *A*.

Mõned metallid tõrjuvad vesiniku ka harilikul temperatuuril veest välja. Nende hulka kuulub näiteks naatrium. See on pehme, hõbedase läikega metall, mis õhu käes hapendudes väga kiiresti tuhmub. Kui tükike naatriumi visata katseklaasis olevasse vette,

nagu on kujutatud joonisel 49, siis toimub tormiline reaktsioon, millega kaasneb vesiniku eraldumine.

Vesi reageerib paljude liitainetega, ta on keemiliselt aktiivne aine.

§ 2. Tahkete ainete lahustuvus vees.



Joon. 49. Naatriumi reageerimine veega: *a* — katseklaas veega; *b* — tükike naatriumi; *c* — lehter hoiab kinni naatriumi pritsmeid ja tükikesi, mis võivad katseklaasist välja viskuda; *d* — kauss liivaga.

Vee tähtsaimaks omaduseks on ta võime lahustada teisi aineid.

Igapäevases elus ei kasutata sõnu «lahus» ja «lahustama» alati nende õiges tähenduses. Näiteks räägitakse «lubjalahuse» või «kriidilahuse» valmistamisest. Seejuures, kui hoolikalt ka segataks kriidipulbrit vees, ikka saadakse läbipaistmatu ja sogane vedelik — **suspensioon**, milles isegi palja silmaga (või veel parem mikroskoobi abil) võib näha **hõljuvaid** tahke aine terakesi.

Suspensiooni iga selline aineterake koosneb paljudest miljonitest molekulidest. Pikemaajalisel seismisel settivad need osakesed anuma põhja, **mille tõttu vedeliku ülemised** kihid muutuvad läbipaistvaks, aga põhja tekib sade.

Tõelistes lahustes ei avastata isegi kõige suurema suurendusega mikroskoobi abil tahke aine üksikuid terakesi või mõne teise vedeliku tilgakesi.

Tõeline lahus on läbipaistev. Ta võib seista kui kaua tahes, temast ei eraldu sadet, kui lahust ei jahutata või temast vesi ei aurustu.

Et tutvuda mitmesuguste tahkete ainete lahustuvusega vees, korraldame järgmise katse. Nelja väikesesse katseklaasi, mille põhjas on augukesed, paigutame veidi ainet; esimesse katseklaasi paneme kaaliumpermanganaati, teise niisama palju salpeetrit, kolmandasse kustutatud lupja ning neljandasse klaasikilde. Asetame kõik katseklaasid veega täidetud silindritesse nii, et katseklaasides olevad ained kattuksid veega. Esimeses katseklaasis värvub vesi otsekohe tumelillaks, kuna katseklaasi põhjast levib silindri põhja suunas kaaliumpermanganaadi lilla joake (joon. 50).

Nii lahuse värvuse kui ka aine vähenemise järgi katseklaasis võib järeldada, et kaaliumpermanganaat on vees hästi lahustuv.

Selle lahuse värvus sõltub lahustunud kaaliumpermanganaadi kogusest: lahustunud aine väikese koguse puhul on ta roosakas, suure koguse puhul aga lilla. Kuid alati jääb lahus läbipaistvaks.

Teises silindris jääb vedelik värvuseta, kuid salpeetrikogus katseklaasis väheneb märgatavalt. Tähelepanelikult vaadeldes võib

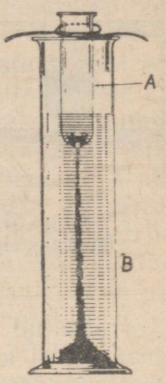
ka selles silindris märgata katseklaasi põhjast allapoole valguva läbipaistva vedeliku joakest; see on silindri põhja vajuv salpeetrilahus. Nende tunnuste järgi saab otsustada, et salpeeter lahustub vees hästi.

Kolmandas katseklaasis ei avastata aine märgatavat vähenemist, kuid selle lahuse mõnede tilgakeste aurustamisel saadakse tahke lubja valge jääk. See näitab, et lubi lahustub vees küll halvasti, kuid siiski märgatavalt.

Klaasi lahustuvus on niivõrd väike, et seda on raske eespool nimetatud viisil avastada. Keemikutel on aga hästi teada, et vee pikemaajalisel keetmisel klaaskolvis muutuvad kolvi siseseinad tuhmiks, nagu oleks vesi neid söövitanud. See on tingitud sellest, et klaas ikkagi lahustub vees, kuigi väga vähesel määral.

Mõned ained lahustuvad vees veel väiksemal määral kui klaas. Näiteks hõbelusikad võivad kaua aega olla vees, ilma et oleks märgata hõbeda lahustumist. Bioloogid on aga täheldanud, et mõned mikroobid surevad sellises vees. See tähendab, et hõbe lahustub kaduv-väikestes kogustes. See kogus on surmavaks annuseks mõnedele vees olevatele mikroobidele.

Käesoleval ajal on kindlaks tehtud, et vees täiesti lahustumatuid aineid pole olemas. Eristatakse vaid **hästi lahustuvaid, halvasti lahustuvaid ja praktiliselt lahustumatuid aineid.**



Joon. 50. Kaaliumpermanganaadi lahustumine vees. Katseklaasi A põhjas on kaaliumpermanganaadi kristallid, mis märguvad katseklaasi põhjas oleva augu kaudu sissevalguva vee läbi; silindri *B* põhjas on kaaliumpermanganaadilahus.

§ 3. Lahustuvus erinevatel temperatuuridel.

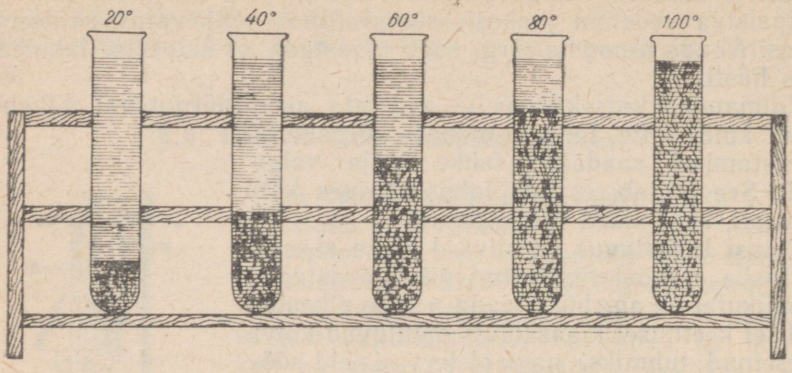
Et vee molekulide liikumiskiirus suureneb temperatuuri tõustes, võib arvata, et nad kõrgemal temperatuuril avaldavad energilisemat mõju vees lahustatavale tahkele ainele.

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

Aga kummas vees, kas kuumas või külmas, lahustub rohkem sama ainet?

Võrdleme kaaliumsalpeetri lahustuvust vees erinevatel temperatuuridel. Valame keeduklaasi vett ja puistame sellesse niipalju kaaliumsalpeetrit (KNO_3), et ka kõige hoolikamal segamisel enamik temast ei lahustu.

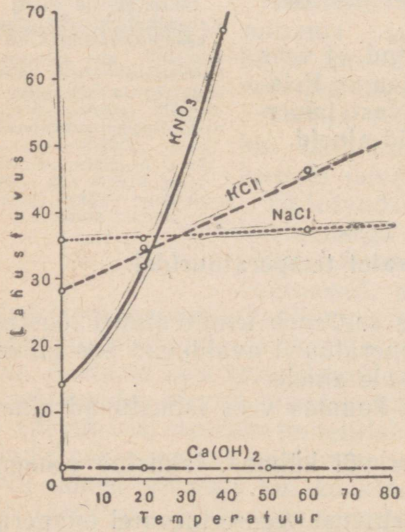
Lahust, milles võetud aine antud temperatuuril enam ei lahustu, nimetatakse küllastunud lahuseks.



Joon. 51. Erinevatel temperatuuridel küllastatud võrdsetest kaaliumsalpeetrilahuse kogustest sadestuvad erinevad kaaliumsalpeetri kogused.

Korraldatud katsel on tahke kaaliumsalpeetri kihi kohal kaaliumsalpeetri küllastunud lahus toatemperatuuril.

Soojendades seda segu temperatuurini 20° ja kogu aeg segades, saame küllastunud lahuse temperatuuril 20°. Täidame selle lahusega katseklaasi ja jätkame keeduklaasis oleva segu soojendamist, täites uued katseklaasid küllastatud lahusega temperatuuridel 40°, 60°, 80°, 100° (joon. 51).



Joon. 52. Aine lahustuvuse graafik.

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

Kui kaaliumsalpeetri asemel lahustada vees erinevatel temperatuuridel keedusoola, siis selgub, et keedusoola lahustub kuumas vees rohkem kui külmas. Kuid see keedusoola lahustuvuse suurenemine on märksa väiksem kui kaaliumsalpeetri puhul. Mitmesuguste ainete lahustuvuse arvuliseks võrdlemiseks avaldatakse see tinglikult grammides antud aine kogusega iga 100 g lahusti kohta.

Lahustuvuseks (või lahustuvuse koefitsiendiks) nimetatakse suurimat ainekogust grammides, mis antud temperatuuril võib lahustuda 100 grammis lahustis.

Ainete lahustuvust kujutatakse graafikuna või väljendatakse tabelina. Selline graafik on kujutatud joonisel 52.

Tuntakse ka selliseid aineid, mille lahustuvus soojenemisel väheneb. Niisuguseks aineks on näiteks kustutatud lubi [$Ca(OH)_2$].

Kui mingi aine lahustuvus suureneb temperatuuri tõustes, siis küllastunud lahuse jahtumisel eraldub sellest lahustunud aine kristallide kujul. Selles võisime veenduda kaaliumsalpeetri küllastunud lahuste jahutamisel.

Mitmesuguste ainete kuumade küllastunud lahuste segust eralduvad sellest lahuse jahtumisel esmalt selle lahustunud aine kristallid, mille lahustuvus kõige enam väheneb lahuse jahtumisel. Näiteks kui valmistada kuum küllastatud lahus kloorkaaliumi ja kloornaatriumi segust ja seejärel teda veidi jahutada, siis eralduvad lahusest esmalt kloorkaaliumi kristallid, mille lahustuvus väheneb temperatuuri alanemisel kiiremini kui kloornaatriumi puhul. Sellel põhineb väärtusliku mineraalväetise kloorkaaliumi (KCl) ehk nn. kaalisoola tööstuslik saamine mineraal sülviniidist, mis koosneb kloorkaaliumist (KCl) ja kloornaatriumist (NaCl).

§ 4. Vedelike ja gaaside lahustuvus vees.

Ka vedelikud ja gaasid lahustuvad vees. Nende hulgas eristatakse hästi lahustuvaid, halvasti lahustuvaid ja praktiliselt lahustumatuid vedelikke ja gaase. Piiritus lahustub hästi vees, vesi piirituses. Mõlemad vedelikud lahustuvad teineteises igas vahekorras.

Praktiliselt vees lahustumatuiks vedelikeks on taimeõli, petrooleum, tõkat.

Vees hästi lahustuvate gaaside hulka kuulub kloorvesinik (HCl). See on värvuseta, õhust veidi raskem ja terava lõhnaga gaas. Kloorvesiniku lahustumist vees näitab järgmine katse (joon. 53). Klaaspudelis *A* on kloorvesinik, pudelis *B* aga vesi. Kui puhuda torusse *C* veidi õhku, siis tõuseb vesi õhurõhu mõjul toru *D* kaudu pudelisse *A* ja lahustab endas rohkesti gaasi — kloorvesinikku.

Seetõttu muutub rõhk pudelis *A* õhurõhust väiksemaks ning vesi tõuseb alumisest pudelist *B* toru *D* mööda üles ja purskub fontaanina ülemisse pudelisse *A* ka pärast seda, kui õhupuhumine lõpetati.

Süsihappegaas ja hapnik lahustuvad samuti vees, kuid märksa halvemini kloorvesinikust. Mõned gaasid on vees praktiliselt lahustumatud. Nende hulka kuulub vesinik.

Et teada saada, kuidas muutub gaaside lahustuvus vees temperatuuri tõusuga, korraldame järgmise katse (vt. joon. 54).

Täidame väikese kolvi värske külma veega, milles (nagu teada) on lahustunud teatud kogus õhku. Suleme kolvi korgiga, mida läbib

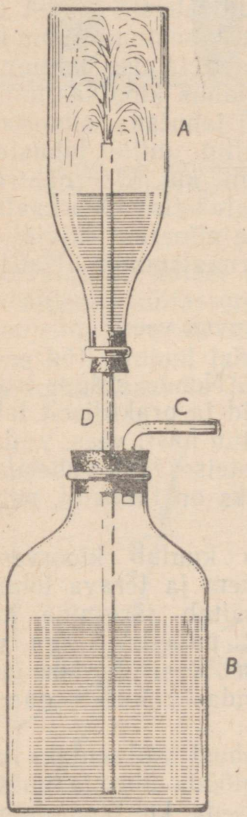
lehtri toru, ja valame lehtrisse nii palju vett, et sellesse saaks asetada suudmega allapoole pööratud ja veega täidetud katseklaasi, nii nagu on näidatud joonisel 54. Kolvi *A* soojendamisel eralduvad veest õhumullid ja kogunevad katseklaasi *C*.

Järelikult väheneb õhu lahustuvus vees temperatuuri tõusuga. Sama täheldatakse ka teiste gaaside lahuste soojendamisel.

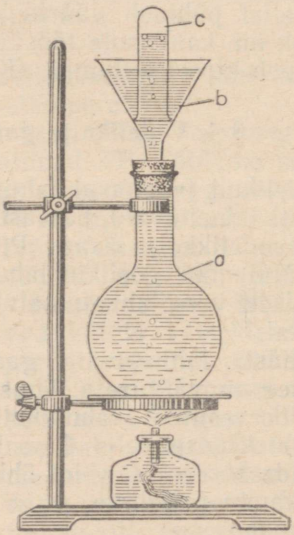
Gaaside lahustuvus vees väheneb temperatuuri tõusuga.

Mahlajookide valmistamisel küllastatakse neid rõhu all süsihappegaasiga ja hoitakse paksuseinalistes õhukindlalt suletud pudelites. Pudeli avamisel langeb rõhk selles õhurõhuni, mille tõttu osa süsihappegaasist eraldub lahusest ja põhjustab vedeliku kihisemist lahtises pudelis.

Gaaside lahustuvus vees väheneb rõhu langusega.



Joon. 53. Kloorvesiniku lahustumine vees.



Joon. 54. Õhu vees lahustuvuse vähenemine soojendamisel: *a* — külma veega täidetud kolb; *b* — lehter. Õhumullid kogunevad katseklaasi *c*.

§ 5. Lahuste kontsentratsioon.

Lahustunud aine ja lahusti kaaluliste koguste või lahustunud aine ja kogu lahuse kaalulise koguse suhet nimetatakse lahuse kontsentratsiooniks.

Kui öelda, et soolalahuse kontsentratsioon on üks viiega, tähendab see, et ühe kaaluosa soola kohta tuleb viis kaaluosa vett.

Sageli väljendatakse lahuse kontsentratsiooni protsentides. Sel juhul vastab 100%-le lahuse üldkaal. Näiteks 100 g 5%-list soolalahust sisaldab 5 g soola ja 95 g vett.

Niisuguse lahuse igas grammis on 0,05 g soola ja 0,95 g vett. Selleks et valmistada 500 g niisugust lahust, tuleb segada 0,05 g · 500 = 25 g soola ja 0,95 g · 500 = 475 g vett. Teades lahuses oleva lahustunud aine ja vee kogust, on kerge arvutada kontsentratsiooni. Näiteks kui 360 g vees on lahustatud 40 g soola, siis on lahuse kaal 360 g + 40 g = 400 g, tema kontsentratsioon aga 40 : 400 = 0,10 = 10%.

§ 6. Vesi looduses.

Rohkem kui $^3/_4$ maakera pinnast on kaetud veega. Sellest määratu suurelt pinnalt aurub iga päev miljoneid tonne vett, mis hiljem langeb maapinnale sademetena vihma ja lume näol.

Vesi teeb suurt mehhaanilist tööd: ta purustab ja peenestab kivimeid. Jääliustikud ja mägijõed kannavad paigast paika hiigelkoguseid suuri ja väikesi kive ning liiva. Palju sellest hõõrutakse teel nii peeneks, nagu on jõemuda, mis sadestub jõgede suudmeis.

Veelgi peenemateks osakesteks jagunevad tahked ained nende lahustumisel vees.

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

Pinnasesse imbuv vesi tungib vahel väga sügavale. Teel lahustab ta mitmesuguseid aineid ja võtab osa keemilistest reaktsioonidest, mille tulemusena ühtede mineraalide asemele tekivad teised.

Kohati tungib vesi suurtest sügavustest maapinnale. Ta sisaldab suurtes kogustes lahustunud tahkeid aineid ja gaase. Niisugust vett nimetatakse **mineraalveeks.** Mõnedel nendest on tervistavad omadused.

NSV Liit on väga rikas mineraalvete poolest, milledest paljusid kasutatakse tervisvetena. Eriti palju on tervisveeallikaid Kaukaasias (Kislovodskis, Pjatigorskis, Sotši—Matsestas ja mujal).

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

§ 7. Vesi inimese teenistuses.

Vesi etendab inimese elus väga tähtsat osa.

