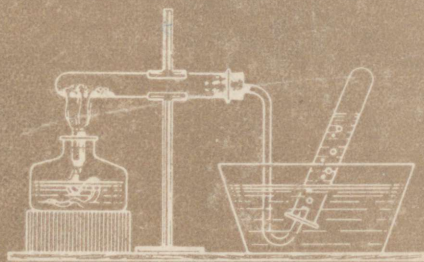


D. KIRJUŠKIN

KEEMIA

VII
KLASSILE



EESTI RIIKLIK KIRJASTUS

17.20112
D. KIRJUŠKIN

Sundeksemplar

KEEMIA

VII KLASSILE

ARHIIVKOGU



EESTI RIIKLIK KIRJASTUS

TALLINN 1954

Originaali tiitel:

Д. М. Кирюшкин, Химия. Учебник
для 7 класса средней школы.
Учпедгиз 1954.

Tõlge on kinnitatud Eesti NSV Haridusministeeriumi poolt.



ARHIIVKOGU

SISSEJUHATUS.

Üks vana-kreeka filosoof ütles, et pole võimalik kaks korda sukelduda samasse jõkke. See näib olevat imeiik, 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.

Loodusteaduste 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 tarvilik kõikide tarbeesemete küllus.

Teadus aitab meil lahendada seda ülesannet.

Meie kolhoosid ja sovhoosid on saavutanud kõrgeid saake, kuid sellest on vähe. Et tõsta saake veel enam ja kaitsta neid põllu-

majanduslike kahjurite eest, on tarvis palju kõrgekvaliteedilist väetist, on tarvis vahendeid võitluseks kahjuritega ja taimehaigus- tega. Kõike seda peavad andma keemiatahased, mis töötavad keemiataaduse alusel.

Nõukogude Liidus on alustatud looduse grandioosset ümber- kujundamist: põhjas ja läänes kuivendatakse soid, suurendatakse külvipinda, tervendatakse kliimat; lõunas ja idas niisutatakse põua- seid rajooni. Nende tööde jaoks on loodud mitmesuguseid masi- naid. Öhu-, 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.

Keemiataadus leiutab ka viise tehisriide saamiseks, mis on tuge- vam ja ilusam kui looduslik siid, leiutab võimalusi kõige mitme- kesisemate värvainete, kasulike ja ilusate klaasist, portselanist, plastmassist jne. toodete valmistamiseks.

Avaldades hoolitsust inimese tervise eest, soodustab meie valitsus arstiteaduse arengut, laiendab raviasutuste võrku, ehitab keemiatahaseid, 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 toimu 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 vaskhappendiks.

Kuumutamisel muundub osa vasest vaskhappendiks.

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 nähtusest.

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

§ 2. Ainete omadused.

Kuidas õpitakse tundma aineid?

Ainete erinevuse või sarnasuse leidmiseks on vaja tunda **nende füüsikalisi ja keemilisi omadusi.**

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 vaskhappendiks. 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 lunda. Näiteks võib vasevitrioli eristada paljudest teistest ainetest tema kristallide kuju ja värvuse järgi, äädikhapet tunneme kergesti lõhna, suhkrut maitse järgi.

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

Paljud ained on mürgised, seepärast pole soovitatav 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 meeleeelundid ilma vajalike seadiste ja riistade kaasabitä alati anda täpseid ja usaldatavaid andmeid ainete omaduste kohta. Ei saa näiteks vastavaid riistu kasutamata kindlaks määrata, mitu korda üks aine on teisest raskem või misugusel temperatuuril ta sulab. Seepärast ei piirdu nüüdisaja keemia ainult 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 jaotu-

sed. Tema külge on sulatatud laiem klaastoru, mille kuulikujuulisse alumisse ossa on valatud kas elavhõbe või paigutatud peened seatinahaavlid. Kui asetada areomeeter vette, siis ta vajub sellesse kuni jaotuseni 1,00. Väävelhappes vajub ta kuni jaotuseni 1,84. Need arvud näitavad vee ja väävelhappe erikaalu.

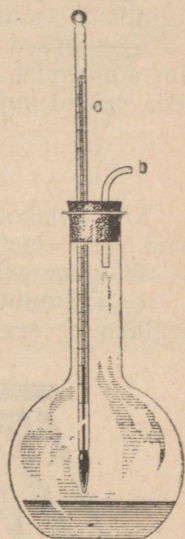
Mistahes vedeliku keemistemperatuuri võib määrata joonisel 2 kujutatud seadise abil. Kolbi valatakse veidi uuritavat vedelikku ja suletakse kolb korgiga, milles on kaks ava. Ühte avadest läbib termomeeter, mis on asetatud nii, et klaaskuulike elavhõbedaga asetseb vedeliku pinna lähedal, teine ava on ette nähtud auru väljumiseks kolbist. Algul tõuseb elavhõbedasamba tase termomeetris pidevalt. Niipea aga, kui vedelik hakkab keema, lakkab elavhõbedasamba tõus. Kui uuritav vedelik on puhas aine, näitab termomeeter kogu



Joon. 1. Vedeliku erikaalu määramine areomeetri abil.

keemise ajal sama temperatuuri. Näiteks, kui kolvis keeb puhas piiritus, näitab termomeeter temperatuuri 78,3° C. See on puhta piirituse **keemistemperatuur**.

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



Joon. 2. Vedeliku keemistemperatuuri määramine:

1 — termomeeter; b — klaastoru, mille kaudu aur pääseb välja.

§ 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, kui segus olevad teised madalama keemistemperatuuriga vedelikud on aurunud.

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.

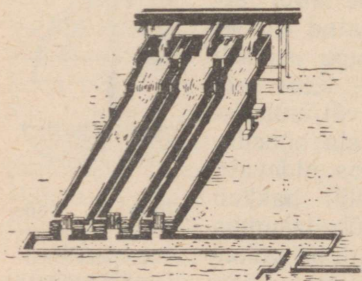
Keemialaboratuuriumides ja tehastes kasutatakse mitmesugu-
seid viise ainete puhastamiseks.

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 anumasse: vaseviilmed langevad põhja, saepuru aga jääb vee-
pinnale ujuma.

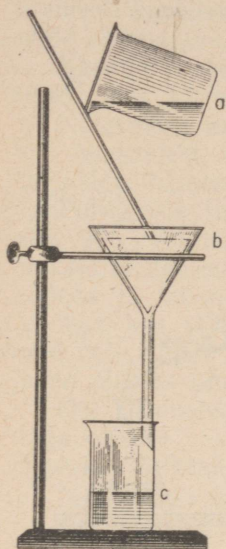
Kulla ja liiva erikaalu erinevust kasutatakse kulla tootmisel. Väikesi kullaterakesi sisaldavat liiva uhetakse veidi kaldu asetatud rennides veega (joon. 3). Kergema erikaaluga liiva viib veevool minema, suurema erikaaluga kullaterakesed jäävad renni põhja.



Joon. 3. Kullaliiva uhtmine veega.

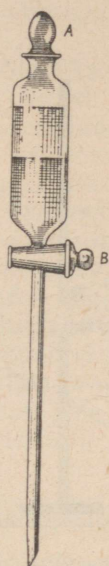
2. Tahke aine eraldamine vedelikust. Tahke aine eraldatakse vedelikust filtreerimise teel. Laboratuuriumides filtreeritakse tavaliselt paberist filtri abil. Joonisel 4 on kujutatud sogase vedeliku filtreerimist paberist valmistatud filtri abil.

Tehastes kasutatakse filterpaberi asemel enamasti paber- või villast riidet, mis asetatakse kas suurte anumate aukudega põhjale või paigutatakse eri konstruktsiooniga raamide vahele.