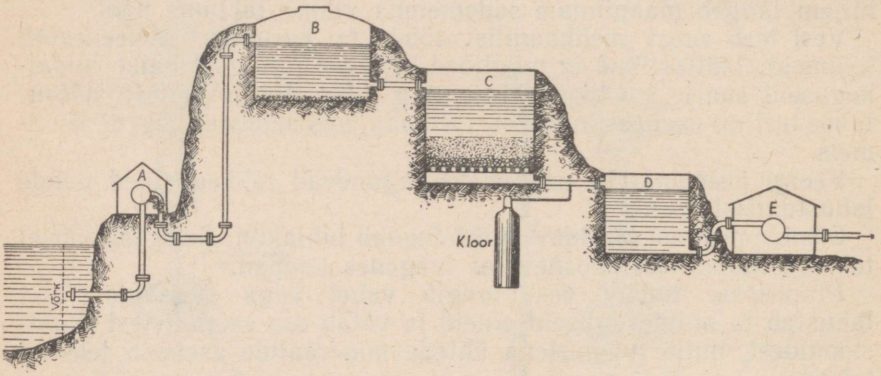
Täiskasvanud inimene tarvitab päevas toiduks ligikaudu kaks liitrit vett. Tunduvalt rohkem kulutab ta vett muudeks igapäevasteks vajadusteks. Suurtes linnades on veekulu ligikaudu 100 liitrit inimese kohta ööpäeva jooksul.

Kui linn saab joogivett jõest või järvest, siis puhastatakse vesi eelnevalt mehhaanilistest lisanditest. Vee puhastamiseks ehitatakse linnades filterveevärke (joon. 55).

Filterveevärkides pumbatakse järve- või jõevesi erilistesse settimisbasseinidesse, kus ta mõni aeg seistes muutub puhtamaks. Settimisbasseinidest juhitakse vesi filtritesse, kus ta liivakihi läbimisel puhastatakse lahustumatutest lisanditest ja muutub läbipaistvaks. Kuid sellisesse selgesse vette võivad jääda veel haigusttekitavad mikroorganismid. Vee desinfitseerimiseks lahustatakse temas kloorgaasi sellisel määral, et ta surmab küll bakterid, kuid ei kahjusta inimesi.

Vabrikutes ja tehastes kulub väga palju vett masinate jahutamiseks, töödeldavate materjalide pesemiseks jne. Keemiatehastes kasutatakse vett lahustina.

Elektrijaamade ja suurte tehaste aurukatelde toitmiseks vajatakse



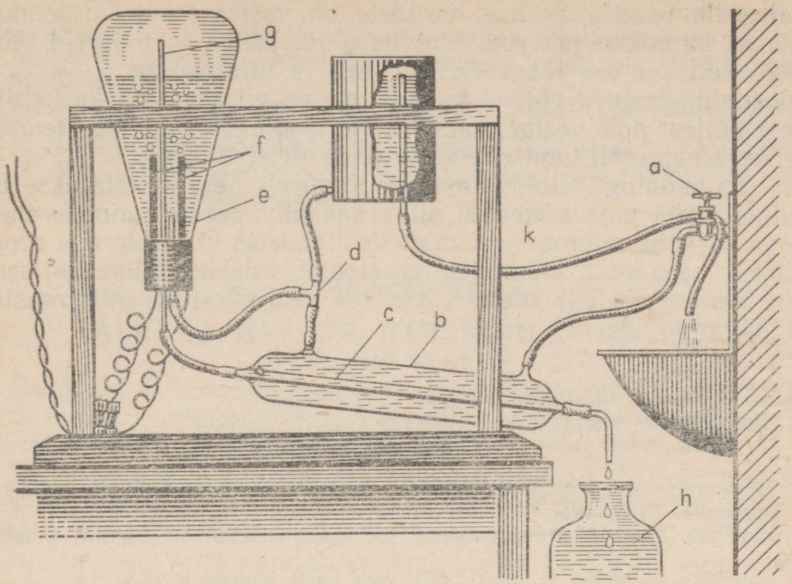
Joon. 55. Filterveevärgi skeem:
A — pump, mille abil vesi pumbatakse jõest settimisbasseini *B*; *C* — liivfilter; *D* — puhta vee hoidla; *E* — pump, mis juhib vee tarbijaile.

eriti puhast vett; veest tuleb kõrvaldada mehhaanilised lisandid ja lahustunud ained, et vältida katlakivi tekkimist aurukatelde seintel ja torudes. Seepärast ei juhita aurumasina silindrist väljuvat auru õhku, vaid muudetakse erilistes jahutajates destilleeritud veeks, mida kasutatakse uuesti katla toiteveena.

Destilleeritud vett saadakse ka laboratooriumis. Destilleeritud vee väikesi koguseid võib saada joonisel 56 kujutatud seadise abil. Suuremate koguste saamiseks kasutatakse aga teistsuguseid destilleerimisaparaate (joon. 57).

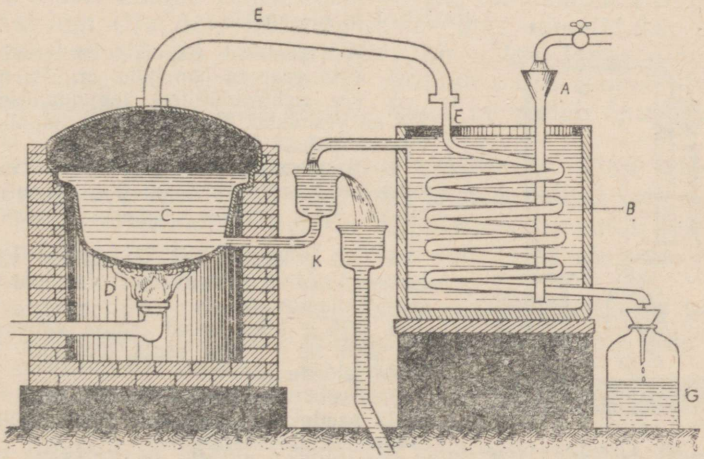
Destilleeritud vett tarvitatakse ka arstimite valmistamisel.

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



Joon. 56. Vee destilleerimisseadis:

a — veekraan; vesi voolab kummivooliku kaudu jahutajasse *b* ja jahutab auru, mis voolab temale sisemist toru *c* mööda vastu, ise seejuures soojenedes. Ettesoojendatud vesi voolab kolmiku *d* kaudu kolbi *e*, kus soojeneb teda läbiva elektrivoolu toimel; *f* on ristkülikukujulise ristlõikega grafiit- või süsielektroodid. Veeaur suundub toru *g* kaudu jahutaja sisemisse torusse, kus ta ühineb veeks, mida kogutakse kolvis *h*. Vee tase kolvis *e* hoitakse ühtlane selle tõttu, et kolb on ühendatud kolmiku *d* ja kummivooliku kaudu plekkpurgiga, milles vesi hoitakse alatiselt ühel ja samal tasemel seeläbi, et liigne vesi voolab vooliku *k* kaudu valamusse.



Joon. 57. Destilleerimiskatel destilleeritud vee suuremate koguste saamiseks.

Vesi voolab lehtri *A* kaudu jahutaja *B* põhja; jahutajas on spiraaltoru *F*. Ülespoole tõustes jahutab vesi auru, mis liigub spiraaltoru kaudu allapoole ja voolab põletiga *D* köetavasse katlasse *C*. Liigne vesi voolab lehtri *K* kaudu valamusse. Veeaur väljub katlast toru *E* kaudu spiraaltorusse.

Paljudele keemiatööstuse harudele on vesi tooraineks: temast saadakse hapnikku ja vesinikku: happeid, leelisi ja paljusid teisi aineid saadakse vee reageerimisel liht- ja liitainetega.

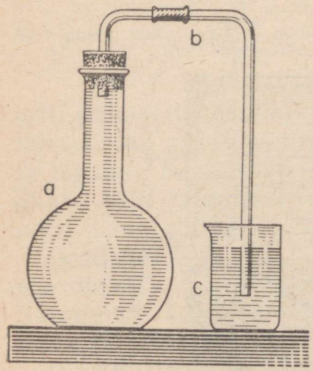
Looduslikud ained võivad tuua inimesele nii kasu kui ka kahju. Sellest küljest pole vesigi erandiks. Tihtipeale tuleb inimesel temale vajalike ainete säilitamiseks eemaldada neist niiskus.

Näiteks mõningate toiduainete säilitamiseks neid kuivatatakse. Et elu ilma veeta pole võimalik, siis ei saa kuivades toiduainetes elutseda ja areneda mikroorganismid. Vesilahustes kiireneb raua roostetamine, seepärast kaitstakse terastooteid niiskuse toime eest nendesse, hoides neid kuivadena või kattes neid värvi või mitteroostetava metallikihiga.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetada vee füüsikalisi omadusi.
2. Nimetada vee keemilisi omadusi.
3. Kirjutada võrrand vee tekkimise reaktsiooni kohta keemilistest elementidest.
4. Tuua näide vee molekuli koostisse kuuluva vesiniku aatomite asendumise kohta metalli aatomiga.
5. Nimetada vees hästi lahustuvaid ja praktiliselt lahustumatuid tahkeid aineid.
6. Nimetada vedelikke ja gaase, mis vees hästi lahustuvad.
7. Missuguseid lahuseid nimetatakse küllastunuks?
8. Mida nimetatakse lahustuvuseks?
9. Kuidas muutub gaaside lahustuvus sõltuvalt temperatuurist ja rõhust?
10. Mida nimetatakse lahuse kontsentratsiooniks?
11. Seletada vee tähtsust loomade ja taimede elus.
12. Milleks kasutatakse vett keemiatööstuses?
13. Kuidas puhastatakse joogivesi suurtes linnades?
14. Kuidas saada jõeveest puhast vett?

Harjutusi ja ülesandeid.



Joon. 58. Gaasiga täidetud kolb on suletud korgi abil. Gaasijuhtetoru on asetatud veega klaasi.

1. Mitu protsenti hapnikku on vees?
2. Mitu grammi hapnikku on 54 ml vees?
3. Vee elektrolüütilisel lagundamisel saadi 224 ml vesinikku. Mitu milliliitrit hapnikku eraldus sel puhul?
4. Magneesiumi oksüdeerimisel veeauruga kõrgel temperatuuril saadi 8 g magneesiumhapendit. Mitu grammi vesinikku eraldus seejuures?
5. 250 g küllastunud soolalahuse väljaaurutamisel saadi 50 g kuivainet. Kui suur on selle soola lahustuvus?
6. 390 g küllastunud lahuse väljaaurutamisel saadi 90 g kuiva soola. Kui suur on selle soola lahustuvus?
7. Soola lahustuvus on 35. Mitu grammi soola saadakse selle soola 270 g küllastunud lahuse väljaaurutamisel?
8. Kolb *a* (joon. 58) täideti kloorvesinikuga, gaasijuhtetoru *b* asetati veega täidetud klaasi *c*. Missugused muutused peavad toimuma seadises? Joonistage seadis sellisena, nagu ta on pärast katse korraldamist, ja andke seletus joonise kohta.

9. Kaks silindrit täideti kloorvesinikuga ja asetati suuetpidi veega täidetud klaasidesse. Kummas silindris peab vee tase olema kõrgem?
10. 170 grammis vees lahustati 30 g suhkrut. Leida lahuse suhkrusisaldus protsentides.
11. 40 g lahuse väljaaurutamisel saadi 10 g soola. Leida lahuse soolasisaldus protsentides.
12. Mitu grammi soola tuleb lahustada 190 g vees, et saada 5%-list lahust?
13. Mitu grammi vett tuleb valada 20 g soolale, et saada 15%-list lahust?
14. Millest tekib teekannus «katlakivi»?

VI PEATÜKK.

ALUSED, HAPPED, HAPENDID JA SOOLAD.

Esialgsel tutvumisel keemiaga saime teada, et on olemas liht- ja liitained. Lihtainete hulgas eristatakse metalle ja mittemetalle. Ka liitaineid võib jagada rühmadeks ehk klassideks.

Selles peatükis tutvume aluste, hapete, hapendite ja soolade tähtsamate esindajatega. Ainete koostise ja omaduste võrdlemisega selgitame, milles seisab ühte ja samasse klassi kuuluvate ainete sarnasus ning milles seisab eri klassidesse kuuluvate ainete erinevus ja kuidas nad reageerivad omavahel.

ALUSED.

§ 1. Sööbenaatrium (NaOH) ja sööbekaalium (KOH).

Aluste klassi kuulub keemiatööstuse üks tähtsamaid saadusi — sööbenaatrium (NaOH), mida tavalises elus nimetatakse seebikiviks (ka kaustiliseks soodaks). See on valge tahke aine, mis vees hästi lahustub. Lahustumisel eraldub palju soojust. Sööbenaatrium veeldub õhu käes seistes, kuna ta neelab õhust ahnelt niiskust.

Sööbenaatriumilahuse lisandamisel mõningate ainete lahustele muutub nende värvus. Näiteks lakmuse leotisel puhtas vees on lilla värvus, kuid sööbenaatriumilahuse lisandamisel muutub lakmuse leotis siniseks, punakapsa mahl värvub roheliseks ning värvuseta fenoolftaleiinilahus värvub vaarikpunaseks.

Kontsentreeritud sööbenaatriumilahus mõjub hävitavalt loomaja taimekudedesse. Sellisesse lahusesse pandud villane lõng punsub ja muutub sülditaoliseks massiks.

Sööbenaatriumilahuse sattumisel inimese või looma nahale tekivad haavandid. Kontsentreeritud sööbenaatriumilahuse toimel hävivad jalatsid ja riided. Seepärast tuleb nii tahket sööbenaatriumi kui ka tema lahust käsitseda väga ettevaatlikult. Kui selle aine tükikesed või lahuse tilgad on sattunud kätele või riietele, tuleb see koht viivitamatult pesta veega.

Sööbenaatriumi soojendamisel rasvadega saadakse seepi.

Sööbenaatriumi kasutatakse laialdaselt tööstuses. Tema peamisteks tarbijateks on seebitööstus ja naftat töötlevad tehased.

Suurtes kogustes saadakse sööbenaatriumi kloornaatriumi (NaCl), s. t. keedusoolalahuse elektrolüüsimisel. Seejuures eraldub igast kloornaatriumi molekulist üks aatom kloori ning vee molekulist üks aatom vesinikku; järelejäänud naatriumi aatom ja aatomite rühm OH ühinevad omavahel ning moodustavad sööbenaatriumi (NaOH) molekuli.

Aluste klassi kuulub ka sööbekaalium (KOH). Sööbekaalium on omadustelt väga sarnane sööbenaatriumiga. Välimuselt on neid raske teineteisest eraldada.

Sööbekaalium lahustub hästi vees, tema lahus toimib lakmusesse, fenoolftaleiinisse ning looma- ja taimekudedesse samuti kui sööbenaatrium. Kuid rasvadest sööbekaaliumiga saadud seep pole tahke, vaid vedel (roheline seep).

§ 2. Sööbekaltsium [$Ca(OH)_2$].

Alus on ka sööbekaltsium ehk kustutatud lubi [$Ca(OH_2)$]. Sööbekaltsium on tahke valge aine, mis kergesti pudeneb pulbriks. Ta lahustub vees halvasti, kuid siiski märgatavalt.

Tema lahuse omadused sarnanevad sööbenaatriumi ja sööbekaaliumi lahuse omadustega. Ta toimib samuti lakmusesse, fenoolftaleiinisse ja kudedesse. Kuid need omadused ei avaldu nii järsult kui sööbenaatriumi puhul seepärast, et sööbekaltsiumi halva lahustuvuse tõttu pole võimalik saada tema nii kanget lahust. Sööbekaltsiumi läbipaistvat vesilahust nimetatakse **lubjaveeks.**

Tahke sööbekaltsiumi kuumutamisel laguneb ta kaltsiumhapendiks ja veeks:

$$Ca(OH)_2 = CaO + H_2O.$$

CaO nimetatakse ka kustutamata (ehk põletatud) lubjaks.

Kaltsiumhapend ja vesi ühinevad harilikul temperatuuril. Selle reaktsiooni tagajärjel tekib uuesti kustutatud lubi:

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$

Seejuures eraldub palju soojust. Seda protsessi nimetatakse tööstuses **lubja kustutamiseks,** kuna sööbekaltsiumi nimetatakse ka kustutatud lubjaks.

Kustutatud lupja [$Ca(OH)_2$] kasutatakse rahvamajanduse mitmesugustes harudes. Suurtes kogustes tarvitatakse teda sideainena kivihoonete püstitamisel. Lubja, liiva ja vee segu, mida nimetatakse lubjamördiks, on suhteliselt odav ja hea sideaine.

Kustutatud lubja lahus asendab reas tööstustes kallimat sööbenaatriumi.

§ 3. Leeliste koostis ja üldised omadused.

Tundmaõpitud aluste koostise omavahelisel võrdlemisel võime tähele panna, et nende molekulid sisaldavad ühte ja sama aatomite rühma OH ning erinevad selle poolest, et sööbenaatriumi molekulides on see rühm seotud naatriumi aatomitega, sööbekaaliumi molekulides — kaaliumi aatomitega ja sööbekaltsiumi molekulides kaltsiumi aatomitega.

Kui võrrelda sööbenaatriumi valemit NaOH vee struktuurvalemiga H—O—H, siis ilmneb nende molekulide sarnasus: mõlemais esinevad ühed ja samad OH rühmad. Aatomite rühma OH võib vaadelda kui vee molekuli jääki, kui mõtteliselt võtta temalt ära üks vesiniku aatom. Seepärast **nimetatakse aatomite rühma OH ka vesijäägiks ehk hüdroksüülrühmaks.**

Et hüdroksüülrühm on vee molekulis seotud ühe vesiniku aatomiga, siis on ta ühevalentne. Sööbenaatriumi molekul koosneb ühest naatriumi aatomist ja ühest hüdroksüülrühmast, sööbekaltsiumi molekul sisaldab üht metalli aatomit ja kahte hüdroksüülrühma: $Ca<^{OH}_{OH}$. Teiste aluste molekulid sisaldavad samuti ainult metalli aatomeid, mis on seotud hüdroksüülrühmaga.

Liitained, mille molekul koosneb ühest metalli aatomist ja ühest või mitmest hüdroksüülrühmast, nimetatakse aluseks ehk hüdroksüüdiks.

Vees hästi lahustuvaid aluseid nimetatakse leelisteks. Sööbenaatrium (NaOH), sööbekaalium (KOH) ja sööbekaltsium [$Ca(OH)_2$] on leelised.

Kõikidel leelistel on järgmised ühised keemilised omadused:

1) leeliste kontsentreeritud lahused mõjuvad loomse ja taimse päritoluga kudedesse sööbivalt, seetõttu nimetatakse neid ka sööbeleelisteks; näiteks sööbenaatrium, sööbekaalium, sööbekaltsium;

2) leelised seebistavad rasvu;

3) leeliste lahustes muutub lakmuse värvus (siniseks) ja fenoolftaleiini värvus (vaarikpunaseks).

Sööbekaltsiumi lagunemisreaktsioon ning sellele vastupidine kaltsiumhapendi ja vee ühinemisreaktsioon olid põhjuseks, et sööbekaltsiumi molekuli käsitleti kui kaltsiumhapendi molekuli ühendit vee molekuliga. Sööbekaltsiumi valem kirjutati sel puhul järgmiselt: $CaO \cdot H_2O$. Mingi aine ühendit veega nimetatakse **hüdraadiks.** Seepärast nimetatakse sööbekaltsiumi vahel ka **kaltsiumhapendi hüdraadiks.**

Kuigi sööbenaatrium ja sööbekaalium ei lagune hapendiks ja veeks, on neid võimalik saada naatrium- või kaaliumhapendi ühinemisel veega:

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH \text{ ja } K_2O + H_2O = 2KOH.$$

Sel põhjusel nimetatakse sööbenaatriumi ja sööbekaaliumi ka naatrium- või kaaliumhapendi hüdraadiks.

Käesoleval ajal on aga kindlaks tehtud, et nende ainete molekulides ei ole vee terviklikke molekule ega hapendite terviklikke molekule, on vaid hüdroksüülrühmad, mis on seotud metallide aatomitega. Molekulis olev hüdroksüülrühmade arv võrdub metalli valentsiga. Sellele vastavalt kirjutatakse aluste molekulid järgmiselt: NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$ ning nimetatakse neid naatriumhüdroksüüdiks, kaaliumhüdroksüüdiks, kaltsiumhüdroksüüdiks jne.

§ 4. Lahustumatud alused.

Lahustuvaid aluseid on suhteliselt vähe. Enamik aluseid on vees lahustumatud. Näitena vaatleme nendest kahte: vaskhüdroksüüdi [$Cu(OH)_2$] ja raudhüdroksüüdi [$Fe(OH)_3$].

Vaskhüdroksüüd [$Cu(OH)_2$] on tahke sinakashall vees lahustumatu aine, seetõttu ei toimi ta ei lakmusesse ega fenoolftaleiinisse. Soojendamisel laguneb see aine kergesti vaskhapendiks ja veeks:

$$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O.$$

Selle omaduse tõttu võib seda ainet nimetada vaskhapendi hüdraadiks. Vaskhapend ei ühine aga vahetult veega.

Raudhüdroksüüd [$Fe(OH)_3$] on tahke pruunikas aine. Tema kuumutamisel saame raudhapendi ja vee:

$$2Fe(OH)_3 = 2Fe_2O_3 + 3H_2O.$$

Vastupidist reaktsiooni — raudhapendi ühinemist veega — ei toimu samuti.

Samad omadused on ka teistel lahustumatutel alustel, näiteks tsinkhüdroksüüdil [$Zn(OH)_2$], alumiiniumhüdroksüüdil [$Al(OH)_3$] jt. Järelikult kõikide **vees lahustumatute** aluste ühiseks keemiliseks omaduseks on see, et nad kuumutamisel lagunevad metalli hapendiks ja veeks.

HAPPED.

§ 1. Soolhape (HCl).

a) Soolhappe füüsikalised omadused.

Lahuste tundmaõppimisel panime tähele gaasilise kloorvesiniku (HCl) head lahustuvust vees.

Kloorvesiniku vesilahust nimetatakse soolhappeks. Tavalistes tingimustes on soolhape värvuseta läbipaistev vedelik, millel on terav ebameeldiv lõhn.

Kontsentreeritud soolhappes on 37% kloorvesinikku. Selline hape «suitseb» õhu käes. Temast eralduv kloorvesinik ühineb õhus oleva veeauruga ja tekitab «udu», mis koosneb soolhappe piisakestest. Soolhape on veest veidi raskem (37-protsendilise soolhappe erikaal on 1,19).

Koolilaboratooriumis kasutatakse enamasti lahjendatud soolhapet.

b) Soolhappe keemilised omadused.

Soolhappelahus on maitselt hapu. Lakmusel on soolhappelahuses punane värvus, fenoolftaleiin aga jääb värvusetuks.

Aineid, millede värvus muutub leeliste või hapete toimel, nimetatakse indikaatoriteks.

Lakmus ja fenoolftaleiin on hapete ja leeliste indikaatorid. Indikaatorite abil saab kindlaks teha, kas lahus on hape või leelis.

Soolhape reageerib paljude metallidega. Eriti tormiliselt reageerib soolhape naatriumiga. Selles on kerge veenduda katse abil, mida saab teostada joonisel 49 kujutatud seadises.

Katseklaasi valatakse ligikaudu 1/4 tema mahust kontsentreeritud soolhapet, kinnitatakse katseklaas seejärel statiivi ja visatakse happesse naatriumtükike (hernetera suurune). Katseklaasist eraldub vesinikku, mida saab süüdata, katseklaasi põhja aga sadestuvad keedusoola kristallikesed.

Sellest katsest järeldame, et naatrium tõrjub happe molekulist vesiniku aatomi välja ning ühineb selle molekuli ülejäänud osaga:

$$2Na + 2HCl = 2NaCl + H_2 \uparrow .$$

Soolhappe toimel tsingisse eraldub vesinik, lahusesse aga jääb aine, mida nimetatakse **kloortsingiks** ($ZnCl_2$).

Et tsink on kahevalentne, siis asendab iga tsingi aatom kahes soolhappe molekulis kahte vesiniku aatomit:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2 \uparrow .$$

Samuti toimib soolhape rauasse, alumiiniumisse ja paljudesse teistesse metallidesse.

Nende reaktsioonide tulemusena eraldub vesinik, kuna lahustesse jäävad **kloormetallid:** kloorraud ($FeCl_3$), klooralumiinium ($AlCl_3$) jt.

Need kloormetallid on reaktsiooni saadused, mis tekivad soolhappe molekulis oleva vesiniku aatomi asendamisel metalli aatomiga.

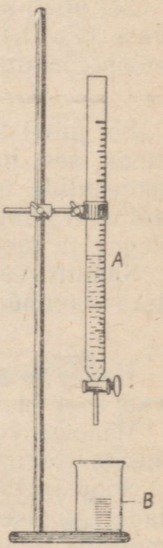
Liitaineid, mida saadakse happe vesiniku aatomite asendamisel metalli aatomitega, nimetatakse sooladeks.

Kloormetallid on soolhappe soolad. (Soolhappe soolasid nimetatakse keemias ka kloriidideks, näiteks klooralumiinium ehk alumiiniumkloriid.)

c) Neutraliseerumisreaktsioon.

Soolhappe väga tähtsaks omaduseks on tema võime reageerida alustega. Vaatleme esmalt tema reageerimist leelistega, näiteks sööbenaatriumiga.

Selleks otstarbeks valame klaasikesse (joon. 59) veidi sööbenaatriumi lahjendatud lahust ja lisame



Joon. 59. Bürett *A* on kinnitatud statiivi. Klaasikeses *B* on leelisene lahus.

sellele mõne tilga lakmuselahust. Vedelik muutub siniseks. Seejärel lisame väikestes kogustes samasse klaasikesse gradueeritud torust (büretist) lahjendatud soolhapet, kuni klaasikeses oleva vedeliku värvus muutub lillaks. Lakmuse lilla värvus näitab, et lahuses pole ei hapet ega leelist.

Niisugust lahust nimetatakse neutraalseks. Pärast temast vee väljaaurutamist jääb järele keedusool (NaCl). Selle katse põhjal võib järeldada, et sööbenaatriumilahuse ja soolhappe kokkuvalamisel saadakse vesi ja kloornaatrium. Vee molekulid tekkisid happe molekulidest olevate vesiniku aatomite ühinemisel leelise molekulides olevate hüdroksüülrühmadega. Kloornaatriumi molekulid tekkisid aga leelise molekulides olevatest naatriumi aatomitest ja happejääki moodustavatest kloori aatomitest. Selle reaktsiooni võrrandit võib kirjutada järgmiselt:

$$Na\ OH+H\ Cl=NaCl+H_2O.$$

Samuti reageerivad soolhappega ka teised leelised — sööbekaalium ja sööbekaltsium.

Tutvume, kuidas soolhape reageerib lahustumatute alustega, näiteks vaskhüdroksüüdiga. Selleks paneme klaasikesse teatud koguse vaskhüdroksüüdi ja lisandame talle ettevaatlikult soolhapet kuni aluse täieliku lahustumiseni.

Sel viisil saadud sinise lahuse väljaaurutamisel saadakse kloorvase ($CuCl_2$) kristalle. Selle põhjal võib kirjutada järgmise reaktsioonivõrrandi:

$$Cu(OH)_2+2HCl=CuCl_2+2H_2O.$$

Sel juhul toimus happe reageerimisele leelistega sarnane reaktsioon, sest happe molekulide vesiniku aatomite ühinemisel aluste molekulide hüdroksüülrühmadega tekkisid vee molekulid. Vase aatomid ühinesid aga kloori aatomitega (happe molekulide jääkidega) ja moodustasid soola — kloorvase molekule.

Samuti reageerib soolhape ka teiste lahustumatute alusega, näiteks raudhüdroksüüdiga:

$$Fe(OH)_3+3HCl=3H_2O+FeCl_3.$$

Happe ja aluse vastastikust reageerimist, mille tulemusena tekivad sool ja vesi, nimetatakse neutraliseerumisreaktsiooniks.

Väheses koguses on soolhapet inimese ja loomade maomahlas, kus ta seedimisel etendab tähtsat osa.

Soolhapet kasutatakse leeliste neutraliseerimiseks, kloorisoolade saamiseks. Samuti kasutatakse teda tööstuses mõnede plastmasside ja arstimite valmistamisel.

§ 2. Väävelhape (H_2SO_4).

a) Füüsikalised omadused ja lahustuvus vees.

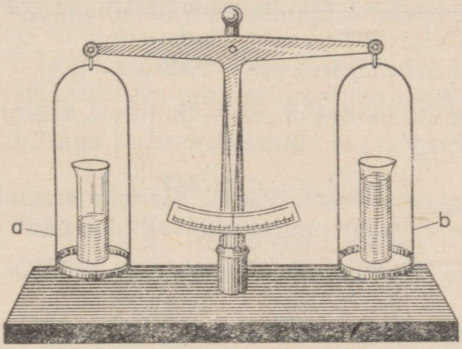
Puhas väävelhape on värvuseta õlitaoline vedelik. Ta on veest peaaegu kaks korda raskem (joon. 60) (erikaal 1,84) ja keeb temperatuuril ligi 340°.

Vees lahustub väävelhape mis tahes kaalulises vahekorras. Seejuures eraldub palju soojust.

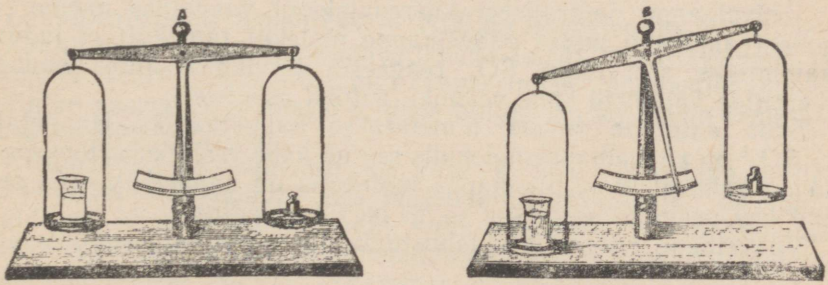
Väävelhappe lahustamisel vees tuleb olla ettevaatlik ja täita järgmist juhist: **hape valatakse vette, mitte aga vastupidi,** kusjuures hapet tuleb valada väikeste annuste kaupa peene joana. Veest raskema vedelikuna vajub hape allapoole ja lahustub seejärel vees, mille tagajärjel kogu lahus soojeneb enam-vähem ühtlaselt.

Kui toimida antud juhise vastaselt ja valada vett happesse, siis võib juhtuda järgmist: vee esimesed annused jäävad happest kergema vedelikuna happe pinnale ja lahustamissoojuse arvel soojeneb ainult see osa lahusest, kusjuures temperatuur võib vedeliku pinnal tõusta üle 100°. Seetõttu võib osa veest muutuda auruks, mis purskub välja, haarates kaasa happepiiskasid. Võib juhtuda õnnetus, sest väävelhape, olles sattunud inimese nahale, tekitab põletushaavu, s. t. hävitab kudet.

Laboratooriumis kasutatakse tavaliselt väävelhappe lahjendatud lahuseid. Väävelhappelahuse erikaal väheneb veega lahjendamisel.



Joon. 60. Väävelhape on veest ligi kaks korda raskem:
silindris *a* on väävelhape, silindris *b* on vesi.



Joon. 61. Väävelhape neelab õhust niiskust.
A — vasakule kaalukausile asetasime klaasi väävelhappega ja tasakaalustasime; *B* — mõne aja pärast on tasakaal rikutud.

Väävelhape neelab ahnelt vett. Kui panna kaalukausile lahtine klaas väävelhappega, kaal tasakaalustada ja jätta klaas selles asendis mõneks ajaks seisma, siis võib tähele panna, kuidas kaalukauss, millel asetseb klaas väävelhappega, muutub raskemaks seetõttu, et väävelhape neelab endasse õhust veeauru (joon. 61).

b) Väävelhappe keemilised omadused.

Väävelhape toimib indikaatoritesse samuti nagu soolhape: lakmus värvub väävelhappelahuses punaseks.

Mõnede metallidega reageerib lahjendatud väävelhape samuti nagu soolhape: eraldub vesinik ja lahusesse jäävad soolad. Väävelhappe soolasid nimetatakse väävelhapudeks sooladeks (ehk sulfaatideks). Näiteks tsingi reageerimisel väävelhappega tekivad vesinik ja väävelhapu tsink (ehk tsinksulfaat):

$$\underset{\text{väävelhapu}}{H_2SO_4} + Zn = \underset{\text{tsink}}{ZnSO_4} + H_2 \uparrow .$$

Samuti reageerivad lahjendatud väävelhappega raud ja alumiinium:[1]

$$H_2SO_4 + Fe = FeSO_4 + H_2 \uparrow .$$

Vask ei tõrju lahjendatud väävelhappest vesinikku välja. Kuld ja plaatina ei reageeri ei kontsentreeritud ega lahjendatud väävelhappega.

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

$$2NaOH + \underset{\text{väävelhapu}}{H_2SO_4} = \underset{\text{naatrium}}{Na_2SO_4} + 2H_2O.$$

Selle reaktsiooni puhul ühinesid happe molekuli kaks vesiniku aatomit ja leelise molekulide kaks hüdroksüülrühma kaheks veemolekuliks. Leelise metalli aatomid ja väävelhappe molekuli jääk SO_4 ühinesid omavahel, moodustades soola Na_2SO_4 molekuli.

Väävelhappe neutraliseerumisreaktsiooni vaadeldes näeme, et selle reaktsiooni puhul väävelhappe molekul täielikult ei lagune aatomiteks, sest rühm SO_4 reageerib tervikuna, liites endaga metallide aatomeid kahe vesiniku aatomi asemele.

Seda aatomite rühma nimetatakse **happejäägiks.** Happejääk $= SO_4$[2] on väävelhappemolekulis seotud kahe vesiniku aatomiga — ta on kahevalentne. Soolhappe molekulis on happejääk —Cl seotud ühe vesiniku aatomiga — ta on ühevalentne.

Väävelhape reageerib ka lahustumatute alustega. Seejuures teki-

[1] Mitte kõik metallid ei reageeri väävelhappega nagu tsink ja raud. Seepärast metalli omadusi mitte tundes ei tohi kirjutada reaktsiooni võrrandit antud metalli reageerimise kohta väävelhappega, sest võib kirjutada valesti.