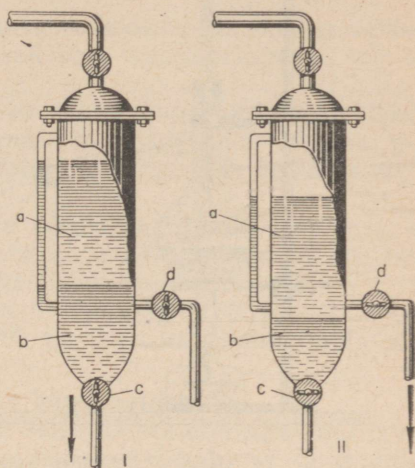


Joon. 4. Vedeliku eraldamine tahketest lahustumatutest ainetest:

a — klaas sogase vedelikuga; *b* — paberist filter, mis on paigutatud leht-risse; *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.

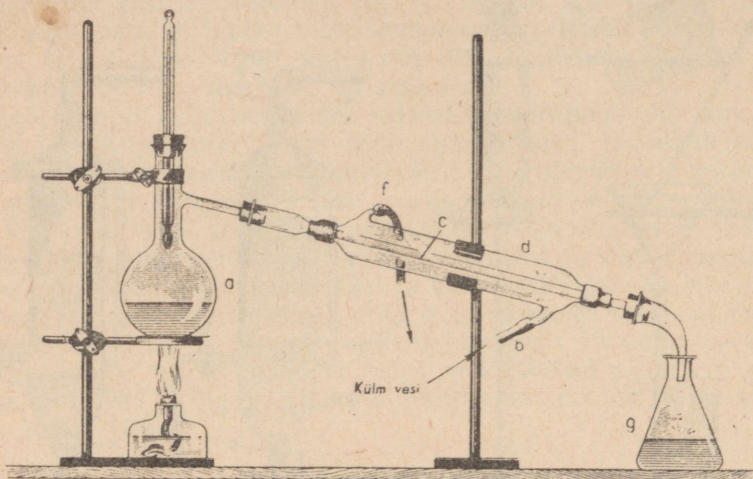
Sel viisil vabastatakse näiteks taimeõli tahketest lisanditest ning tahkeid värvaineid vedelatest lisanditest.

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 klaas-kuulike oleks keeva vedeliku aurude kolvist väljumise kohal.



Joon. 7. Seadis vedelike destilleerimiseks.

Temperatuuril ligikaudu 78°C eraldub kolvist peaaegu puhta piirituse aur. Aur juhitakse sisse 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 vedelikuks, mis destilleerub temperatuuril $78\text{--}82^{\circ}\text{C}$ ja sisaldab veel tunduval määral vett.

Seda esimest destillaati destilleeritakse uuesti ja kogutakse nüüd vedelikuks, mis destilleerub temperatuuril $78\text{--}80^{\circ}\text{C}$. 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 gaasidesegu 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 uuritava 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 seepärast, 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 ruumalad.

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 klaaspuurgiga.

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

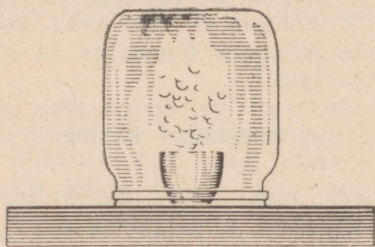
Purgis olev broomiaur oli kaitstud igasuguste välismõjude eest, siiski levis ta kogu purgis. Järelikult on broomi molekulid võimelised **liikuma iseenesest**. Selline molekulide liikumine toimubki kõikides gaasides.

Kas ainult gaasides leiab aset selline molekulide iseenesest liikumine?

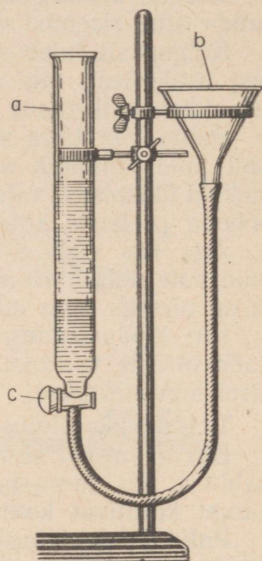
Aastal 1827 vaatles inglise botaanik Brown (loe: braun) mikroskoobis taimede õietolmu, mis oli paigutatud veetilka. Seejuures ta pani tähele, et mõned õietolmuterad võnguvad, liikudes edasi kõikvõimalikes suundades. Seda nähtust nimetati «**Browni liikumiseks**».

Seda liikumist põhjustavad alatises ja korrapäratus liikumises olevad veemolekulid, mis liikudes tõukavad õietolmuterakesi ebaühtlaselt mitmest küljest. Nende tõukete 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, lehtresse *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 mitme-päevast seismist muutub ebamääraseks. See on seletatav sellega, et kaaliumpermanganaadi osakesed tungivad vee ülemistesse kihtidesse, vesi aga vajub kaaliumpermanganaadilahusesse.

Kas difusioon on võimalik ka tahketes kehaes? 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 on kindlaks tehtud, et need kiirused on väga suured. Kui õhu koostisse kuuluvate gaaside molekulid poleks liikunud korrapäratult, vaid liiguksid 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.

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. Sel viisil tekivad näiteks veest jääkristallid.

§ 7. Puhtad ained ja segud molekulaarhüpoteesi valgusel.

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 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 jääkristallide võnkuv liikumine 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 tahkete ainete segul ei ole 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 molekulaarteooria abil on hõlpus seletada paljusid füüsikalisi nähtusi. Oletanud, et aine on pideva, katkemata ehitusega, poleks meil võimalik olnud seletada ei kehade kokkusurumist ega paisumist, ei Browni liikumist, ei difusiooni ega erinevusi aine füüsikalistes olekutes.

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 alatises 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 aines 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 suurus.

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 $\frac{1}{20}$ molekulide arvu, mis on ühes veetilgas.

Kaaliumpermanganaadilahuse värvust märkame isegi sel juhul, kui lahusetilgas pole üle tuhandiku milligrammi seda ainet.

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

Kordamisküsimusi.

1. Missuguseid nähtusi nimetatakse füüsikalisteks? *sulam, keemiliselektrolyüs, v*
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? *kindel sulamine*
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 seletatav puhaste ainete püsiv keemis- ja sulamistemperatuur?

Harjutusi ja ülesandeid.

1. Missugused järgnevalt toodud nimetustest tähistavad ainet ja missugused füüsikalisi 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) söe 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? *lasta sehteda*
6. Kuidas eraldada petrooleumi veest? *üks kausik pöale kuumutada ja aurud koguda*
7. Kuidas eraldada piiritust veest?

II PEATÜKK.

KEEMILISED REAKTSIOONID. AATOMID. KEEMILISED MÄRGID JA VALEMID.

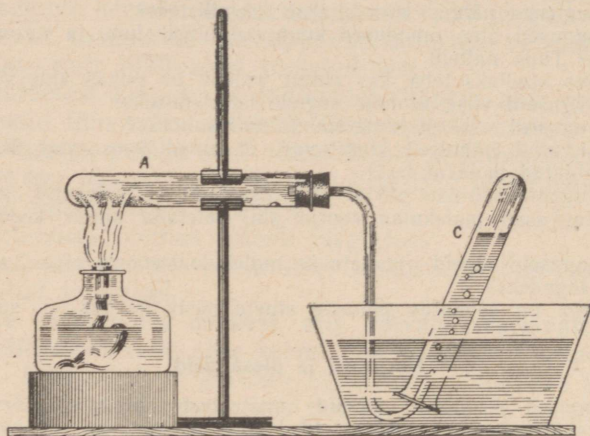
§ 1. Lagunemisreaktsioon.

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

Paneme katseklaasi A (joon. 10) veidi elavhõbehapendit ja kuumutame teda piirituslambi leegil. Varsti märkame, et gaasi-juhtetoru otsast eralduvad gaasimullid ja kogunevad katseklaasi C, tõrjudes sellest välja vee. Kui katkestada elavhõbeha-

pendi kuumutamise, 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.

Seega elavhõbehapendi punase pulbri kuumutamisel saadakse kahte ainet: vedelat elavhõbedat ja gaasi 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. Elavhõbeda väiksemad osakesed keemiliste reaktsioonide puhul enam ei killune, nad on keemiliselt jagamatud.