[2] Kriipsukeste arv näitab happejäägi valentsi.

vad vesi ja väävelhapud soolad. Vaskhüdroksüüdi reageerimisel väävelhappega tekivad väävelhapu vask ja vesi:

$$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = \underset{\text{väävelhapu vask}}{CuSO_4} + H_2O.$$

Kõrgel temperatuuril väävelhape laguneb veeks ja väävelkolmelishapendiks (SO_3):

$$H_2SO_4 = SO_3 + H_2O.$$

Hapendit SO_3 nimetatakse ka **väävelhappe anhüdriidiks** (sõna «anhüdriid» tähendab «veevaba»). Nimetatud hapend ühineb veega, seejuures tekib uuesti väävelhape:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4.$$

Järelikult võib väävelhapet nimetada ka selle hapendi **hüdraadiks.**

Väävelhape on keemiatööstuse aluseks.

Väävelhapet tarvitatakse suurtes kogustes mineraalväetiste ja lõhkeainete tootmisel, nafta töötlemisel jne. Toodetava väävelhappe koguse järgi võib otsustada riigi industrialiseerituse ja kaitsevõime üle. NSV Liidul on väävelhappe tootmise ja väävelhappetehaste tehnilise täiuslikkuse poolest maailmas üks esikohti.

§ 3. Teised happed.

Tundmaõpitud hapetega sarnaneb paljas lämmastikhape (HNO_3), mis tavalistes tingimustes on samuti vedelik ja hästi lahustub vees.

Puhas lämmastikhape on veest poolteist korda raskem. Sarnaselt väävelhappe ja soolhappega toimib ta indikaatoritesse ja neutraliseerib aluseid:

$$NaOH + HNO_3 = \underset{\text{lämmastikhapu naatrium}}{NaNO_3} + H_2O.$$

Lämmastikhappe happejääk — NO_3 on ühevalentne.

Metallidega reageerib lämmastikhape teisiti kui väävelhape ja soolhape. Näiteks eraldub tsingi reageerimisel lämmastikhappega vesiniku asemel teisi gaase, millede hulgas on ka pruun lämmastikkahelishapend (NO_2).

Lämmastikhape reageerib ka vase ja isegi hõbedaga, milledesse ei toimi ei soolhape ega lahjendatud väävelhape. Sel puhul eralduvad lämmastiku hapendid, kuna lahusesse jäävad vastavad lämmastikhapud soolad: lämmastikhapu vask [$Cu(NO_3)_2$] ja lämmastikhapu hõbe ($AgNO_3$). (Lämmastikhappe soolasid nimetatakse keemias ka nitraatideks, näiteks lämmastikhapu hõbe ehk hõbenitraat.) Kulla ja plaatinaga lämmastikhape ei reageeri.

Lämmastikhappe abil on kerge eristada vasktooteid kuldese-

meist. Tilk lämmastikhapet tekitab vaskesemele rohekaspruuni pleki. Seda ei teki, kui lämmastikhape satub kuldesemele. Soolhappe ja lämmastikhappe segus lahustuvad kõik metallid, nende hulgas ka kuld.

Lämmastikhappel on väga suur tähtsus riigikaitse seisukohalt. Suitsuta püssirohtu ja lõhkeaineid suurtükimürskude ning lennukipommide jaoks valmistatakse puuvilla, glütseriini ja mõnede kivisõe kuivdestillatsiooni saaduste töötlemisel lämmastik- ja väävelhappe seguga. Suitsuta püssirohu esimeseks valmistajaks Venemaal oli D. I. Mendelejev. Suure Isamaasõja ajal tarvitas Nõukogude armee ainult kodumaal toodetud lõhkeaineid ega tundnud puudust sõjavarustusest.

Rahuajal kasutatakse enamikku lämmastikhappest mineraalväetiste valmistamiseks. Kõik tehased lämmastikhappe tootmiseks NSV Liidus on ehitatud nõukogude võimu ajal.

Meie poolt vaadeldud happed on tavalistes tingimustes vedelikud ja lahustuvad vees hästi. Tuntakse aga paljusid happeid, mis tavalistes tingimustes on tahkes olekus. Ühed nendest lahustuvad vees, teised on lahustumatud.

Vees lahustuvate tahkete hapete näiteks võivad olla oblikhape ja sidrunhape; nende lahused sarnanevad lahjendatud soolhappega, nad toimivad samuti lakmusesse ja reageerivad alustega.

Lahustumatu hape näiteks võib olla stearііnhape. Ta ei toimi indikaatoritesse, reageerib aga leelistega nagu teisedki happed.

§ 4. Hapete koostis ja üldised omadused.

Võrrelgem tundmaõpitud hapete koostist ja omadusi: füüsikalist olekut, lahustuvust vees, toimet indikaatoritesse, reageerimist metallidega ja alustega.

Me võime täheldada, et kõik happed sisaldavad vesinikku. Lahustuvad happed toimivad indikaatoritesse.

Enamik happeid reageerib magneesiumi, tsingi ja mõningate teiste metallidega. Seejuures eraldub mõningatel juhtudel vesinik, mõnikord aga teisi gaase.

Kõikide hapete ühiseks omaduseks on võime neutraliseerida aluseid, mis seisab selles, et happe vesiniku aatomid ühinevad aluse hüdroksüülrühmadega, moodustades vee. See on «happe» vesiniku iseärasuseks. Seetõttu võib ütelda, et

hapeteks nimetatakse liitaineid, mille molekulis vesiniku aatom võib ühineda aluste hüdroksüülrühmadega, moodustades vee.

Mõnede hapete molekulid sisaldavad vaid ühte vesiniku aatomit, mis võib ühineda hüdroksüülrühmaga; näiteks soolhape (HCl), lämmastikhape (HNO_3). Selliseid happeid nimetatakse ühealuselisteks, sest et nende happejäägid —Cl, —NO_3 on ühevalentsed. Väävelhappe (H_2SO_4) molekulis on kaks hüdroksüülrühmadega ühinevat vesiniku aatomit. See hape on **kahealuseline.** Tema happejääk $=SO_4$ on kahevalentne.

Seetõttu, et hapnik võib ühineda paljude keemiliste elementidega, on olemas ka palju hapendeid. Tuntakse tahkeid hapendeid, näiteks elavhõbehapend (HgO), magneesiumhapend (MgO), vedelaid hapendeid, näiteks vesi (H_2O), ja gaasilisi, näiteks süsinikkahelishapend (CO_2), väävel-kahelishapend (SO_2). Mõned hapendid on värvuseta, teised värvusega.

Hapendite keemilised omadused ilmnevad nende reageerimisel veega, aluste ja hapetega.

§ 1. Aluselised hapendid.

Tutvume esmalt nende hapenditega, mis reageerivad hapetega. Nende hulka kuulub näiteks vaskhapend (CuO).

Kui kolvis olevasse lahjendatud soolhappesse puistata veidi pulbrikujulist vaskhapendit ja kolbi kergelt soojendada, siis võib varsti tähele panna lahuse värvuse muutumist rohekassiniseks. Samasugune värvus on ka kloorvase vesilahusel.

Kui vaskhapendi reageerimisel soolhappega saadud lahusesse asetada puhas raudplaadike või -nael, siis kattub raud kohe vasekihiga, samuti kui kloorvaselahuse reageerimisel rauaga.

Selle tunnuse põhjal võib järeldada, et vaskhapendi ja soolhappe reageerimisel tekkis kloorvask. Teades, et vaskhapendi ja soolhappe üks reageerimissaadusi on kloorvask, on kerge kirjutada selle reaktsiooni võrrand:

$$CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O.$$

Täpselt samuti reageerib soolhappega ka raudhapend, mille puhul tekivad kloorraud ($FeCl_3$) ja vesi:

$$Fe_2O_3 + 6HCl = 2FeCl_3 + 3H_2O.$$

Kui vaskhapendisse toimida väävelhappega, siis tekivad väävelhapu vask ja vesi:

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O.$$

Vaskhapendi ja lämmastikhappe reageerimisel saadakse vesi ja lämmastikhapu vask.

Kaltsiumhapend ja magneesiumhapend reageerivad samuti hapetega — tekivad soolad ja vesi.

Kuid alustega need hapendid ei reageeri.

Hapendeid, mis hapetega reageerides annavad vee ja soola ning alustega ei reageeri, nimetatakse aluselisteks hapenditeks.

Aluselisteks nimetatakse neid seepärast, et enamikku nendest võib saada aluste lagundamisel:

$$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O.$$

Peale selle ühinevad mõned aluselised hapendid vahetult veega, moodustades aluseid:

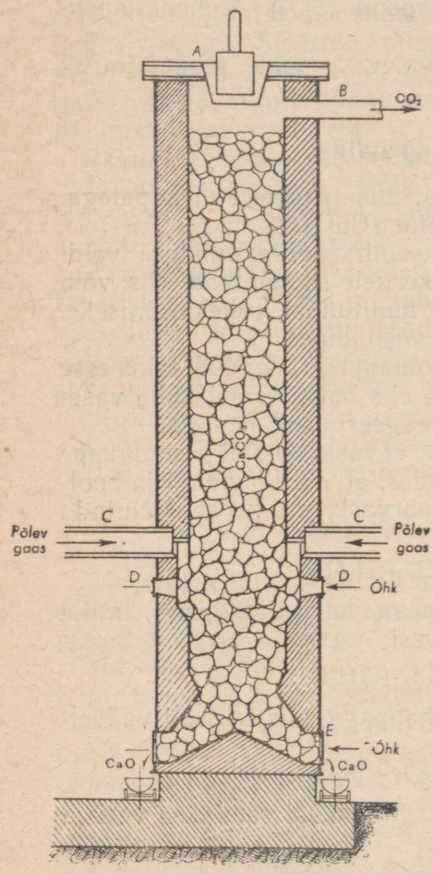
$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$

Kuid selliseid hapendeid on vähe, enamik aluselisi hapendeid ei ühine vahetult veega.

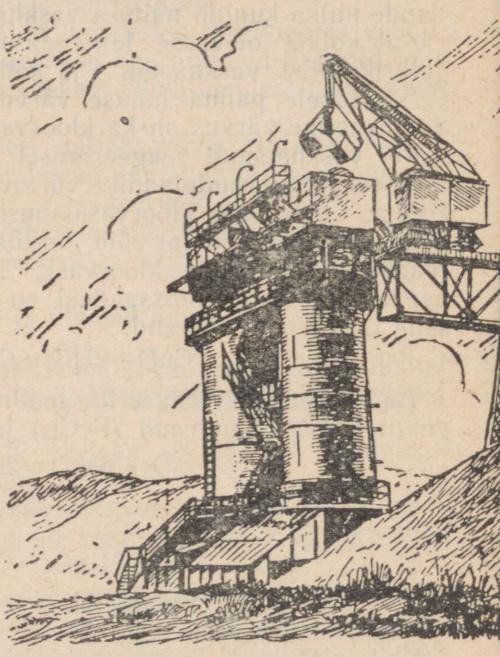
Looduses leiduvatest aluselistest hapenditest on suurima praktilise tähtsusega raua hapendid. Raudhapend (Fe_2O_3) on tahke punakaspruun aine. Selles hapendis on raud kolmevalentne.

Raudhapend kuulub paljude maakide koostisse, milledest saadakse rauda.

Tehastes saadavatest aluselistest hapenditest eriti suure tähtsusega on kaltsiumhapend.



Joon. 62. Lubjapõletamisahju skeem: *A* — täiteava; *B* — süsihappegaasi väljumisava; *C* — küttegaasi sissevooluavad. Küttegaasi põlemiseks vajalik õhk juhitakse ahju avade *D* ja *E* kaudu. Lubi laaditakse ahjust ava *E* kaudu.



Joon. 63. Lubjapõletamisahju üldvaade.

Kaltsiumhapendit (CaO) nimetatakse ka põletatud lubjaks (ehk kustutamata lubjaks), kuna teda saadakse suurtes kogustes lubjakivi kuumutamisel. Viimane koosneb peamiselt süsihapust kaltsiumist ($CaCO_3$).

Kõrgel temperatuuril laguneb see sool kaheks hapendiks — kaltsiumhapendiks ja süsihappegaasiks:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2 \uparrow .$$

Lubjapõletamise tehastes teostatakse seda reaktsiooni erilistes silindrikujulistes ja 10—12 m kõrgustes ahjudes (joon. 62 ja 63). Lubja põletamisel kasutatakse kütusena koksi, mida laaditakse ahju koos lubjakiviga, või põlevaid gaase, mida külgtorude kaudu ahju juhitakse, nagu on näidatud joonisel 62.

Kütuse põlemiseks vajalik õhk voolab ahju altpoolt, jahutab saadud lubja ning kuumeneb seejuures. Lubi laaditakse välja alumiste külgavade kaudu.

§ 2. Happelised hapendid.

Meil tuli tähele panna süsihappegaasi reageerimist lubjaveega. Viimane muutus lahustumatu süsihapu kaltsiumi ($CaCO_3$) tekkimise tõttu sogaseks.

Antud juhul reageerib hapend leelisega ning tekivad sool ja vesi:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 \downarrow {}^{1} + H_2O.$$

Hapendi analoogiline reageerimine leelisega toimub väävlisgaasi juhtimisel läbi sööbenaatriumi lahuse.

Selles võib veenduda järgmise katse puhul.

Valame silindrisse sööbenaatriumi lahust, millele lisame mõned tilgad mingisugust indikaatorit, näiteks fenoolftaleiinilahust, ja juhime läbi lahuse väävlisgaasi. Varsti kaob lahuse vaarikpunane värvus sarnaselt sellele, nagu see toimub leelise neutraliseerimisel happega. Saadud neutraalse lahuse väljaaurutamisel jääb järele väävlishappe sool Na_2SO_3.

Väävel-kahelishapendi reageerimisel sööbenaatriumiga toimus reaktsioon:

$$SO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O.$$

Hapendeid, mis alustega reageerides annavad vee ja sooli, nimetatakse happelisteks hapenditeks.

Happelisteks nimetatakse neid seepärast, et nendest paljud veega reageerides moodustavad happeid või saadakse hapete lagundamisel. Happelisi hapendeid nimetatakse ka hapete anhüdriidideks.

Kõik anhüdriidid ei ühine vahetult veega. Näiteks räni-kahelishapend (SiO_2) ei ühine veega, kuid tema sulatamisel leelistega saadakse ränihappe soola:

$$2NaOH + SiO_2 = Na_2SiO_3 + H_2O.$$

ränihapu naatrium

[1] Kui reaktsiooni tulemusena tekib lahustumatu (väljasadestuv) aine, siis kirjutatakse aine valemi kõrvale allapoole suunatud nool.

Happelistest hapenditest on looduses kõige enam levinud süsihappegaas (CO_2) ja räni-kahelishapend (SiO_2). Esimene esineb peamiselt atmosfääris ja etendab erakordselt tähtsat osa taimede elus. Süsihappegaasi tarvitatakse tööstuses väga suurtes kogustes sooda (Na_2CO_3) saamiseks, suhkrutööstuses (suhkrupeedimahla puhastamiseks), toiduainetetööstuses (gaseeritud vee ja mitmesuguste teiste karastavate jookide valmistamisel).

Räni-kahelishapend kuulub paljude mineraalide koostisse. Mäekristall ja jõeliiv koosnevad peamiselt räni-kahelishapendist.

Seda hapendit kasutatakse klaasi ja silikaattelliste valmistamiseks. Räni-kahelishapendi sulatamisel lubjaga saadakse lahustumatu tahke sool — ränihapu kaltsium ($CaSiO_3$), mis moodustab tavalise klaasi ja silikaattellise peamise massi.

Tellis- ja kivimüüride ladumisel sideainena kasutatava mördi valmistamiseks segatakse liiv kas tsemendiga või lubjaga.

Kunstlikult saadud happelistest hapenditest eriti suure tähtsusega on väävelhappe anhüdriid (SO_3), mille ühinemisel veega tekib väävelhape.

SOOLAD.

§ 1. Soolade koostis.

Aluste, hapete ja hapendite tundmaõppimisel tutvusime mõningate soolade koostisega. NaCl — kloornaatrium, Na_2SO_4 — väävelhapu naatrium, $Ca(NO_3)_2$ — lämmastikhapu kaltsium, $Al_2(SO_4)_3$ — väävelhapu alumiinium.

Võrreldes soolade ja nendele vastavate hapete koostist, võib öelda, et **soolaks nimetatakse liitainet, mille iga molekul koosneb metalli aatomitest ja happejääkidest.**

Soola molekuli moodustavate metalli aatomite arvu ja happejääkide arvu vastastikune suhe sõltub metallide ja happejääkide valentsist. Ühevalentse metalli üks aatom ühineb ühe ühevalentse happejäägiga, näiteks $NaNO_3$; kahevalentse metalli aatomiga ühineb kaks ühevalentset happejääki, näiteks $Ca(NO_3)_2$; ühe kahevalentse happejäägiga ühinevad ühevalentse metalli kaks aatomit, näiteks Na_2SO_4. Metalli aatomite valentsi ühikute summa võrdub happejääkide valentsi ühikute summaga.

Väävelhapu alumiiniumi [$Al_2(SO_4)_3$] molekulis on kolmevalentse alumiiniumi kahe aatomi valentside summa kuus ning kahevalentse väävelhappe kolme happejäägi valentside summa on samuti kuus.

Selle reegli põhjal saame kirjutada mis tahes soola valemi, kui meil on teada soola moodustavate metallide ja happejääkide valents.

§ 2. Soolade keemilised omadused.