Keemiliselt jagamatuid väiksemaid aineosakesi nimetatakse aatomiteks.

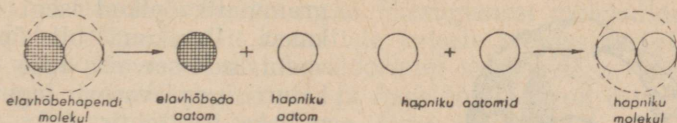
Elavhõbe koosneb ühesugustest aatomitest. Hapnik koosneb samuti keemiliselt jagamatuist ühesugustest osakestest — hapniku aatomitest. Kuid need aatomid erinevad elavhõbeda aatomitest. Hapniku aatomid ja elavhõbeda aatomid on erisugused.

Hapniku aatomid ei või pikemat aega püsida lahus. Kahekaupa ühinedes moodustavad nad kaheaatomilisi hapniku molekule, mil-

lest koosnebki gaas hapnik. Elavhõbeda aatomid ei ühine sellisteks molekulideks. Elavhõbeda aatom koosneb üheaatomilistest molekulidest.

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.

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. Lomonosov, kes keemias võttis tarvitusele atomistliku õpetuse. Lomonosov avaldas esimesena mõtte, et aine omadused sõltuvad tema nähtamatute osakeste — aatomite ja molekulide¹ koostisest ja omadustest.

¹ Nüüdisajal on teaduse poolt kindlaks tehtud, et aatomid koosnevad positiivselt laetud tuumast, mida ümbritsevad negatiivselt laetud osakesed — elektronid. Tavaliselt keemilistel reaktsioonidel toimuvad muutused 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.

§ 3. M. V. Lomonossov.

M. V. Lomonossov sündis 1711. aastal Denissovka külas Holmogorõ linna lähedal endises Arhangeliski 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 kaluri igapäevasest tegevusest, milleks isa tahtis teda kasvatada. 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 noõresse «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

kümnete aastate võrra ette. Sügava mõtlejana hindas ta kõrgelt teooria juhtivat osa teaduses. Lomonossov leidis, et aine omaduste mõistmiseks ja keemiliste reaktsioonide tulemuste ettenägemiseks on vaja tunda aine ehitust ja aine nähtamatute osakeste (aatomite ja molekulide) omadusi. Ta püüdis atomistliku teooria põhjal seletada soojusenähtusi 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 «möödu 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 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.

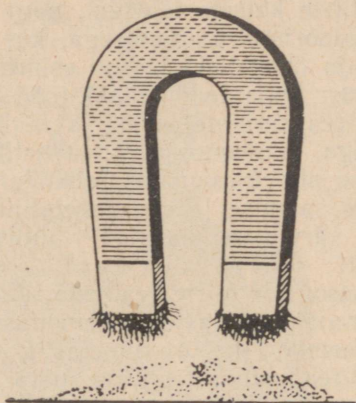
Elavhõbehapendi lagunemisreaktsioonil saadi liitaine molekulidest lihtainete molekule. Kas on teostatav ka vastupidine reaktsioon, s. t. kas saab lihtainete molekule ühendada liitaine molekulideks?

Püüdkem teostada seda reaktsiooni. Lähteainetena võtame rauapuru ja väävlipulbri.

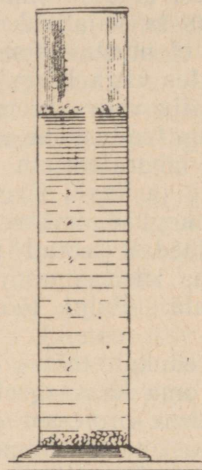
Esmalt tutvume raua ja väävli omadustega. Väävel ja raud erinevad teineteisest värvuselt: väävel on kollane, raud tumehall. Lähendame neile magneti: magnet tõmbab rauapuru külge, väävli aga mitte (joon. 11).

Puistame veidi rauapuru ja väävlipulbrit veega täidetud silindrisse: 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.



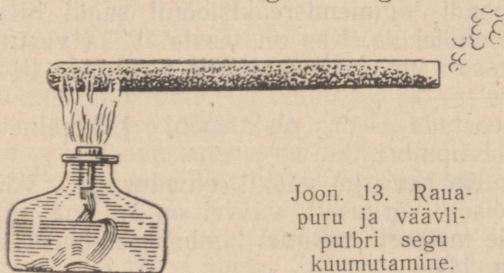
Joon. 11. Rauapuru ja väävlipulbri segust tõmbab magnet rauapuru külge, väävliit aga mitte.



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

Nüüd valmistame mõlemast ainest segu ja korraldame uuesti katsed magneti ja veega. Seejuures selgub, et raua ja väävli omadused sellest ei muutunud, et neid segati. Raud tõmbub magneti külge ja vees vajub ta põhja; väävliit magnet külge ei tõmba, ta jääb veepinnale ujuma jne.

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



Joon. 13. Rauapuru ja väävlipulbri segu kuumutamine.

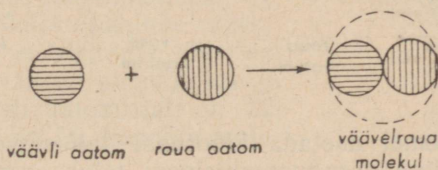
muutub isegi intensiivsemaks, levides segu massis. Tähendab, reaktsioonil eraldub soojust.

Seejärel lööme katseklaasi katki ja uurime reaktsiooni saadust. Saadud paakunud mass ei sarnane väliselt 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 väävli kui ka raual. Järelikult toimus keemiline reaktsioon. Tekkinud uut ainet nimetatakse väävelrauks.

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 lihtainete molekulid. Kuid ühineda võivad ka erisuguste lihtainete molekulid. Sel juhul teki- vad uue lihtaine 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 reaktsiooni- dega ja vastupidise iseloomuga reaktsioonidega — aatomite ühine- misega lihtaine molekulideks. Püüdkem nüüd teada saada, kas mingi lihtaine aatomid suudavad tõrjuda lihtaine molekulidest teisi aatomeid välja.

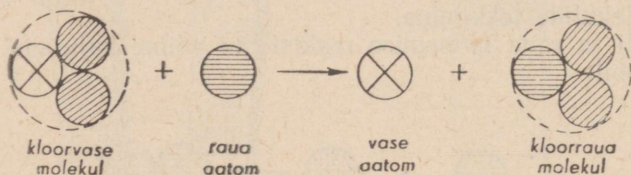
Sellele küsimusele vastuse leidmiseks korraldame mõned katsed. Lihtainena võtame raua, kas puhta raudnaela või rauariba (näiteks noatera), lihtainena aga vees lahustatud kloorvase. Iga kloorvase molekul koosneb ühest vase ja kahest kloori aatomist.

Kloorvase sinakasse lahusesse asetame mõneks minutiks roostest puhta raudnaela või noatera. Raud kattub kiiresti punaka vasekihiga.

Atomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt toimub see reaktsioon järgmiselt.

Raua aatomid tõrjuvad kloorvase molekulidest vase aatomid välja ning ühinevad kloori aatomitega kloorraua molekulideks. Vabanenud vase aatomid katavad raudeseme pinna vasekihiga.

Raua reageerimist kloorvasega võib kujutada järgmise skeemi abil:



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

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

Tutvustame kolme liiki reaktsioonidega: lagunemis-, ühinemis- ja asendusreaktsioonidega. Vaadeldes neid reaktsioone atomistlik-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 segamine, vaid molekulide ümberkorraldamine. 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 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, nn. hapnikühik, mille lühendiks on h.ü. Ta võrdub $\frac{1}{16}$ -ga hapniku aatomkaalust.

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

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

Sama hapnikühikut kasutatakse ka molekulkaalude avaldamiseks. 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».

Tuleb aga meeles pidada, et aatomkaal on aine aatomi kaal avaldatuna hapnikühikutes, molekulkaal aga aine molekuli kaal avaldatud 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 elementide aatomkaalud on väga lähedased kaasaegsete teadlaste poolt määratud arvudele.



John Dalton
(1766—1844).