Mõned soolad, millede happejäägis on hapnikku, lagunevad kõrgel temperatuuril aluselisteks ja happelisteks hapenditeks. Selliste soolade hulka kuulub süsihapu kaltsium, mille lagunemisreaktsioo-

niga tutvusime aluseliste hapendite tundmaõppimisel. Samal viisil laguneb kuumutamisel ka süsihapu tsink:

$$ZnCO_3 = ZnO + CO_2 \uparrow .$$

Peale lagunemisreaktsiooni on sooladele omane ka asendusreaktsioon.

Keemiliste reaktsioonidega tutvumisel vaatlesime raua reageerimist kloorvasega. Raud asendas vaske kloorvase lahuses:

$$CuCl_2 + Fe = FeCl_2 + Cu.$$

Kui paigutada vasktraat lämmastikhapu hõbeda lahusesse, siis muutub lahus varsti siniseks, kuna vasktraadil tekivad pikad hõbedakristallid. Sel juhul leiab aset hõbeda asendumine vasega:

$$2AgNO_3 + Cu = Cu(NO_3)_2 + 2Ag \downarrow .$$

Võib tuua palju näiteid sääraste reaktsioonide kohta.

Järelikult vaba metalli aatomid võivad asendada lahustunud soola molekulide koostisse kuuluvaid teise metalli aatomeid.

Kuid mitte iga soolalahuse kokkupuude metalliga ei kutsu esile soola molekuli koostisse kuuluvate metalli aatomite asendamist teise, vaba metalli aatomitega. Soolalahustes asenduvad ainult vähemaktiivsete metallide aatomid aktiivsemate metallide aatomitega. Metallide omaduste tundmaõppimise alusel on kindlaks tehtud metallide suhteline aktiivsus. Keemilise aktiivsuse järgi reastuvad metallid järgmiselt:

K, Na, Ca, Mg, Al, Zn, Fe, Sn, Pb, H, Cu, Ag, Au.

Selles reas asetsevad metallid aktiivsuse vähenemise korras: iga keemilise aktiivsuse reas asetsev metall tõrjub soolalahustest välja kõik teised metallid, mis asetsevad selles reas temast paremal.

Selles reas asetseb ka vesinik. Metallid, mis asetsevad aktiivsuse reas vesinikust vasakul, tõrjuvad teda hapetest ja veest välja. Metallid, mis asetsevad reas vesinikust paremal, ei tõrju teda veest ega hapetest välja. Vask, hõbe ja kuld ei reageeri ei soolhappe ega lahjendatud väävelhappega.

Kasutades metallide aktiivsuse rida ja teades, kuidas vaba metall reageerib lahuses oleva soolaga, võib neid reaktsioone toimetamata ja tekkivate ainete koostist tundma õppimata õigesti ette näha ja üles kirjutada seda liiki reaktsiooni võrrandeid.

Näiteks võib ütelda, et metallide aktiivsuse reas hõbedast vasakul asetsev tsink peab reageerima lämmastikhapu hõbeda lahusega. Kahevalentse tsingi aatom peab asendama kaks aatomit ühevalentset hõbedat. Selle reaktsiooni võrrandit võib kirjutada järgmiselt:

$$Zn + 2AgNO_3 = Zn(NO_3)_2 + 2Ag.$$

Tuleb silmas pidada, **et metallide aktiivsuse rida saab kasutada ainult nendel juhtudel, kus happed või soolad reageerivad vaba metalliga, mitte aga tema ühenditega.** Tsink asendab vaske kloorvases, kuid kloortsink ei reageeri selle soola lahusega.

§ 3. Vahetusreaktsioonid.

a) Kahe soola vaheline vahetusreaktsioon.

Asendusreaktsioonide käsitlemisel tutvusime sellega, kuidas soolad reageerivad lihtainetega. Nüüd vaatame, kuidas reageerib sool soolaga, sool happega ning sool alusega.

Segame kahe soola — lämmastikhapu baariumi [$Ba(NO_3)_2$] ja väävelhapu naatriumi (Na_2SO_4) lahused. Kohe eraldub lahuste segust valge peenekristalliline väävelhapu baariumi ($BaSO_4$) sade, kuna lahusesse jääb lämmastikhapu naatriumi ($NaNO_3$) sool.

Toimus reaktsioon:

$$Ba(NO_3)_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2NaNO_3.$$

Vaadeldes seda võrrandit, on kerge tähele panna, et happejääk $=SO_4$ ja kaks happejääki $—NO_3$ vahetasid kohti. Toimus **vahetusreaktsioon.** Tekkisid kaks uut soola.

Vaatleme veel ühte näidet.

Segame kloornaatriumi (NaCl) ja lämmastikhapu seatina [$Pb(NO_3)_2$] lahused. Eraldub kloorseatina ($PbCl_2$) valge sade:

$$2NaCl + Pb(NO_3)_2 = PbCl_2 \downarrow + 2NaNO_3.$$

Ka sel juhul happejäägid —Cl ja $—NO_3$ vahetasid kohti. Toimus vahetusreaktsioon, mille tagajärjel tekkisid kaks uut soola. Peame meeles, et mõlemal juhul üks reaktsiooni saadustest eraldub sademena, teine aga jääb lahusesse. Nad ei reageeri teineteisega ja nende segu saab eraldada filtreerimise abil.

Reaktsioone, mille puhul kahe reageeriva liitaine molekulid vahetavad oma koostisosi, nimetatakse vahetusreaktsioonideks.

b) Happe ja soola vaheline vahetusreaktsioon.

Kas happe ja soola molekulid võivad vahetada oma happejääke?

Segame lämmastikhapu baariumi lahust väävelhappega. Kohe tekib väävelhapu baariumi ($BaSO_4$) sade. Toimus vahetusreaktsioon:

$$Ba(NO_3)_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2HNO_3.$$

Soola happejäägid NO_3 vahetasid kohti happe happejääkidega SO_4.

Kui kontsentreeritud väävelhappega toimida kuivasse keedusoolasse, siis eraldub gaas, mis õhus moodustab «udu». See gaas on kloorvesinik.

$$2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl \uparrow.$$

Ka sel juhul toimus vahetusreaktsioon: happejäägid Cl vahetasid kohti happejääkidega SO_4.

Väävelhappe ja soolade vahel toimunud mõlemate reaktsioonide võrdlemisel võime tähele panna, et kummagi reaktsiooni tagajärjel tekivad uus hape ja uus sool.

Peame meeles, et nende reaktsioonide tagajärjel tekkis ühel puhul sade, teisel gaas.

Meie poolt käsitletud reaktsioonid näitavad, et soola reageerimisel happega või teise soolaga võib toimuda reageerivate ainete happejääkide omavaheline vahetusreaktsioon. Seejuures happejäägid ei killune aatomiteks, vaid lähevad terve rühmaga ühtede metallide aatomitelt teistele üle.

c) Leelise ja soola vaheline vahetusreaktsioon.

Kas happejäägid võivad vahetada kohti hüdroksüülrühmaga? Vastuseks sellele küsimusele teeme katse: valame kloorvaselahusesse sööbenaatriumilahust. Lahusest eraldub sinakashall vaskhüdroksüüdi [$Cu(OH)_2$] sade, kuna lahusesse jääb kloornaatrium. Toimus reaktsioon:

$$CuCl_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2 \downarrow + 2NaCl.$$

Selle reaktsiooni võrrandist nähtub, et kloorvase molekulis olevad kaks happejääki asendatakse kahe hüdroksüülrühmaga, mis varem olid aluse molekulis.

Sööbenaatriumi reageerimisel kloorraua ($FeCl_3$) lahusega toimuks reaktsioon:

$$FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3 \downarrow + 3NaCl.$$

Soola ja leelise reageerimise mõlemal juhul vahetasid happejäägid oma kohti hüdroksüülrühmadega.

Seejuures eraldub sademesse lahustumatu alus.

§ 4. Kuidas saab ette näha vahetusreaktsiooni tulemust.

Esialgne tutvumine vahetusreaktsiooni kolme liigiga võimaldab teha järgmisi järeldusi.

1. Kahe soola lahuse reageerimisel võivad tekkida kaks uut soola:

$$Ba(NO_3)_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2NaNO_3.$$

2. Soola reageerimisel happega saadakse uus hape ja uus sool:

$$2NaCl + H_2SO_4 = 2HCl \uparrow + Na_2SO_4.$$

3. Soola reageerimisel alusega saadakse uus alus ja uus sool:

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4.$$

Teades reageerivate soolade, hapete ja aluste koostist ning teades, kuidas nad teineteisega peavad reageerima, on võimalik ette näha reaktsiooni tulemust. Ja vastupidi, kui on tarvis saada mingit soola, hapet või alust, tuleb valida kaks sellist ainet, et nende reageerimise tagajärjel tekiksid otsitud ained. Kuid selleks on tingimata vaja teada, missugustel juhtudel nõutud reaktsioonisaadused eralduvad teistest ainetest. Eespool käsitletud näidete puhul saadi reaktsioonisaaduste hulgas gaase ja lahustumatuid tahkeid aineid. Nendel juhtudel eraldusid reaktsioonisaadused teineteisest ja ei reageerinud omavahel.

Midagi muud toimub lämmastikhapu naatriumi lahuse ja kloornaatriumi lahuse segamisel. Sel juhul ei täheldata reaktsiooni näh-

tavaid tunnuseid; ei eraldu gaase, ei teki sadet, ei muutu lahuse värvus, ei eraldu ega neeldu soojust.

Et seda mõista, kirjutame arvatava reaktsiooni võrrandi:

$$NaCl + KNO_3 = KCl + NaNO_3.$$

Selle reaktsiooni saadused KCl ja $NaNO_3$ on vees lahustuvad ained, nad ei eraldu teineteisest ja võivad omavahel reageerida järgmise reaktsiooni võrrandi kohaselt:

$$KCl + NaNO_3 = NaCl + KNO_3.$$

Järelikult kloornaatriumi ja lämmastikhapu kaaliumi lahuste segamise tagajärjel on lahuses neli lahustuvat soola:

$$KCl,\ NaCl,\ KNO_3,\ NaNO_3.$$

Sama toimub ka soola reageerimisel happega või soola reageerimisel alusega, kui üks reaktsioonisaadustest ei sadestu välja või ei eraldu gaasina.

Seepärast valides aineid, mis on tarvilikud vahetusreaktsiooni abil mingi soola, happe või aluse saamiseks, peab tundma ka mõeldud vahetusreaktsiooni tagajärjel tekkivate ainete lahustuvust.

Tabelis leheküljel 89 on toodud andmed mõningate soolade ja aluste lahustuvuse kohta vees. Seda tabelit kasutades saab näiteks teada, missuguseid soolasid tuleb segada, et tekiks süsihapu kaltsium ($CaCO_3$). Lahustuvuse tabelist nähtub, et kloorkaltsium ($CaCl_2$) ja süsihapu naatrium (Na_2CO_3) on vees lahustuvad, süsihapu kaltsium ($CaCO_3$) aga mitte. Kui valmistada kloorkaltsiumi ja süsihapu naatriumi lahuseid ning segada neid, siis toimub reaktsioon:

$$Na_2CO_3 + CaCl_2 = CaCO_3 \downarrow + 2NaCl.$$

Süsihapu kaltsium sadestub põhja ja on filtreerimisega kloornaatriumlahusest eraldatav.

Tuleb meeles pidada, et kõik öeldu kehtib ainult lahustes toimuvate reaktsioonide kohta.

§ 5. Tähtsamad soolad.

1. Soolhappe soolad.

Looduses kõige enam levinud soolhappe soolaks on kloornaatrium ehk keedusool (NaCl).

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

Kloorkaalium (KCl) on looduses vähem levinud. Kuid siiski leidub ka selle soola lademeid. Kõige suuremad kloorkaaliumi lademed on Solikamski rajoonis. Nad avastati ja nende kasutamisele asuti alles nõukogude võimu ajal.

Kloorkaalium on väga väärtuslik mineraalväetis, sest kaalium on taimedele toiduks vajalik keemiline element. Solikamskis suur-

Tabel aluste ja soolade lahustuvuse kohta vees.

Happe nimetus ja valem	Hüdroksüülrühm ja happejääk	Metallid														
		I K	I Na	II Ba	II Ca	II Mg	III Al	III Cr	II Fe	III Fe	II Mn	II Zn	I Ag	II Hg	II Cu	II Pb
	—OH	l	l	l	vl	vl	e	e	e	e	e	e	—	—	e	e
Soolhape HCl	—Cl	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	e	l	l	vl
Väävlishape H_2SO_3	=SO_3	l	l	e	e	e	—	—	e	—	e	e	e	e	e	e
Väävelhape H_2SO_4	=SO_4	l	l	e	vl	l	l	l	l	I	l	l	vl	l	l	e
Fosforhape H_3PO_4	≡PO_4	l	l	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e
Süsihape H_2CO_3	=CO_3	l	l	e	e	e	—	—	e	e	e	e	e	e	e	e
Ränihape H_2SiO_3	=SiO_3	l	l	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	—	e	e
Lämmastikhape HNO_3	—NO_3	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l

Rooma numbrid tähistavad metalli valentsi.

Happejäägi (hüdroksüülrühma) ees seisev kriips tähistab happejäägi (hüdroksüülrühma) valentsi. Täht «l» tähendab lahustuvat ühendit, «vl» — raskesti lahustuvat ja «e» lahustumatut ühendit.

tes kogustes toodetavat kloorkaaliumi kasutatakse peaaegu tervenisti põllumajanduses mineraalväetisena.

Keemiatööstuses kasutatakse kloorkaaliumi sööbekaaliumi (KOH) saamiseks.

2. Väävelhappe soolad.

Looduses leiduvatest väävelhappe sooladest on suurima praktilise tähtsusega kaks järgmist: väävelhapu naatrium (Na_2SO_4) ja väävelhapu kaltsium ($CaSO_4$).

Soola koostisega $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ nimetatakse glaubrisoolaks ehk mirabüliidiks. Seda soola leidub suurtes kogustes lahustunult merevees. Selle soola poolest on eriti rikas Kara-Bogazi laht Kaspia mere idaosas.

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

Glaubrisoola tarvitatakse klaasi valmistamisel. Vähemas ulatuses kasutatakse teda arstimite valmistamisel.

Mineraali koostisega $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ nimetatakse kipsiks. Kipsi leidub looduses väga laialdaselt. Väga suured kipsilademed on Donbassis.

Kuumutamisel kaotab kips osa vett ja muutub nn. ehituskipsiks, mida tarvitatakse majade sisemistel krohvimistöödel.

Arstiteaduses kasutatakse põletatud kipsi luumurdude puhul murrukohtade lahasse panekuks.

Kunstlikult tehastes saadavatest väävelhappe sooladest tuleb nimetada rauavitrioli ($FeSO_4 \cdot 7H_2O$) (rohelised kristallid) ja vasevitrioli ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) (sinised kristallid). Mõlemaid soolasid saadakse vastavate metallide jäätmete töötlemisel väävelhappega. Neid kasutatakse peamiselt võitluseks taimekahjurite ja -haiguste vastu.

3. Lämmastikhappe soolad.

Lämmastikhappe sooladest on suurima praktilise tähtsusega lämmastikhapu naatrium ($NaNO_3$), lämmastikhapu kaalium (KNO_3) ja lämmastikhapu kaltsium [$Ca(NO_3)_2$]. Neid soolasid nimetatakse ka salpeetriteks. Need on valged tahked kristallilised ained, mis hästi lahustuvad vees. Kõiki salpeetreid kasutatakse mineraalväetisena. Kaaliumsalpeetrit tarvitatakse peale selle veel musta püssirohu valmistamiseks (segades teda väävli ja söega).

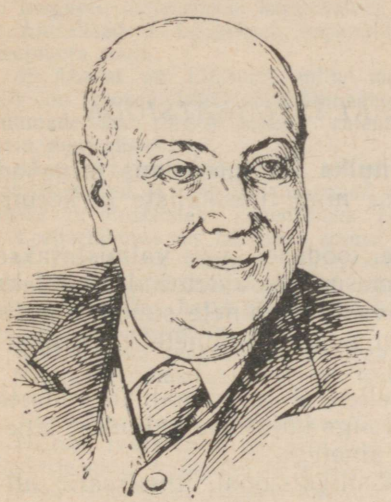
Lämmastikhaput hõbedat ($AgNO_3$) tarvitatakse arstiteaduses (põrgukivi).

4. Mineraalväetised.

Mineraalväetisena on põllumajanduses peale nimetatud lämmastikhappe soolade ja kaaliumiühendite suur tähtsus fosforhappe- (H_3PO_4) sooladel. Fosforhapu kaltsium [$Ca_3(PO_4)_2$] kuulub mineraalide fosforiidi ja apatiidi koostisse ning on luude koostisaineks.

Suured apatiidilademed on NSV Liidus Hibiini tundras Koola poolsaarel.

Apatiidilademed Koola poolsaarel avastas nõukogude akadeemik A. J. Fersman. Apatiidi avastamist, tootmist ja töötlemist organiseeris S. M. Kirov.



A. J. Fersman
(1883—1945).

S. M. Kirov
(1886—1934).

Fosforiitide lademeid leidub paljudes NSV Liidu rajoonides: Moskva ümbruses, Ukrainas, Uraalis, Usbekistanis, Eesti NSV-s ja teistes kohtades.