§ 7. Keemilised elemendid.

Vase aatomid moodustavad ilusa punakaskollase läikega vasekristallid.

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

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

Süsihappegaas, punane elavhõbehapend, vesi, vaskhapend erinevad 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 aatomkaaluga ja keemiliste omadustega.

Ühesuguste keemiliste omadustega aatomite liiki nimetatakse keemiliseks elemendiks.

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

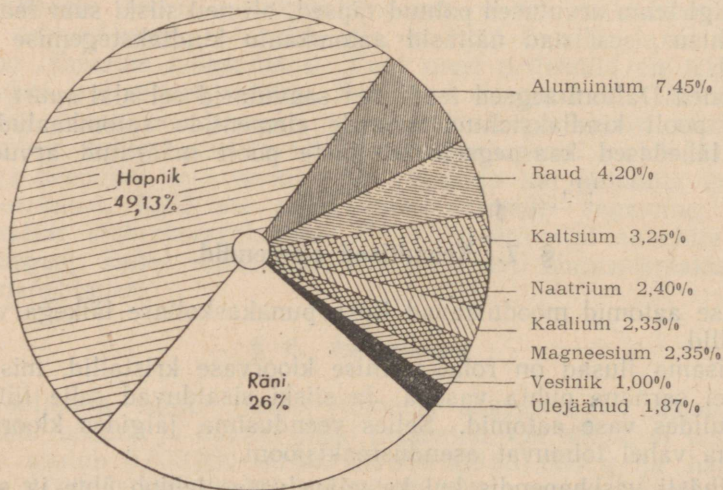
Lihtained koosnevad ainult ühe elemendi aatomitest. Liitainete koostisse kuuluvad mitme elemendi aatomid. **Aatom on elemendi väikseim osake, milles säilivad elemendi keemilised omadused.**

Praegu tuntakse ligi 100 elementi. Keemilised elemendid jagunevad metallideks ja mittemetallideks.

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

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

Diagramm (joon. 14) näitab keemiliste elementide esinemist atmosfääris ja maakoos.



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

§ 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 elemendi ladina- või kreekakeelse nimetuse esimene täht. Kui kahe või mitme elemendi nimetused algavad sama tähega, siis märgitakse üks neist (või teised) kahe tähega. Nii märgitakse hapnik tähega O, mis on sõna *Oxygenium* algtäheks, väävel — S (*Sulfur*), 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 — element raud, üks aatom seda elementi ja selle kaal, 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 mis-sugusel hulgal kuuluvad molekuli koostisse.

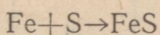
Näiteks koosneb elavhõbeahapendi molekul ühest elavhõbeda ja ühest hapniku aatomist; seega on tema keemiline valem HgO (loetakse: hüdrargürum-o).

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

Kui mingi aine molekulis esineb mitu sama elemendi aatomit, kirjutatakse vastava elemendi keemilisest märgist paremale alla-poolse väikese numbriga tema aatomite arv molekulis. Näiteks hapniku molekul koosneb kahest aatomist; seega on tema keemiline valem O₂. Mitme molekuli või mitme üksiku aatomi märkimiseks kirjutatakse valemi või märgi ette vastav tegur. Nii tähistab 2FeS kahte väävelraua molekuli, 2O — kahte üksikut 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:



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

Tähtsamate elementide nimetused, keemilised märgid ja aatomkaalud.

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

¹ Kursiiviga on tähistatud metallid.

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 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 pooldest 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, 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. Kahe katseklaasis on ühesuguse sinise värvusega lahused: ühes on kloorvaselahus, teises — sinine tint. Määrake, missuguses nendest katseklaasidest on kloorvask. Vastuses andke lühike seletus katse kohta atomistlik-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 kolmandal veerandil (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°).

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

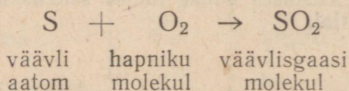
Hapniku keemiliste omadustega tutvumiseks vaatleme mõningaid reaktsioone, mille puhul hapnik ühineb teiste elementidega.

Paneme hapnikuga täidetud laia kaelaga pudelisse raudlusikakesel natuke punase fosfori pulbrit. Harilikul temperatuuril pole märgata mingeid selle aine muutusi. Kui aga fosfor enne põlema süüdata ja siis pudelisse viia, põleb ta seal pimestava leegiga, mis on palju heledam kui fosfori põlemisel õhus (joon. 15). Pudeli täitub valge suitsuga ja mõne aja pärast sadestub pudeli seintele ning põhja valge tahke aine, mida nimetatakse fosforhappe anhüdriidiks ja märgitakse valemiga P_2O_5 (pe-kaks o-viis).

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

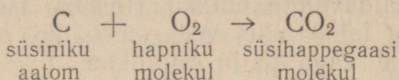
Korraldame samasuguse katse väävli põletamisega hapnikus. Väävel põleb hapnikus ereda sinaka leegiga. Reaktsiooni produktiks on väävlisgaas, mida on kerge ära tunda teda iseloomustava terava lõhna põhjal.

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



Väävli ja hapniku ühinemise reaktsioonil 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:



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 söega suuremasse hapnikuga täidetud klaaspudelis. Esmalt põleb ära süsi, seejärel raud, mis põledes pillub ümber ringi 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. Hapnik võib ühineda ka paljude teiste elementidega. Enamasti eraldub nende ühinemisreaktsioonide puhul soojust. Hapniku üheks tähtsamaks keemiliseks omaduseks ongi tema keemiline reageerimine paljude teiste keemiliste elementidega ühes soojuste eraldumisega.



Joon. 15.
Fosfori põlemine hapnikus.



Joon. 16.
Terasest kirjutussule põlemine hapnikus.

Hapniku ühinemisreaktsiooni mingi ainega nimetatakse hapendumis- ehk oksüdeerimisreaktsiooniks.

Eespool vaadeldud hapniku ühinemise produktid fosforiga, väävliga, süsinikuga, rauaga sisaldavad igaüks kaht 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 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 13 toodud diagrammil on näidatud, et hapnik on kõige levinum 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 alumiiniumi- maagid sisaldavad hapnikku. Looma- ja taimerakud koosnevad ainetest, mis sisaldavad hapnikku (tärkliis, tselluloos, valgud).

Kuigi hapniku lahustuvus vees on väike, ometi on Maa vee- massis 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 soojuste eraldamisega.

Hapendumisprotsessidel vabanev soojusenergia hoiab peisisoo- jaste 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. Maa- koores esinevate hapendumisprotsesside tagajärjel toimub mine- raalide koostise muutumine.

§ 3. Hapniku kasutamine ja saamine.

Esimesed hapniku-uurijad märkasid, et temas on kergem hin- gata. 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 üksikujuhtudel: näiteks lastakse raskeid tuberkuloosihaigeid hingata puhast hapnikku väikeste annustena. Lendurid, kes tõusevad suurtesse kõrgustesse, kasutavad hapnikuaparaate. Mägipääste- salkade võitlejad peavad sageli tegutsema hapnikuvaeses atmo- sfääris. Hingamiseks kasutavad nad aparaati (joon. 17), kuhu samas aparaadis olevast balloonest juhitakse hapnikku ja niimoodi säilitatakse hingamiseks vajalik õhukoostis.

Tööstuses saadava hapniku peamist hulka kasutatakse täna- päeval kõrgete temperatuuride saamiseks mitmesuguste ainete põletamisel hapnikus.

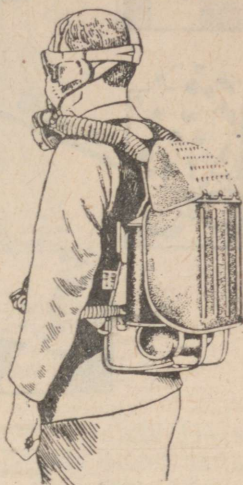
Nii näiteks segatakse ja põletatakse atsetüleen (C_2H_2) hapnikuga erilistes põletites (joon. 18). Selle põleti leegi temperatuur on niivõrd kõrge, et raud temas sulab. Seetõttu kasutatakse atsetüleen-hapnikleeki metalltoodete keevitamiseks (joon. 20). Niisugust keevitamist nimetatakse gaas- ehk autogeenkeevitami-seks.