Et fosforhapu kaltsium [$Ca_3(PO_4)_2$] on vees praktiliselt lahustumatu, ei saa taimed teda mullast küllaldasel määral vahetult omastada isegi siis, kui ta on hästi peenestatud (fosforiidijahu). Seepärast muudetakse fosforiidid ja apatiidid keemiatehastes paremini lahustuvateks sooladeks. Väävelhappe toimel saadakse neist superfosfaati, mis sisaldab hästi lahustuvat fosforhappesoola $Ca(H_2PO_4)_2$. Superfosfaati tarvitatakse laialdaselt puuvillapõõsaste, suhkrupeedi ja teiste tehniliste kultuuride väetamiseks.

Selle mineraalväetise tootmist suurendatakse ja teda kasutatakse ikka suuremas ulatuses ka teraviljade ja juurviljade kasvatamisel.

Revolutsioonieelsel Venemaal mineraalväetisi peaaegu üldse ei toodetud ega kasutatud. Väike kogus fosforiidijahu, mida kasutasid üksikud mõisnikud oma põldudel, veeti sisse välismaalt.

Käesoleval ajal töötab NSV Liidus mitu võimsat tehast, mis valmistavad mitmesuguseid mineraalväetisi: superfosfaati, salpeetrit, kaalisooli.

Mineraalväetiste tööstuse arengutempo üle võib otsustada järgmiste näitajate põhjal: mineraalväetisetehaste toodang oli viienda viisaastaku lõpuks kasvanud sõjaeelse toodanguga võrreldes kolmekordseks.

Mineraalväetiste tööstuse edukaks arenguks on vaja suurendada ka lämmastikhappe ja väävelhappe tootmist. Nimetatud happed, sööbenaatrium ja mineraalväetised on keemia põhitööstuse peamiseks toodanguks.

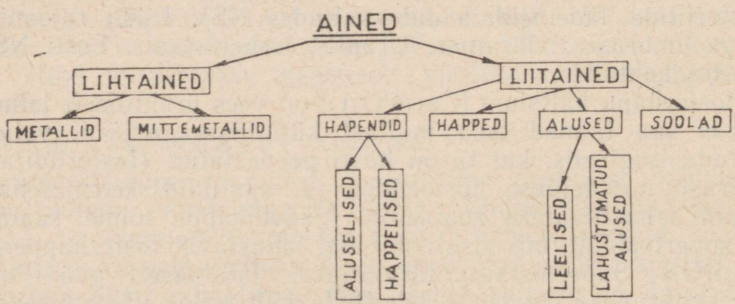
ANORGAANILISTE AINETE KLASSIFIKATSIOON.

Käesoleval ajal tuntakse suurt hulka liitaineid, mis erinevad molekuli koostise, suuruse ja ehituse ning füüsikaliste ja keemiliste omaduste poolest.

Iga päev, iga tund avastatakse looduses või valmistatakse kunstlikult uusi aineid. Sellises mitmesuguste ainete hulgas poleks võimalik orienteeruda, kui poleks avastatud ainete suurte ja väikeste rühmade ühised tunnused, kui poleks liitainete klassifikatsiooni.

Klassifikatsiooni tähtsus seisab selles, et ta võimaldab väheste ainete tundmaõppimise põhjal saada õige kujutluse paljudest ainetest, mis on sarnased tundmaõpitud ainetega.

Anorgaaniliste ainete algset klassifikatsiooni illustreerib alljärgnev skeem:



Selle skeemi selgitamiseks anname aga ainete klassi lühikese iseloomustuse. Selles sõnastame definitsioonid, märgime ära molekulide koostise, mõnedel juhtudel ka nende ehituse, ning loetleme üht või teist ainete klassi iseloomustavad tähtsamad omadused.

a) Metallid on keemilised elemendid, mille hapendile hüdraadid on peamiselt alused. Peaaegu kõik metallid on harilikes tingimustes tahked ained. Nad juhivad hästi soojust ja elektrit. Enamik metalle tõrjub hapetest ja veest vesiniku välja. Metallide aatomid kuuluvad aluste ja soolade molekulide koostisse.

b) Mittemetallid on keemilised elemendid, mille hapendite hüdraadid on happed. Mittemetallide aatomid kuuluvad happejääkide koostisse.

c) Hapendid on liitained, mis koosnevad ainult kahest keemilisest elemendist, milledest üks on hapnik. Enamik hapendeid reageerib kas hapetega või alustega, andes soola ja vee.

Hapendeid, mis annavad hapetega reageerides soola ja vee ning mis alustega ei reageeri, nimetatakse aluselisteks hapenditeks.

Hapendeid, mis annavad alustega reageerides soola ja vee, ning hapetega ei reageeri, nimetatakse happelisteks hapenditeks ehk happe anhüdriidideks.

Aluselised ja happelised hapendid võivad omavahel ühineda, moodustades seejuures soola.

d) Alused on liitained, mille molekulid koosnevad metallide aatomitest, mis on seotud hüdroksüülrühmadega. Aluse molekulis olevate hüdroksüülrühmade arv võrdub metalli valentsiga. Kõik alused reageerivad hapetega, neid neutraliseerides.

Aluse reageerimisel happe anhüdriidiga tekivad samuti sool ja vesi. Kõik lahustumatud ja mõned lahustuvad alused lagunevad kõrgetel temperatuuridel veeks ja aluselisteks hapenditeks. Lahustuvaid aluseid nimetatakse leelisteks.

Leeliselahuses on lakmusel sinine, fenoolftaleiinil aga vabarnpunane värvus.

e) Happed on liitained, milles sisalduvad vesiniku aatomid võivad ühineda aluse hüdroksüülrühmadega. Kui happe molekulis on ainult üks vesiniku aatom, siis nimetatakse hapet ühealuseliseks, on temas aga kaks sellist aatomit, siis on hape kahealuseline, jne.

Kõik happed reageerivad alustega, neid neutraliseerides.

Neutraliseerumisreaktsioon on kõikidele hapetele ja alustele ühine reaktsioon.

Happed reageerivad aluseliste hapenditega, andes soolasid ja vee.

Happed reageerivad enamiku metallidega. Ühtedel juhtudel saadakse nendel reaktsioonidel vesinikku ja soola, teistel soola ja teisi gaase.

Vees lahustuvad happed toimivad indikaatoritesse: lakmusel on happelises keskkonnas punane värvus, fenoolftaleiin on aga värvuseta.

f) Soolad on liitained, mille molekulid koosnevad metallide aatomitest ja happejääkidest.

Metalli toimel soolalahusesse võib see asendada soola koostises oleva teise metalli aatomeid. Ühe metalli asendumine teisega toimub vastavalt metallide aktiivsusele.

Soola reageerimisel happega toimub vahetusreaktsioon: soola ja happe molekulid vahetuvad happejääkidega.

Kahe soola reageerimisel võib toimuda samuti vahetusreaktsioon: soolade molekulid vahetavad seejuures happejääke.

Soola ja leelise vahelise vahetusreaktsiooni puhul soola happejääk vahetatakse hüdroksüülrühmade vastu.

Mõningad hapnikku sisaldavad soolad lagunevad kõrgetel temperatuuridel aluselisteks ja happelisteks hapenditeks.

Esialgne tutvumine ainete klassifikatsiooniga võimaldab sügavamalt mõista ja mõnikord ka ette näha paljusid keemilisi reaktsioone.

Oletame, et me uurime mingit ainet, mis lahustub vees ja mille lahuses on lakmusel punane värvus. See lahus neutraliseerub sööbenaatriumiga. Nende iseloomustavate tunnuste põhjal võime seda ainet arvata hapete klassi. Edasi, katseid korraldamata võime ütelda, et see aine peab reageerima kaltsiumhüdroksüüdiga, lahustumatute alustega, vaskhapendiga ja magneesiumhapendiga.

Kui me mingisugust hapendit uurides leidsime, et ta reageerib teatud happega, siis võib katseid korraldamata viidata tema ühte-

dele või teistele keemilistele omadustele, mis on omased aluselistele hapenditele, võib õigesti kirjutada selle hapendi reageerimisel teiste hapenditega ja happe anhüdriididega toimuvate reaktsioonide võrrandid.

HAPENDITE, HAPETE, ALUSTE JA SOOLADE VAHELINE SEOS.

Eespool toodud näidetest nähtub, kuivõrd tähtis on keemia vallutamisel ühte või teise klassi kuuluvate ainete ühiste omaduste tundmine. Mitte väiksema tähtsusega pole ka liht- ja liitainete vahelise seose tundmine. Vaatleme seda kahe keemilise elemendi — metalli kaltsiumi ja mittemetalli väävli näite varal.

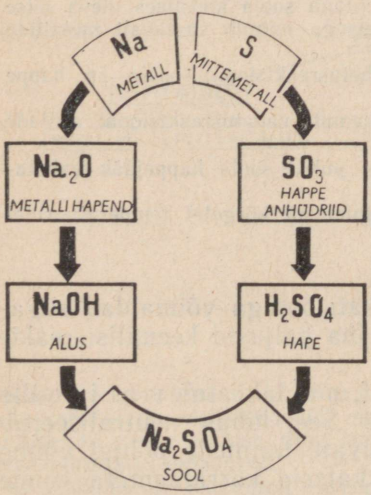
Kaltsiumi ühinemisel hapnikuga tekib kaltsiumhapend (CaO), mis omakorda võib veega ühinedes anda leelise $Ca(OH)_2$. Nende reaktsioonide järjestikkust võib skemaatiliselt kujutada järgmiselt:

$$\underset{\text{metall}}{Ca} \rightarrow \underset{\text{hapend}}{CaO} \rightarrow \underset{\text{alus}}{Ca(OH)_2}.$$

Sama skeemi võib tuua ka mittemetalli väävli kohta:

$$\underset{\text{mitte-metall}}{S} \rightarrow \underset{\text{hapend}}{SO_2} \rightarrow \underset{\text{hape}}{H_2SO_3}.$$

Et alus reageerib happega ja seejuures moodustab soola, siis saab mõlemaid skeeme liita üheks, nagu see on kujutatud joonisel 64.



Joon. 64. Keemiliste elementide, hapendite, aluste, hapete ja soolade vahelise seose skeem.

Keemiliste elementide ja liitainete vaheline seos võimaldab ette näha liht- ja liitainete paljusid keemilisi omadusi.

Oletame, me saime teada, et magneesium on kahevalentne metall (seda saab teada, uurides magneesiumi reageerimist hapetega või sooladega). Selle põhjal võib ütelda, et tema hapendi valem peab olema MgO, mis on aluseline hapend ja millele vastab alus $Mg(OH)_2$, mis peab hapetega reageerimisel andma soolasid.

Teine näide. Leiti, et aine, mille valem on H_3PO_4, on hape. Selle põhjal võime ütelda, et hapend P_2O_5, millest hape tuleneb, on happeanhüdriid ja et keemiline element fosfor on mittemetall.

Ainete klassifikatsiooni ning liht- ja liitainete vahelise seose tundmine võimaldab lahendada

paljusid keemia-alaseid küsimusi, millel on suur teaduslik ja praktiline tähtsus. Need küsimused lahendatakse iga päev nii keemia-laboratooriumides kui ka tehastes, kus saadakse mitmesuguseid aineid ühte või teise klassi kuuluvate ainete reageerimisel.

Aine kaalu jäävuse seaduse ja aine koostise püsivuse seaduse tundmine annab aluse aine kaaluliste koguste täpseks arvutamiseks, mis lähevad tootmisele, ja valmistoodangu kaaluliseks arvestamiseks.

KOKKUVÕTE.

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

Kuid need keemiatööstuse harud arenesid ja täiustusid kaua aega väga aeglaselt, kuna ei tuntud veel nende teaduslikke aluseid. Keemia kui teadus kujunes välja alles viimase 150—200 aasta jooksul, kui avastati põhiseadused ja loodi õpetus aine ehitusest. Nüüd on kõikides tööstustes, kuhu tungib keemiateadus, toimunud suured täiustused.

Kaasaegsed metallurgiatehased ei sarnane enam nende keskaegsete lõõtsahjudega, milledes toodeti metalli.

Samasugust mõju on keemia avaldanud ka teiste keemiatööstuste täiustamisele. Keemia arenemise tõttu on tekkinud palju uusi tööstusi, nagu kunstlike värvainete tootmise, plastmasside jt. tööstused.

Ikka sagedamini asendub materjalide mehhaaniline töötlemine keemilisega.

Ainete saamine keemilise menetluse abil põhineb ühtede molekulide lagunemisel ja teiste tekkimisel. Et aatomite kombinatsioonide ja nendest mitmesuguste molekulide tekkimise võimalused on piiramatud, siis pole piiri ka kõige mitmekesisemate ainete saamisel.

Mitte väiksem pole keemiliste reaktsioonide puhul vabaneva energia kasutamise tähtsus.

Peaaegu kõigis nüüdisaja soojusjõumasinates kasutatakse energiat, mis vabaneb süsinikku ja vesinikku sisaldavate ainete hapendumisreaktsioonidel.

Nüüdisaja keemia on koos füüsikaga jõudnud juba aatomite lagunemisel vabaneva energia (aatomienergia) praktilisele kasutamisele.

Teadlaste hulgas, kes on andnud oma teadusliku panuse keemiateaduse varamusse, leidub palju venelasi.

Eriti palju teaduse arendamiseks on teinud nõukogude teadlased, kuna nõukogude võimu ajal on loodud kõige soodsamad tingimused teaduslikeks töödeks. Meie teadlased-keemikud sammuvad paljudel teaduslikel aladel kaugel ees välismaa teadlastest. Nii

näiteks said nõukogude teadlased esimestena maailmas tööstuslikus ulatuses kunstlikku kautšukit. Vene teadlased lõid teaduse naftast, metallide ehitusest ja palju muud. Meie maal ehitati ja töötab aatomienergial maailma esimene elekrijõujaam.

Nõukogude teadlastel on õilsad eesmärgid: rakendada teadus rahva teenistusse, aidata töörahval luua materiaalsete hüvede küllus ja sellega tagada üleminek kommunismile.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetada metallide füüsikalisi omadusi.
2. Nimetada metallide ja mittemetallide tähtsamaid keemilisi omadusi.
3. Missuguseid aineid nimetatakse hapenditeks?
4. Missuguseid hapendeid nimetatakse happelisteks ja missuguseid aluselisteks?
5. Missuguseid aineid nimetatakse alusteks?
6. Missuguseid aineid nimetatakse leelisteks?
7. Nimetada leeliste ühiseid omadusi.
8. Missuguseid aineid nimetatakse hapeteks?
9. Missugust reaktsiooni nimetatakse neutraliseerumisreaktsiooniks?
10. Nimetada lahustuvate ja lahustumatute aluste ühiseid omadusi.
11. Nimetada kõigi vees lahustuvate kui ka mittelahustuvate hapete ühiseid omadusi.
12. Nimetada kõigi vees lahustuvate hapete ühiseid omadusi.
13. Mida nimetatakse happejäägiks?
14. Missuguseid aineid nimetatakse sooladeks?
15. Missuguseid soolasid kasutatakse mineraalväetisena?

Harjutusi ja ülesandeid.

1. Kirjutage valemid ja nimetused alustest, mis sisaldavad järgmisi metalle: kaaliumi, naatriumi, alumiiniumi, tsinki, vaske.

2. Naatriumi reageerimisel veega saadi 0,8 g vesinikku. Leida: a) mitu grammi naatriumi reageeris, b) mitu grammi sööbenaatriumi tekkis.

3. Mitu grammi vett ja mitu grammi kaltsiumhapendit peab ühinema, et saada 14,8 g kustutatud lupja (kaltsiumhüdroksüüdi)?

4. Kirjutage võrrandid järgmiste aluste lagunemisreaktsioonide kohta: a) tsinkhüdroksüüd. b) alumiiniumhüdroksüüd.

5. Kirjutage reaktsiooni võrrandid soolhappe reageerimise kohta: a) kaltsiumiga, b) kaltsiumhapendiga, c) kaltsiumhüdroksüüdiga.

6. Mitu grammi kloormagneesiumi tekib soolhappe reageerimisel: a) 4,8 g magneesiumiga, b) 8 g magneesiumoksüüdiga, c) 14,5 g magneesiumhüdroksüüdiga?

7. Mitu grammi väävelhapet ja tsinki peab reageerima, et reaktsioonil eralduks 4 g vesinikku?

8. Mingi metalli hüdroksüüdi ja mingi happe reageerimisel tekkis sool $Mg(NO_3)_2$. Kirjutage selle reaktsiooni võrrand.

9. Missugused alused peavad reageerima lämmastikhappega, et tekiksid järgmised valemitega tähistatud soolad: a) $Cu(NO_3)_2$, b) $Fe(NO_3)_2$, c) KNO_3? Kirjutage nende reaktsioonide võrrandid.

10. Kirjutage võrrandid neutraliseerumisreaktsioonide kohta, mille tulemusena saadakse järgmisi soolasid: a) $NaNO_3$, b) $Ca(NO_3)_2$, c) K_2SO_4, d) $MgCl_2$, e) $ZnSO_4$.

11. Mitu grammi puhast lämmastikhapet on tarvis 8 g sööbenaatriumi neutraliseerimiseks?

12. Ühes seadises saadi vesinikku naatriumi toimel veesse, teises kaltsiumi toimel veesse. Nii ühel kui teisel juhul tekkis kaks grammi vesinikku. Kummas seadises reageeris rohkem metalli ja kui palju rohkem?