Vedelat hapnikku kasutatakse lõhkeainete valmistamisel. Erilised padrundid täidetakse peenestatud puiduga (puidujahuga) 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 mullahulki. Seda lõhkeainet kasutatakse kanalite, tunnelite jne. ehitamisel.

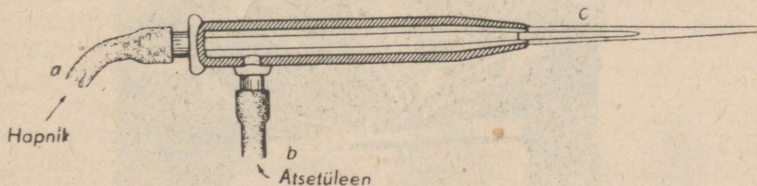
Viimasel ajal on metallurgias hakatud lisandama hapnikku õhule, et tõsta temperatuuri malmi- ja terasesulatamisahjudes. Seetõttu kiireneb terase tootmine ja paraneb tema kvaliteet (joon. 19).

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.



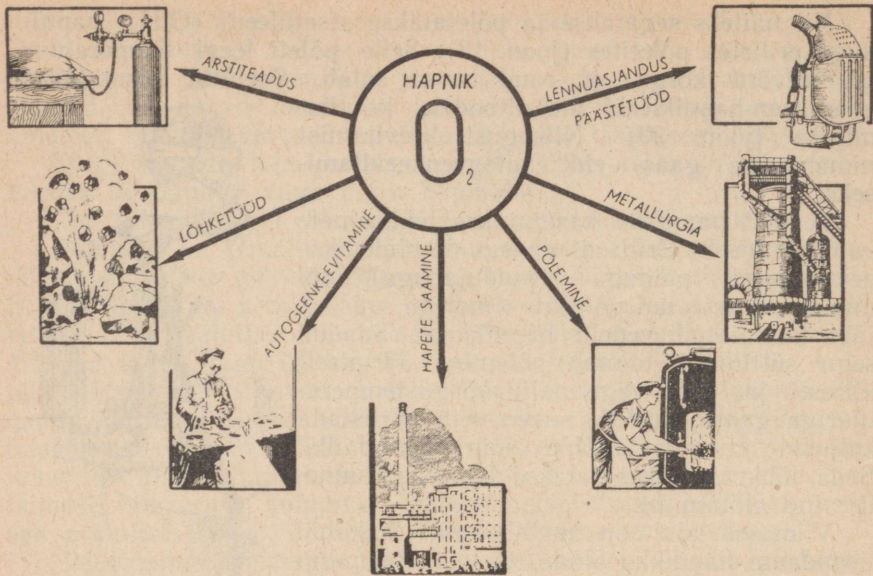
Joon. 17. Hapniku-aparaat.



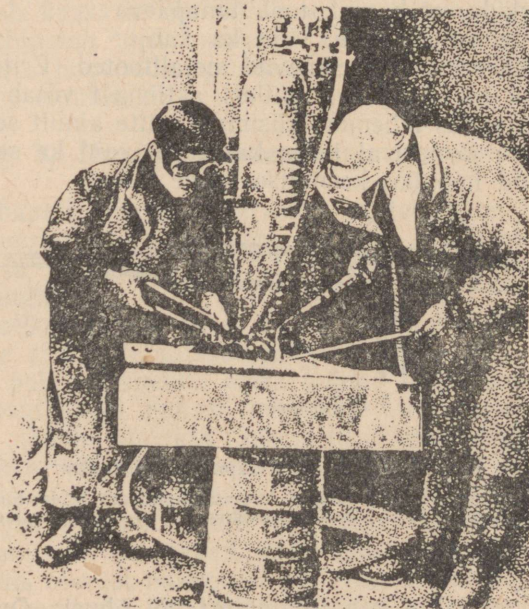
Joon. 18. Atsetüleen-hapnikpõleti skeem:

a — toru, mille kaudu hapnik voolab keevituspõletisse; b — toru, mille kaudu atsetüleen voolab keevituspõletisse; c — keevitusleek.

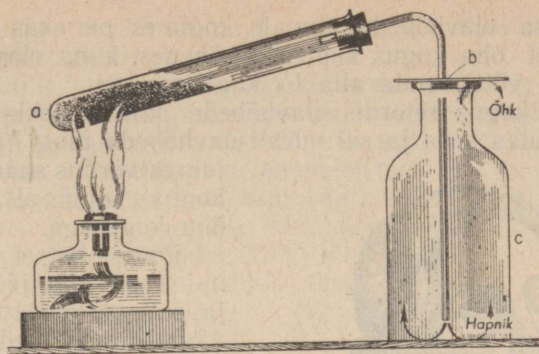
Hapnikku saadakse kas liitainetest või õhust. Õppeotstarbeks saadakse hapnikku väikestes kogustes mõnede liitainete, näiteks kaaliumpermanganaadi ($KMnO_4$) lagundamisel. Selleks kasutatakse joonisel 21 kujutatud seadist.



Joon. 19. Hapniku kasutamise skeem.



Joon. 20. Autogeenkeevitamine. Meister (paremal) hoiab paremas käes keevituspõletit, vasakus käes aga raudtraati, mille teine ots sulab keevituspõletile 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 lõkkel sellel osal, mis hapnikuga on juba täitunud.

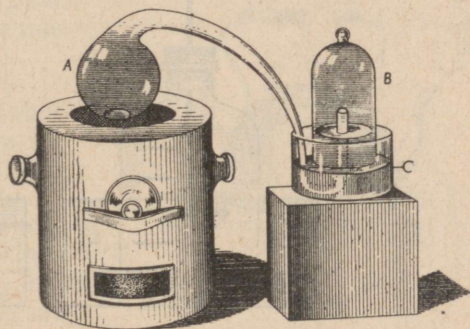
Tööstuslikuks otstarbeks saadakse hapnikku suurtes kogustes kas õhust või veest.

§ 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 asetaski 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 $\frac{1}{5}$ 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).

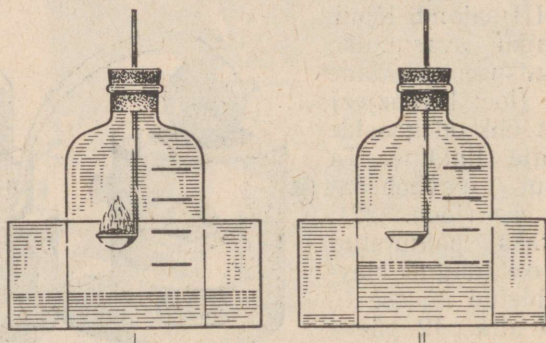
Pärast katset kustus küünal kupli alla jäänud gaasis ja sellesse asetatud hiir suri väga kiiresti. Seda osa õhust nimetas Lavoisier «lämmastikuks», sest temas pole võimalik põlemine ega elu.

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 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 lõppenud ja klaasnõu veidi jahtunud, tõuseb



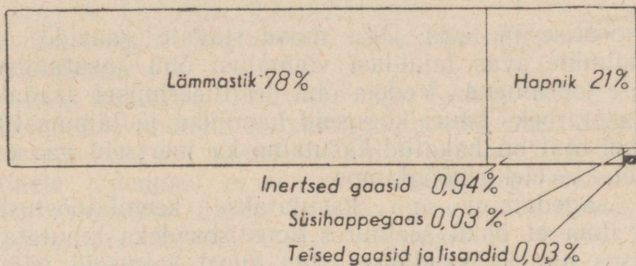
Joon. 23. Fosfori põlemine põhjata pudelis:
I — fosfor põleb põhjata pudelis; II — põlemine on lakanud, sest kogu õhuhapnik ühines fosforiga.

vesi klaasnõus ja täidab $\frac{1}{5}$ tema mahust, s. t. hapniku poolt enne fosfori ühinemist täidetud ruumala.

Nüüd valame vanni, milles on klaasnõu, nii palju vett, et veetase vannis ja klaasnõus oleks võrdne. Seejärel eemaldame klaasnõult korgi ja asetame temasse hõõguva pիրru. Pird kustub. Järelikult klaasnõus vaba hapnikku 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.

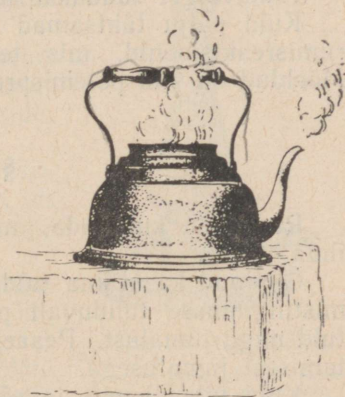
Uht neist, argooni (Ar), on õhus ruumala järgi umbes 0,9%. Õhus on ka tolmu ja veeauru. Kõik õeldu kehtib ainult madalamate õhukihtide kohta, mida on põhjalikumalt uuritud.

Õhus sisalduvate gaaside omadused säilivad: hapnik edendab põlemist, süsihappegaas muudab lubjavee sogaseks jne.

Õhku võib saada ka kunstlikult, segades gaase vastavais vahekordades. Seejuures pole märgata mingeid keemiliste reaktsioonide tunnuseid.

Seega õhk on 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 jooksuma 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 aurumisel tõuseb tema järelejäänud osa keemistemperatuur ja muutub ka 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.

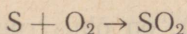
Õhk on vajalik nii taimedele kui ka loomadele, sest ta sisaldab vaba hapnikku ja süsihappegaasi. Hapniku tähtsusest oli juttu eespool. Õhus sisalduv süsihappegaas on peaaegu ainsaks allikaks, kust taimed saavad oma rakkude ehitamiseks vajalikku süsinikku.

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.

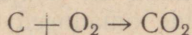
Viimasel ajal on hakatud kasutama ka inertseid gaase. Argooniga täidetakse elektrihõõglampe.

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

Õhu gaasilisest segust võtab selle reaktsiooni puhul osa ainult hapnik:



Samuti saadakse söe põletamisel õhus süsihappegaas:



Tsinkvalget saadakse tsingi oksüdeerimisel õhuhapnikuga.

Kuid palju tähtsamad inimesele on need keemilised oksüdeerimisreaktsioonid, 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 jumalust. 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 aimest eraldub eriline «tuliaine», mida neelab õhk.

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

Üks esimesi teadlasi, kes tunnistas seda õpetust 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 hapnik 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 elemendid hapnikuga, moodustades seejuures keerukamaid molekule, s. t. nimetatud ainete hapendeid: P_2O_5 , SO_2 , CO_2 .

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

Ka teiste keerukamate, süsiniku ja vesiniku aatomeid sisaldavate lihtainete (nagu petrooleum ja tärpentin) põlemisel tekivad samad ained.

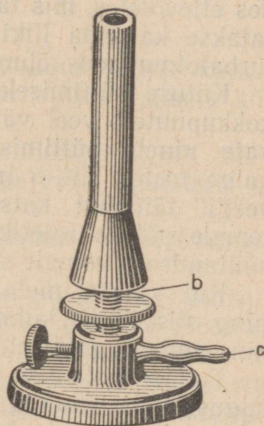
Kuid ükskõik missugused ained põleksid, alati tekib seejuures soojust ja valgust. Seepärast nimetataksegi põlemiseks iga keemilist reaktsiooni, mille puhul tekib soojust ja valgust.

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

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

Et põlemine algaks ja kestaks, on vajalik põleva aine tihe kokkupuutumine õhu hapnikuga.

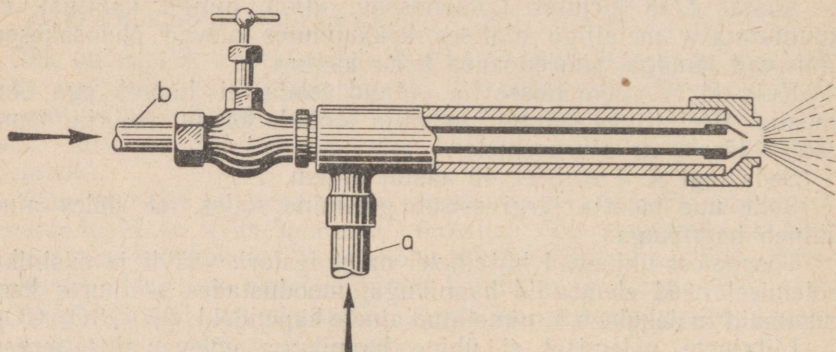
Et põleva aine molekulid saaksid kokku puutuda õhu molekulidega, on vajalik põleva aine lagunemine koostisosadeks ja



Joon. 26. Gaasipõleti:

a — toru, mille kaudu gaas voolab põletisse; b — püü, mille kaudu õhk pääseb põleti sisse.

nende segunemine õhuga. Kõige paremini seguneb õhuga gaasiline kütus. Joonisel 26 on kujutatud gaasipõleti, mida tavaliselt 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 aursid 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 molekulideni. Mõnedes ettevõtetes, mis tarvitavad kütusena kivisütt ja turvast, peenestatakse ka seda liiki kütust, et seejärel saadud kivisöetolmu 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 tuletikuga lähenemisest, tärpentini tuleb aga tema süütamiseks esmalt soojendada.

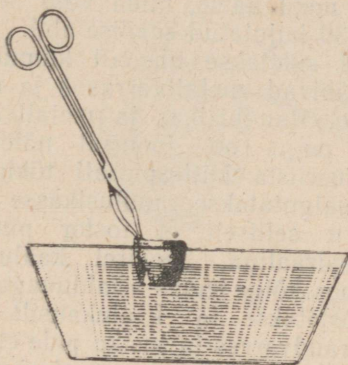
Kui valada metalltiigilisse tärpentini ja see põlema süüdata ning siis tiiglit külmas vees jahutada, kustub tuli temperatuuri langemise tagajärjel (joon. 28).

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

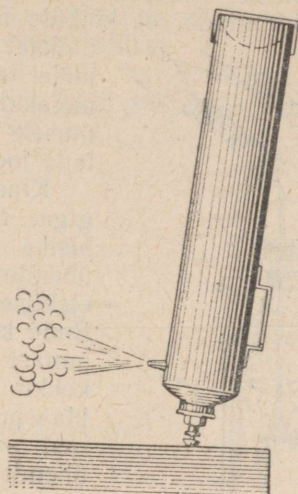
Väikeste tulekahjukollete puhul kaetakse põlev ese presendiga või tekiga ning puistatakse neile liiva. Samal otstarbel kasuta-

takse käsi-tulekustutajaid, mis heidavad välja süsihappegaasi sisaldavat vahtu. See vaht katab põleva eseme nagu tekiga (joon. 29).

Kahjutule kustutamisel veega madaldatakse tulekahjukolde temperatuuri, samal ajal aga raskendab tekkiv veeaur õhu juurde-pääsu põlevatele esemetele.



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



Joon. 29. Käsi-tulekustutaja.

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

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

Meie maal põletatakse tohutud kütusekogused mitmesuguste masinate toitmiseks energiaga. Isegi kõige tühisem viga kütmisel 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 põlemine 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 kaalukaasilt 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, või ta ühendatakse elektrivõrguga reostaadi kaudu. 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.

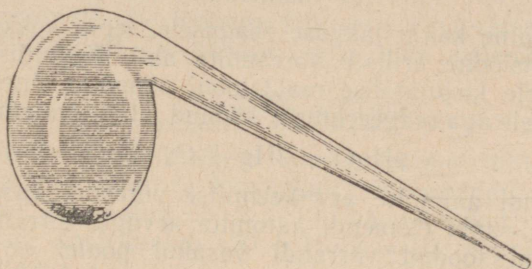
Fosfori asemel võib põletada pudelis samal viisil ka väävlit, magneesiumi ja teisi põlevaid aineid. Iga kord saadakse sama tulemus: reageerinud ainete kaal võrdub reaktsioonil tekkinud ainete kaaluga.