13. Kirjutage valemid ja nimetused hapenditest, mille hüdraatidel on järgmised valemid: $Mg(OH)_2$, $Al(OH)_3$, NaOH.

14. Kirjutage valemid hapenditest, mis soolhappega reageerides annavad järgmisi soolasid: a) KCl, b) $HgCl_2$, c) $AlCl_3$.

15. Missuguste allpool loetletud ainetega reageerib kaltsiumhapend: a) NaOH, b) HCl, c) H_2O, d) $Cu(OH)_2$, e) HNO_3? Kirjutage nende reaktsioonide võrrandid.

16. Hapendite ühinemisel veega tekkisid järgmised happed: a) H_2SO_3, b) H_2SO_4, c) H_2CO_3. Kirjutage vastavate hapendite valemid ja nende veega ühinemise reaktsioonide võrrandid.

17. Missuguste allpool loetletud ainetega reageerib väävel-kahelishapend: a) NaOH, b) HCl, c) H_2O, d) H_2SO_4? Kirjutage nende reaktsioonide võrrandid.

18. On antud järgmised ained: magneesiumhapend, väävelhappe anhüdriid, soolhape, kustutatud lubi. Missugused nendest ainetest, paarikaupa võetud, reageerivad omavahel? Kirjutage nende reaktsioonide võrrandid.

19. Allpool toodud soolade valemites kriipsutage alla happejäägid: KCl, K_2SO_4, $NaNO_3$, Na_3PO_4, $CaCO_3$, Na_2SO_3.

20. Nimetage järgmiste soolade koostisse kuuluvate metallide ja happejääkide valents: Na_2SO_4, $FeCO_3$, $Cu(NO_3)_2$, Na_3PO_4.

LABORATOORSED TÖÖD.

(Juhiseid õpilastele laboratoorseteks töödeks.)

Ettevaatusabinõusid laboratoorsetel töödel.

Laboratoorsete tööde puhul tuleb olla eriti ettevaatlik ja tähelepanelik seadiste ning ainete käsitsemisel.

Ärge maitske mis tahes aineid! Ärge võtke kätte neid aineid, millega toimetate katseid; kasutage selleks lusikaid! Ärge ajage prahti lauale, ärge valage vedelikke maha!

Käsitsege ettevaatlikult piirituslampi: ärge võtke tahti põlevast piirituslambist, ärge hoidke teda kaldu, et piiritus välja ei voolaks; ärge puhuge leeki, kui tahate piirituslampi kustutada, katke selleks taht kattega! Ärge süüdake piirituslampi otsekohe teiselt, kasutage selleks tuletikke!

Vedelike soojendamisel katseklaasis suunake selle suue endast ja naabritest eemale!

Vedelike loksutamisel katseklaasis ärge sulgege selle suuet sõrmega!

Käsitsege esemeid ettevaatlikult, ärge võtke katse jaoks liigseid esemeid!

Et vältida lahuste püretamist, ärge valage tööde jaoks võetud lahuseid pudelisse tagasi!

1. töö. Keedusoola puhastamine.

Valmis panna: keeduklaas või teeklaas, klaaspulgake selle otsa kinnitatud kummist torukesega. portselankausike, lehter, statiiv rõnga ja asbestvõrguga, piirituslamp, leht filterpaberit, klaas või kolb puhta veega, mensuur (mõõtklaas), puhastamata keedusool, puhastatud keedusool.

Töö eesmärk: 1) tutvumine ainete puhastamisega ümberkristalliseerimise teel; 2) lihtsa paberist filtri valmistamine; selle abil filtreerimine; tahkete ainete eraldamine väljaaurutamise teel.

Töö teostamine.

1. Puhastatud ja puhastamata keedusoola võrdlemine.

a) Puistata valgele paberile veidi puhastatud keedusoola ja selle kõrvale puhastamata keedusoola.

b) Tähelepanelikult vaadelda mõlemat soola ja märkida, missuguseid lisandeid sisaldab puhastamata sool.

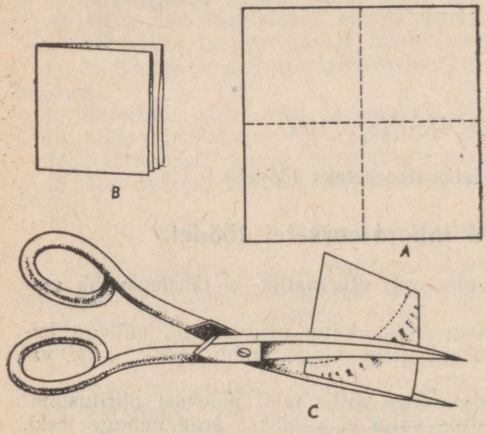
2. Puhastamata soola lahustamine.

a) Puistata klaasi teelusikatäis puhastamata keedusoola, valada mensuuri 50 ml vett ja lisada see soolaga klaasi, klaaspulgakesega hästi läbi segada.

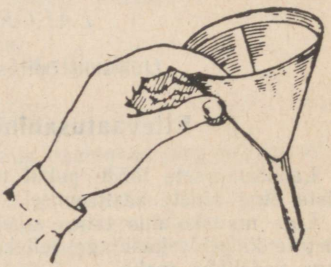
b) Tähele panna lahuse sogaseks muutumist.

3. Filtri valmistamine.

a) Lõigata filterpaberist ruut, mille külg on ligikaudu kaks korda pikem lehtri diameetrist, murda ruut neljaks nii, nagu on näidatud joonisel 65, *A, B,* asetada saadud ruut lehtrisse, nurk allapoole, suruda ta vastu lehtrit ning murda väljaulatuv osa lehtri ääre järgi, niiviisi ära märkida, mis liigsena tuleb maha lõigata.



Joon. 65. Paberist filtri valmistamine.



Joon. 66. Lehtrisse asetatud paberist filter.

b) Võtta filter lehtrist välja ning kääridega lõigata märgitud kaarega paralleelselt (pisut lähemal sisenurgale) liigne osa maha (joonis 65, *C*), eraldada üks leheke ülejäänud kolmest.

c) Lõigatud filter asetada koonusena lehtrisse, surudes paberit sõrmedega vastu lehtrit (joon. 66), niisutada veega, et paber tihedalt klaasi külge liibuks.

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

e) Näidata valmistatud filtrit õpetajale.

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 mööda klaaspulgakest, nagu on näidatud samal joonisel.

Lehtris oleva vedeliku pind ei tohi tõusta filtri ääreni.

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

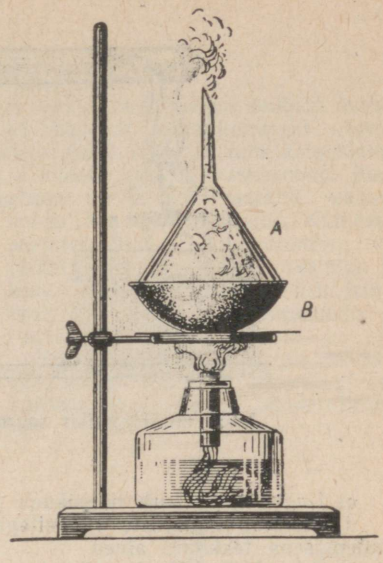
5. Lahuse aurustamine.

a) Portselankausike 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) Süüdata piirituslamp, asetada see kausi alla ja tähele panna, et väljaaurutatav vedelik ei pritsiks keemisel.

6. Lahuse kuivaksaurutamine.

Kui lahusest on vaja eemaldada kogu vesi, kaetakse kausike kummuli keeratud lehtriga (joon. 67), et takistada vedeliku pritsimist ja soolakadu; jätkata kausikeses oleva lahuse soojendamist kuni vee täieliku aurustumiseni.



A — klaaslehter; *B* — portselankauss.
Joon. 67.
Soolalahuse kuivaksaurutamine.

2. töö. Hapniku saamine ja omadused.

Valmis panna: seadis hapniku saamiseks (joon. 68), klaaspurk, tükike puusütt, papist sõõr, rauast lusikas väävli ja söe põletamiseks, **väävel, kaaliumpermanganaat**, piirituslamp, terassulg.

Töö eesmärk: 1) hapniku laboratooriumis saamise viisidega ja tema omadustega tutvumine; 2) vees vähe lahustuvate gaaside kogumine.

Töö teostamine.

1. Hapniku saamine.

a) Puistata katseklaasi umbes $^1/_3$ selle mahust kaaliumpermanganaati ja koostada seadis, nagu on näidatud joonisel 68.

b) Täita purk veega, katta selle suue pappsõõriga, pöörata purk kummuli, asetada veenõusse ja eemaldada pappsõõr vee all.

c) Ettevaatlikult soojendada kogu katseklaasi, liigutades tema all edasitagasi piirituslampi, siis kuumutada seda osa, milles on kaaliumpermanganaat.

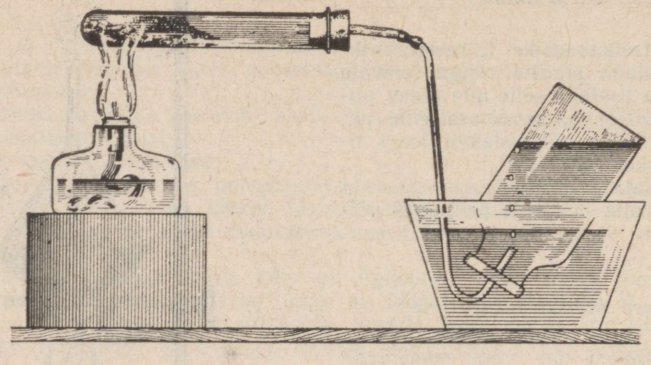
d) Katse algul väljub torukesest õhk. Umbes minuti pärast juhtida toru veega täidetud klaaspurki ja jätkata katseklaasi soojendamist, kuni peaaegu kõik vesi on purgist hapniku poolt välja tõrjutud.

e) Pärast seda eemaldada toru, katta purk vee all pappsõõriga, võtta veest välja ja asetada lauale, suue ülespoole.

2. Hapniku keemilised omadused.

a) Veenduda selles, et purgis on tõesti hapnik: tõsta pappsõõr ühest servast üles, ettevaatlikult juhtida hõõguv pird purgi ülemisse ossa. Niipea kui pird lööb lõkkele, võtta ta purgist välja, et hoida hapnikku järgnevaks katseks.

b) Põletada väävlit hapnikus. Panna raudlusikasse veidi väävlit, süüdata see piirituslambi leegil ja viia hapnikupurki. Võrrelda väävli leeki tema põlemisel õhus ja hapnikus. Kirjutada vihikusse, kumb põlemistest oli eredam. Tähistada keemiliste märkide ja valemitega väävel, hapnik ja väävlisgaas.



Joon. 68. Hapniku saamine ja kogumine purki vee all.

c) Uuesti täita purk hapnikuga ja põletada selles samal kombel sütt.
d) Märkida keemiliste valemitega hapnikus põlevad ja nende reaktsioonide tulemusena tekkinud ained.
e) Teha kokkuvõte hapniku keemilistest omadustest.

3. töö. Vesiniku saamine ja tema omaduste tundmaõppimine.

Valmis panna: seadis vesiniku saamiseks (joon. 69), katseklaas, kõver klaastoruke, tsink, soolhape (15%-line), vaskhapend, piirituslamp.
Töö eesmärk: 1) vesiniku saamise viisidega ja tema omadustega tutvumine; 2) õppida kontrollima vesiniku puhtust.

Töö teostamine.

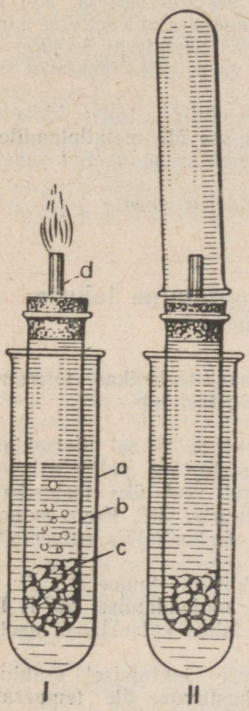
1. Vesiniku saamine.

a) Tutvumine vesiniku saamise seadisega (joon. 69).
Laias katseklaasis *a* on soolhape (HCl). Panna laia katseklaasi sisse kitsas katseklaas *b*, mille põhjas on väike ava. Katseklaasis *b* on mõned tsingi tükikesed (terad). Sulgeda katseklaas *b* kummikorgiga, mida läbib klaastoru *d*.
Selle seadisega vesiniku saamiseks asetada kitsas katseklaas selliselt laiasse, et hape tungiks katseklaasi *b*, märgaks tsinki ja reageeriks sellega.
b) Kontrollida saadud vesiniku puhtust.
Hoida puhas katseklaas, suue allapoole, mõni sekund joonisel 69, II kujutatud asendis. Süüdata sel viisil kogutud vesinik. On vesinik puhas, asuda järgmise katse juurde. Süttis vesinik plahvatusega, kontrollida uuesti vesiniku puhtust, võttes uue katseklaasi tema kogumiseks.
c) Tutvuda vesiniku põlemisega ja tema põlemissaadustega.
Süüdata vesinik, mis toru *c* kaudu väljub katseklaasist *b* (joon. 69, I), pöörata tähelepanu sellele, et leek on peaaegu värvuseta. Katta põleva vesiniku leek kuiva klaaslehtriga ja vaadelda veetilgakeste tekkimist lehtri siseseintel. (Lehtri asemel võib põleva vesiniku leegi kohal hoida kuiva klaasi.) Katse lõpul tõsta katseklaas *b* nii kõrgele, et hape puutuks kokku tsingiga.
Joonistada seadis, lühidalt kirjeldada teostatud katset.
Kirjutada reaktsiooni võrrand vesiniku põlemise kohta.

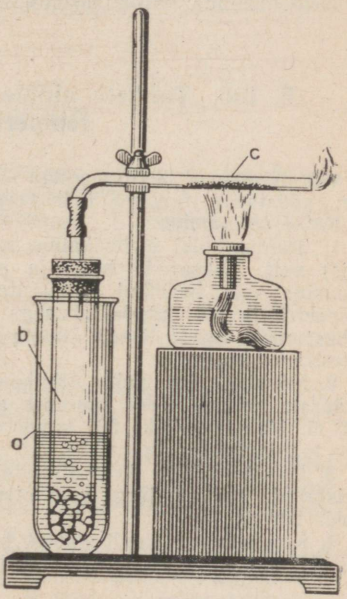
a) Koostada seadis, mis on kujutatud joonisel 70.

Puistata torusse *c* õhukese kihina veidi musta vaskhapendi pulbrit. Valmistada ette piirituslamp torus *c* oleva vaskhapendi kuumutamiseks. Asetada katseklaas *b* happega katseklaasi *a*. Oodata mõni sekund, kuni katseklaas *b* on täitunud vesinikuga, kuumutada toru *c* kohal, kus on vaskhapend. Panna tähele veetilgakeste ilmumist toru *c* suudmes ja läikiva vasekihi tekkimist kohas, kus oli vaskhapend. Katkestada seejärel toru *c* kuumutamine, kuid jätkata veel mõnda aega vesiniku juhtimist läbi toru, et selle sisu jahtuks vesiniku voolus ja ei hapenduks õhu hapniku toimel.

Koostada lühike aruanne teostatud töö kohta. Märkida aruandes: mida uurisite, mida panite tähele, järeldused.



Joon. 69. Vesiniku saamine ja tema puhtuse kontrollimine.
a — happega täidetud lai katseklaas; *b* — kitsas katseklaas väikese avaga põhjas; *c* — tsingitükikesed (terad); *d* — klaastoru. *I* — vesiniku põlemine. *II* — vesiniku kogumine tema puhtuse kontrollimiseks.



Joon. 70. Vase taandamine vaskhapendist vesiniku toimel.
Katseklaasis *b* tekib vesinik. Torus *c* on vaskhapendipulber.

4. töö. Tahkete ainete lahustumine vees.

Valmis panna: katseklaasialus, neli katseklaasi; panna ühte nendest kaaliumpermanganaadi kristallikesi, teise veerand teelusikat salpeetrit, kolmandasse niisama palju kustutatud lupja, neljandasse klaasikilde; pudel destilleeritud veega, valgest plekist riba, piirituslamp.

Töö eesmärk: 1) tutvumine tahkete ainete lahustuvusega vees; 2) õppida määrama, kas mingi tahke aine on lahustunud uuritavas vedelikus.

1. Meie laudadel on puidust katseklaasialused, milles on neli katseklaasi. Ühes katseklaasis on kaaliumpermanganaadi kristallid, teises salpeeter, kolmandas kustutatud lubi ja neljandas klaasikillud. Määrata, kuidas igaüks nendest ainetest lahustub vees. Valada selleks pudelist igasse katseklaasi $^1/_4$ selle mahust destilleeritud vett. Panna tähele esimeses katseklaasis oleva vedeliku värvust. Loksutada teise katseklaasi sisu ja panna tähele salpeetrikoguse vähenemist.

2. Loksutada kolmanda katseklaasi sisu ja lasta seejärel settida. Kui kolmandas katseklaasis olev vedelik on pealtpoolt selgunud, asetada sellesse klaastoru ots ja viia tilk seda vedelikku metallplaadile, mis asetatagu seejärel piirituslambi leeki. Pärast vee aurustumist panna tähele valge pleki tekkimist tilga kohal. Seletada katset.