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 järeldotseni, et reageerivate ainete aatomite kaal ei saa keemiliste reaktsioonide puhul muutuda. Seda järeldotsust 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 järeldotsuse 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 järeldotsusi.

Möödunud sajandi lõpul ja käesoleva sajandi algul kontrolliti M. V. Lomonossovi seadust paljude teadlaste poolt, kellel olid kasutada väga tundlikud kaalud. Ka kõige täpsematel reageerivate ja reaktsiooni tulemusena tekkivate ainete 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 vääropetust, nagu oleks maailm loodud eimillestki, ning

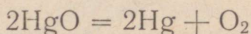
saab paljastada paljusid «imesid», mida mõtlesid välja mitmesuguste usundite eestvõitlejad.

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.

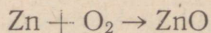
§ 7. Keemilised võrrandid.

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:

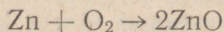


Iga elemendi aatomite arv keemilise võrrandi vasakul poolel peab võrduma sama elemendi aatomite arvuga võrrandi paremal poolel. Näitena toodud võrrandi vasakul poolel on tähistatud kaks elavhõbehapendi molekuli, mis sisaldavad kaks elavhõbeda aatomit ja kaks hapniku aatomit. Sama arv elavhõbeda ja hapniku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

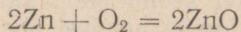
Koostame näitena tsingi ja hapniku ühinemisreaktsiooni, kui on teada, et tsingi keemiline märk on Zn, hapniku molekuli valem on O_2 ja tsinkhapendi valem on ZnO. Kirjutame esmalt lähteainete märgid ja asetame nende vahele plussmärgi (+). Lähteainete ja saadavate ainete valemite vahele on tavaks kirjutada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



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:



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:



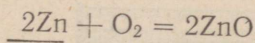
Ei tule arvata, et tegureid ehk koefitsiente kirjutades me lisandame meelevaldselt mingisuguseid molekule. Võrrandi abil

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

Võrrand $2\text{Zn} + \text{O}_2 = 2\text{ZnO}$ 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 molekulide¹ 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:



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

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

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

4. Kirjutame:

162 hapnikühiku tsinkhapendi saamiseks kulub 130 hapnikühikut tsinki; 324 grammi tsinkhapendi 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

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

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» ja «molekul» 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?

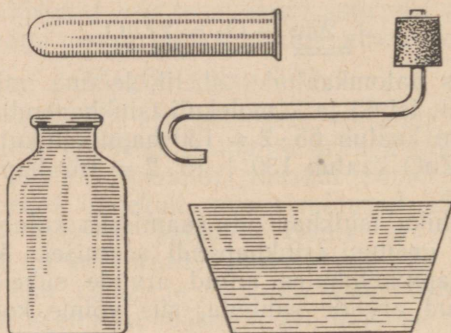
Harjutusi ja ülesandeid.

1. Ühes kahest klaaspudelist on hapnik, teises aga vesinik. Kuidas on kõige lihtsam teada saada, kummas pudelis on hapnik?

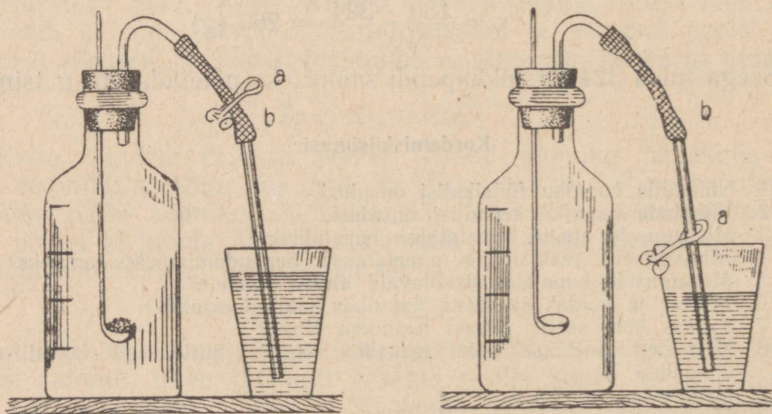
2. Lihtaine põlemisel hapnikus saadi hapend, mida tähistatakse valemiga P_2O_5 . Missugust ainet põletati?

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.

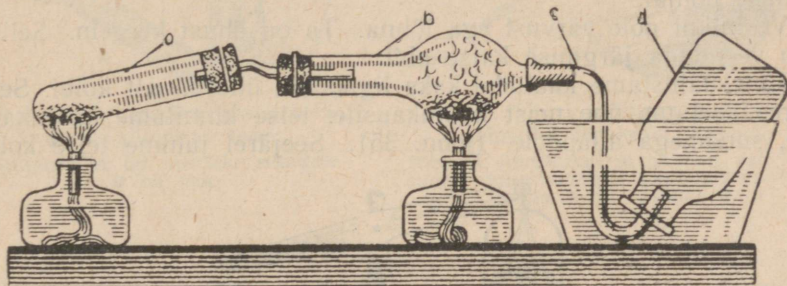
5. Joonisel 33 on kujutatud korgitud õhuga täidetud klaaspudel. Raudlusikal põleb magneesium, gaasjuhtetoru on asetatud vette, näpits *a* pigistab kinni kummitoru *b*. Mis toimub, kui põlemine lakkab ja näpits *a* kõrvaldatakse kummitorult? Joonestage seadis enne ja pärast katset. Andke seletus valmistatud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

6. Ohuga 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 elektrihoõglambid kas argooniga* või lämmastikuga, mitte aga õhuga?

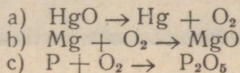
9. Joonisel 34 on kujutatud seadis, millega korraldatakse järgmine katse. Katseklaasis *a* olevat elavhõbehapendit ja torus *b* olevat fosforit soojendatakse üheaegselt. Reaktsiooni saadused juhitakse toru *c* kaudu pudelisse *d*, kus nad vees lahustuvad. Kirjutada võrrandid reaktsioonidele, mis toimuvad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



Joon. 34. Elavhõbehapendit lagunemine ja fosfori hapendamine:

a — elavhõbehapendiga katseklaas; *b* — kuultoru, milles on väike kogus punast fosforit; *c* — gaasjuhtetoru; *d* — veega täidetud klaaspudel.

10. Mitu grammi elavhõbehapendit peab lagunema, et saada 64 g hapnikku? 62
 11. Kui palju väävelrauda saadakse 112 g raua ühinemisel väävliga?
 12. On antud järgmised reaktsioonide skeemid:



$2 \text{HgO} = 2 \text{Hg} + \text{O}_2$

Leida tegurid ja asendada nooled võrdsusmärkidega.

VESINIK. AINE KOOSTISE PÜSIVUSE SEADUS. VALENTS.

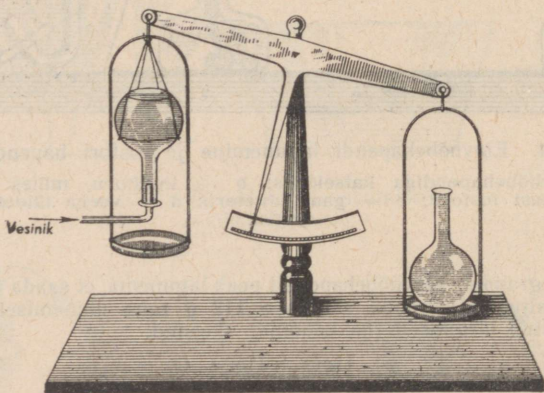
Keemiline märk H.
Molekuli valem H_2 .
Aatomkaal 1,008.
Molekulkaal 2,016.

§ 1. Vesiniku omadused.

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

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 kaalukaasile, teise kinnitame kaalukan-gile, suudmega 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.