3. Loksutada neljandat katseklaasi, milles on klaasikillud. Võtta klaastoru puhta otsaga sellest katseklaasist tilk vedelikku, viia see üle metallplaadile ja aurustada vesi. Võrrelda kolmandast ja neljandast katseklaasist võetud vedelike tilkade aurustumise tulemusi. Seletada katseid.

Iseloomustada katseklaasides olevate ainete lahustuvust vees.

5. töö. Tahkete ainete lahustuvuse muutumine lahuse temperatuuri muutudes.

Valmis panna: kolb mahuga 75—100 ml, katseklaas, teelusikas, termomeeter, raudstatiiv rõngaga, kolb veega, salpeetripurk, piirituslamp.

Katse teostamine:

1. Panna kolbi teelusikatäis salpeetrit ja valada sinna 20 ml (katseklaasitäis) vett. Loksutada hästi ja panna tähele, ligikaudu kui palju salpeetrit lahustus vees harilikul temperatuuril. Lisada seejärel veel üks teelusikatäis salpeetrit ja soojendada lahusega kolb kuni temperatuurini 50°. Kogu salpeetri lahustumise korral lisada kuuma lahusesse veel üks teelusikatäis salpeetrit ja loksutada hästi.

2. Märkida, kui palju (ligikaudu) salpeetrit lahustus temperatuuril 50°. Määrata, mitme võrra suurenes salpeetri lahustuvus soojendamisel 20°-lt kuni 50°-ni. Valada selleks 50° temperatuuril küllastunud lahus katseklaasi, asetada see toatemperatuuriga (20°) vett sisaldavasse klaasi.

3. Panna tähele kristallikeste eraldumist. Lahuse jahtumisel eraldunud kristallide koguse järgi võib otsustada salpeetri lahustuvuse üle temperatuuridel 20° ja 50°.

4. Kirjeldada lühidalt katset ja teha järeldus salpeetri lahustuvuse muutumise kohta sõltuvalt temperatuurist.

6. töö. Alused.

Valmis panna: kolm katseklaasi, milledest esimeses on sööbenaatrium, teises kustutatud lubi, kolmandas vaskhüdroksüüd; kolb veega, lakmus- ja fenoolftaleiinpaber, klaastoru ja klaasplaat.

Töö eesmärk: 1) tutvumine leeliste ja lahustumatute aluste omadustega; 2) leeliste kindlakstegemine teiste lahuste hulgast.

1. Sööbenaatriumi (NaOH) omadused.

a) V ä l i m u s. Katseklaasis nr. 1 on sööbenaatrium; vaadelda teda ja kirjeldada lühidalt tema välimust.

b) S ö ö b e n a a t r i u m i l a h u s t u v u s v e e s. Valada sööbenaatriumiga katseklaasi tilkhaaval vett, panna tähele katseklaasi soojenemist ja sööbenaatriumi lahustuvust vees.

c) Sööbenaatriumilahuse toime lakmusesse ja fenoolftaleiinisse. Asetada klaasplaadile kaks filterpabeririba, milledest üks on niisutatud lakmuselahusega, teine aga fenoolftaleiinilahusega. Viia klaastoru abil tilk sööbenaatriumilahust katseklaasist nr. 1 kummalegi paberiribale ning vaadelda lakmuse ja fenoolftaleiini värvuse muutumist.

2. Sööbekaltsiumi $[Ca(OH)_2]$ *omadused.*
Katseklaasis nr. 2 on sööbekaltsium (kustutatud lubi). Tutvuda tema välimusega (märkida üles), lahustuvusega vees (märkida üles), tema lahuse toimega lakmusesse ja fenoolftaleiinisse.

3. Vaskhüdroksüüdi $[Cu(OH)_2]$ *omadused.*
a) Välimus. Katseklaasis nr. 3 on vaskhüdroksüüd. Vaadelda seda ainet ja kirjeldada lühidalt tema välimust.

b) Keemiline koostis. Teostada vaskhüdroksüüdi lagunemisreaktsioon. Viia klaastoruga selleks veidi vaskhüdroksüüdi valgest plekist ribal piirituslambi leeki. Plaadil ilmuv tume plekk on vaskhapend. Kirjutada vaskhüdroksüüdi lagunemisreaktsiooni võrrand.

4. Ülesanne. Kahes katseklaasis *a* ja *b* on lahused. Üks nendest on leeliselahus. Määrata praktiliselt, kummas katseklaasis on leelis.

7. töö. Soolhappe omadused.

Valmis panna: alus katseklaasidega, lakmuspabeririba, klaaspulk, klaasplaat, pudel kontsentreeritud soolhappega, tükike tsinki, tuletikud.
Töö eesmärk: 1) tutvumine soolhappe omadustega; 2) hapete eristamine teistest ainetest indikaatorite abil.

Töö teostamine.

1. Füüsikalised omadused. Pudelis pealkirjaga *HCl* on soolhape. Tutvuda tema olekuga ja välimusega. Märkida vihikusse.

2. Lahustuvus vees. Valada ühte katseklaasidest $^1/_4$ tema mahust vett. Viia veega katseklaasi klaastoru abil mõni tilk soolhapet. Panna tähele soolhappe lahustuvust vees.

3. Soolhappe toime lakmusesse ja fenoolftaleiinisse. Viia tilk lahjendatud soolhapet lahusest sinisele lakmuspaberile ja fenoolftaleiiniga immutatud paberile. Panna tähele lakmuse värvuse muutumist happe toimel. Kas fenoolftaleiini värvus muutus?

4. Happe toime tsingisse. Paigutada tsingitükike lahjendatud soolhappega katseklaasi. Vaadelda gaasi eraldumist. Süüdata eralduv gaas. Kirjutada võrrand happe ja tsingi reageerimise kohta, teades, et tsink on kahevalentne.

5. Leelise toime happesse (neutraliseerumine).
a) Valada portselankaussi 1—2 ml soolhapet ja lisada tilk lakmuselahust või fenoolftaleiinilahust. Vaadelda lakmuse värvust (või värvuse puudumist fenoolftaleiini puhul).

b) Võtta pudelist klaastoru abil sööbenaatriumilahust ja lisada tilkhaaval soolhappega kaussi, kuni lakmus muutub lillaks (või nõrga vabarnpunase värvuse ilmumiseni, kui happele oli lisatud fenoolftaleiini). Enne sööbenaatriumi tilga võtmist tuleb klaastoru iga kord puhta veega loputada.

c) Saadud neutraalne lahus aurustada. Võrrelda väljaaurutamisel saadud jääki kuiva keedusoolaga.

d) Kirjeldada katset ja kirjutada reaktsiooni võrrand.

Ülesanne. Kolmes katseklaasis on esimeses vesi, teises leeliselahus ja kolmandas lahjendatud hape. Määrata, missuguses katseklaasis on hape ja missuguses leelis. Kuidas tegite seda kindlaks?

8. töö. Väävelhappe omadused.

Valmis panna: pudel kontsentreeritud väävelhappega, pudel sööbenaatriumilahusega, vasktraadist spiraal, lakmuspaber, tükike tsinki.

Töö eesmärk: 1) tutvumine väävelhappe omadustega; 2) väävelhappe lahustamine vees.

1. Puhta väävelhappe füüsikalised omadused.

Pudelis pealkirjaga H_2SO_4 on kontsentreeritud väävelhape. Tutvuda tema välimusega ning kirjeldada väävelhappe olekut, värvust ja läbipaistvust.

2. Väävelhappe lahustuvus vees.

Viia veega katseklaasi klaastoru abil mõned tilgad väävelhapet. Panna tähele väävelhappe lahustuvust ja lahuse soojenemist seejuures.

3. Väävelhappe toime indikaatoritesse (lakmusesse ja fenoolftaleiinisse). Viia klaaspulgaga üks tilk happe lahust lakmus- ja fenoolftaleiinipaberile ning vaadelda happe toimet nendesse indikaatoritesse.

4. Lahjendatud väävelhappe toime metallidesse.

a) Valada katseklaasi kuni $^1/_5$ tema mahust väävelhappelahust ja panna sinna kolm väikest tsingitükki. Veenduda selles, et eralduv gaas on vesinik; selleks süüdata teda.

b) Valada niisama palju väävelhapet teise katseklaasi ja asetada sellesse vasktraadist spiraal. Kas lahjendatud väävelhape reageerib vasega?

Ülesanne. On antud kaks katseklaasi naatriumkloriidi- ja väävelhappelahusega ning tükike tsinki. Määrata, kummas katseklaasis on väävelhape.

9. töö. Hapendid.

Valmis panna: vaskhapend, 25%-line väävelhappelahus, vaskhüdroksüüd, lubjavesi, mensuur, portselankauss, seadis süsihappegaasi saamiseks, klaaspulk, katseklaas, piirituslamp, vasktraadist spiraal.

Töö eesmärk: tutvumine hapendite keemiliste omadustega.

1. Aluselised hapendid.

Vaskhapendi reageerimine väävelhappega.

a) Valada portselankaussi 25 ml 25%-list väävelhapet ja viia sinna ligikaudu 4 g vaskhapendit.

b) Asetada reageerivate ainete seguga kauss statiivi rõngale ja soojendada, segades kausi sisu klaaspulgaga.

c) Reageeriva segu soojendamise ajal valmistada paberfilter, asetada see lehtrisse ning paigutada filtraadi vastuvõtmiseks klaas või kauss lehtri alla.

d) Pärast reageerivate ainete 5—10-minutilist soojendamist võtta kauss statiivilt ja filtreerimisega eraldada sinine lahus vaskhapendi jäägist.

e) Jahutada filtraat ja näidata õpetajale.

f) Kirjeldada katset, kirjutada vihikusse reaktsiooni võrrand ja saadud lahusest kristallidena eraldunud aine valem.

2. Happelised hapendid (happe anhüdriidid).

a) Valmis panna seadis süsihappegaasi saamiseks. Kasutada selleks üht vesiniku saamise seadistest (vt. joon. 69). Võtta tsingi asemel marmoritükikesi. Valada seadisesse lahjendatud soolhapet (üks kaaluosa hapet ja kaks kaaluosa vett).

b) Juhtida süsihappegaas läbi katseklaasis oleva lubjavee. Kirjeldada katset, märkida vihikusse reaktsiooni võrrand ja sademena eraldunud aine valem.

3. Ülesanne. Tõestada katseliselt, et kaltsiumhapend on aluseline hapend. Seletada esmalt õpetajale, mida ja kuidas kavatsete teha, seejärel teostada katse ja kirjeldada seda.

10. töö. Soolad.

Valmis panna: kaalud ühes vihtidega, keeduklaas, portselankauss, lehter, paberfilter, piirituslamp, statiiv rõngaga ja asbestvõrguga, klaaspulk.

Töö eesmärk: 1) tutvumine soolade keemiliste omadustega, nende asendus- ja vahetusreaktsioonidega; 2) tutvumine keemia-alaste küsimuste katselise lahendamisega.

1. Vase asendamine rauaga väävelhapus vases. Seda reaktsiooni käsitleti keemia esimestes tundides. Nüüd tuleb seda katset toimetada selliselt, et mõlemaid reaktsioonisaadusi, niihästi puhast vaske kui ka väävelhaput rauda, saadakse eraldi.

a) Valada portselankaussi 50 ml küllastunud väävelhapu vase ($CuSO_4$) lahust. Kaaluda apteegi- või tehnilistel kaaludel 3 g rauapuru[1] ja puistata väävelhapu vase lahusega kaussi.

b) Soojendada raua ja väävelhapu vase reageerivat segu ligi 10 minutit, vahetevahel segades. Valmistada samal ajal paberfilter, asetada see lehtrisse ja kõik filtreerimiseks ette valmistada.

c) Valada kuum väävelhapu raua ($FeSO_4$) lahus, mis on vasepulbri ja rauapuru ülejäägi all, ettevaatlikult filtrile, vasepulbrit sellele kandmata.

d) Vase eraldamiseks rauapurust valada vase ja raua segule 10—20 ml 20%-list väävelhapet ja lasta seista kuni raua lahustumiseni.

e) Väävelhapu raua lahus aurutada kuni poole mahuni, seejärel jahutada. Panna tähele rauavitrioli ($FeSO_4.7H_2O$) kristallide eraldumist.

f) Valada ära vasepulbril olev lahus, viia pulber üle puhtasse katseklaasi.

g) Näidata rauavitrioli kristalle ja saadud vaske õpetajale.

h) Kirjeldada katset ja mida saite katse tulemusena.

---

[1] Kui rauapuru on kaetud roostega, siis tuleb seda enne väävelhapu vase lahusesse asetamist pesta lahjendatud väävelhappega (5%-line). Selleks asetada rauapuru keeduklaasi, valada peale väike kogus väävelhapet ja pesta 2—3 minutit, seejärel valada hape reaktiivide jäätmete purki.

SISUKORD.

Sissejuhatus 3

I peatükk. **Ained ja nende omadused. Molekulaarteooria.**

§ 1. Ained ja nende muutused. § 2. Ainete omadused. § 3. Puhtad ainete segud. § 4. Ainete puhastamine. § 5. Aine molekulaarne ehitus. § 6. Ainete erinevad füüsikalised olekud molekulaarhüpoteesi seisukohalt. § 7. Puhtad ainete segud molekulaarhüpoteesi valgusel. § 8. Molekulide suurus. Kordamisküsimusi. Harjutusi ja ülesandeid 5

II peatükk. **Keemilised reaktsioonid. Aatomid. Keemilised märgid ja valemid.**

§ 1. Lagunemisreaktsioon. § 2. Aatomid. § 3. M. V. Lomonossov. § 4. Ühinemisreaktsioon. § 5. Asendusreaktsioon. § 6. Aatomkaal. § 7. Keemilised elemendid. § 8. Keemilised märgid ja valemid. Kordamisküsimusi. Harjutusi ja ülesandeid 15

III peatükk. **Hapnik. Õhk. Aine kaalu jäävuse seadus.**

§ 1. Hapniku omadusi. § 2. Hapnik looduses. § 3. Hapniku kasutamine ja saamine. § 4. Õhk. § 5. Põlemine. § 6. Aine kaalu jäävuse seadus (Lomonossovi seadus). § 7. Keemilised võrrandid. Kordamisküsimusi. Harjutusi ja ülesandeid 28

IV peatükk. **Vesinik. Aine koostise püsivuse seadus. Valents.**

§ 1. Vesiniku omadused. § 2. Vesinik looduses ja vesiniku saamine. § 3. Vesiniku kasutamine. § 4. Aine koostise püsivuse seadus. § 5. Arvutusi valemite järgi. § 6. Valents. Kordamisküsimusi. Harjutusi ja ülesandeid 46

V peatükk. **Vesi ja lahused.**

§ 1. Vee omadused. § 2. Tahkete ainete lahustuvus vees. § 3. Lahustuvus erinevatel temperatuuridel. § 4. Vedelike ja gaaside lahustuvus vees. § 5. Lahuste kontsentratsioon. § 6. Vesi looduses. § 7. Vesi inimese teenistuses. Kordamisküsimusi. Harjutusi ja ülesandeid 60

VI peatükk. **Alused, happed, hapendid ja soolad.**

Alused.

§ 1. Sööbenaatrium ja sööbekaalium. § 2. Sööbekaltsium. § 3. Leeliste koostis ja üldised omadused. § 4. Lahustumatud alused . . 71

Happed.

§ 1. Soolhape. § 2. Väävelhape. § 3. Teised happed. § 4. Hapete koostis ja üldised omadused 74

Hapendid.

§ 1. Aluselised hapendid. § 2. Happelised hapendid 81

Soolad.

§ 1. Soolade koostis. § 2. Soolade keemilised omadused. § 3. Vahetusreaktsioonid. § 4. Kuidas saab ette näha vahetusreaktsiooni tulemust. § 5. Tähtsamad soolad. 1. Soolhappe soolad. 2. Väävelhappe soolad. 3. Lämmastikhappe soolad. 4. Mineraalväetised 84

Anorgaaniliste ainete klassifikatsioon 92

Hapendite, hapete, aluste ja soolade vaheline seos 94

Kokkuvõte 95

Kordamisküsimusi. Harjutusi ja ülesandeid 96

Laboratoorsed tööd.

(Juhised õpilastele laboratoorseteks töödeks.)

1. töö. Keedusoola puhastamine 97
2. töö. Hapniku saamine ja omadused 99
3. töö. Vesiniku saamine ja ta omaduste tundmaõppimine 100
4. töö. Tahkete ainete lahustumine vees 101
5. töö. Tahkete ainete lahustuvuse muutumine lahuste temperatuuri muutudes 102
6. töö. Alused 102
7. töö. Soolhappe omadused 103
8. töö. Väävelhappe omadused 104
9. töö. Hapendid 104
10. töö. Soolad 105

Кирюшкин Д. М. Химия.
Учебник для 7 кл. семилетней и средней школы.

Эстонское Государственное Издательство
Таллин, Пярнуское шоссе, 10.

*

Toimetaja J. Metsar
Tehniline toimetaja T. Liivand
Korrektorid V. Leibak ja A. Nurmoja

Ladumisele antud 1. II 1961. Trükkimisele antud 21. III 1961. Paber 60 : 90, 1/16. Trükipoognaid 6,75. Arvutuspoognaid 7,21. Trükiarv 11 000. Tellimise nr. 463.
Trükikoda «Ühiselu», Tallinn, Pikk tän. 40/42.

Hind 14 kop.

6—6

14 kop.

A-23701

TÜ RAAMATUKOGU
1 0300 00366112 3