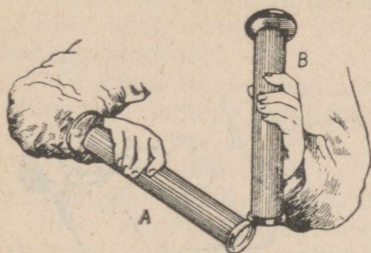
Silindris *A* on vesinik, silindris *B* — õhk. Hoides esimest silindrit kaldu, teist põhjaga ülespoole, võib vesiniku «valada» silindrist *A* silindrisse *B*.

Vesinikuga täidetud seebimullid tõusevad ülespoole (joon. 37).

Täpsete kaalumistega on kindlaks tehtud, et vesinik on peaaegu 16 korda hapnikust kergem ja $14\frac{1}{2}$ korda õhust kergem.

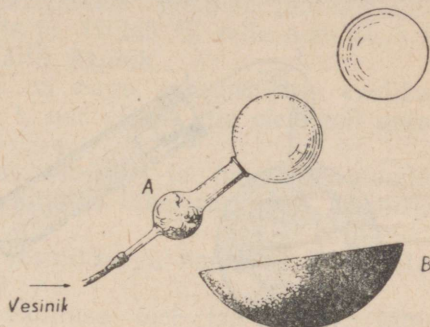
Tugeval jahutamisel ja rõhu all muutub vesinik vedelikuks, mis keeb väga madalal temperatuuril (-253°).

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 vatt vesiniku puhastamiseks happepritsmetest; kausis B on seebilahus.

Vesiniku keemiliste omadustega tutvumiseks vaatleme tema ja hapniku ühinemise reaktsiooni. Väikeses paksude seintega klaasilindris mahuga kuni 50 ml segame mõlemaid gaase¹. 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 anumad läbimõõduga 30—40 mm (joon. 38), kuhu vesinikku juhitakse portselantoru A kaudu, hapnikku aga läbi klaastoru B. Tekkiv veeaur läheb toru C kaudu katseklaasi D. Osa veeaurust muutub veeks ja koguneb katseklaasi D põhja. Tihenematu aur väljub toru E kaudu.

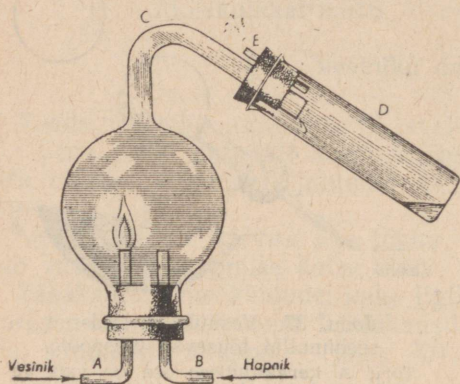
Vesiniku põlemisel hapnikus eraldub suur hulk soojust, mille tõttu portselantoru A kuumeneb vesiniku põlemise kohal valge hõõguseni.

Vesinik võib põleda ka õhus. Vesiniku ja õhu segu plahvatab samuti süütamisel. Seepärast tuleb olla ettevaatlik töötamisel

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

vesinikuga. Enne kui süüdata vesiniku saamise aparaadist väljuv gaas, tuleb kontrollida vesiniku puhtust. Selle juhise rikkumine võib põhjustada õnnetusi (joon. 39).

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



Joon. 38. Vesiniku põlemine hapnikus.

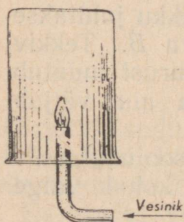
Toru A kaudu voolab vesinik, toru B kaudu hapnik, toru E kaudu väljub veeaur. Katseklaasi D põhjas on veidi vett, mis tekkis vesiniku ühinemisel hapnikuga.



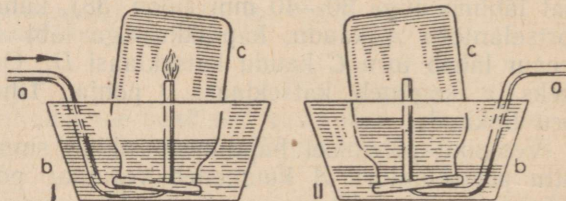
Joon. 39. Klaaspudelis oleva vesiniku ja õhu segu plahvatus.

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

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).



Joon. 40. Veeauru avastamine vesiniku ja hapniku põlemis-saadustes.



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.

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 $\frac{1}{5}$ selle mahust, s. t. selle osa mahust, mida varem täitis hapnik.

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

On väga tähtis selgitada, kas vesiniku ja hapniku aatomite ühinemine toimub mingisuguses kindlas tähelepanavas arvulises 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.

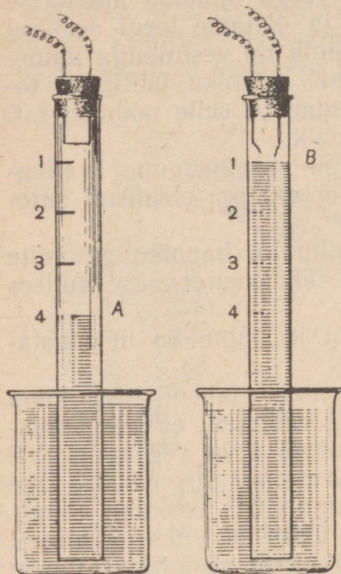
Kui aga ühe hapniku aatomiga ühineb kaks vesiniku aatomit, siis peab hapniku 16 kaaluosaga liituma kaks kaaluosa vesinikku. Kui ühe hapniku aatomiga liitub kolm vesiniku aatomit, siis peab hapniku 16 kaaluosaga reageerima kolm kaaluosa vesinikku.

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 kõik segu on reageerinud; kui mitte kõik, siis missugune gaas ja missuguses koguses ei reageerinud. Sellise segu valmistamiseks pole vajalik ei hapniku ega vesiniku kaalumise, 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 läidetud nõusse. Esmalt juhime torusse hapnikku kuni arvuga 1 märgitud jaotuseni, seejärel kolm korda rohkem vesinikku — kuni arvuga 4 märgitud jaotuseni. Kinni-

tame metallvarrastele elektrijuhtmed ja lülitame neid valgustusvõrku. 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.

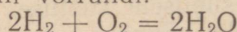


Joon. 42.

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

Torusse jäänud gaasi põleva piruga 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 .

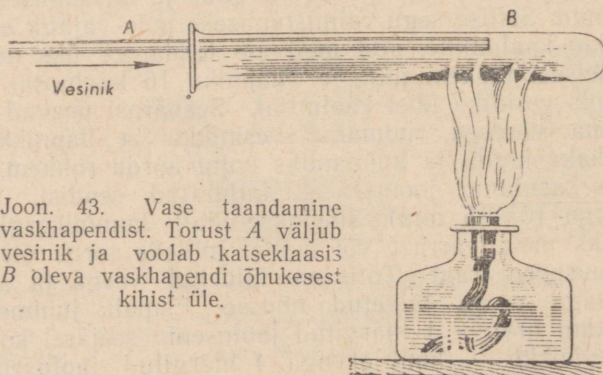
Teades vee valemit, võime kirjutada vesiniku ja hapniku ühinemisreaktsiooni võrrandi:



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

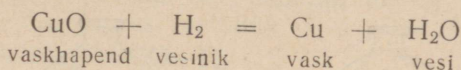
Vesinik võib ühineda ka liitainete koostisse kuuluva hapnikuga. Näiteks võib vesinik vaskhapendilt selle koostisse kuuluva hapniku ära võtta. Selles veendume järgmise katse puhul.

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 õhukese kihist üle.

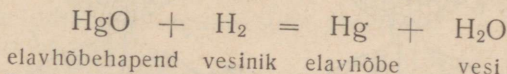
vesinikku. Üheaegselt soojendatakse katseklaasi seda osa, kus on vaskhapend. Varsti võib märgata katseklaasi suudme juures esmalt auru ja seejärel ka veetiljade ilmumist; katseklaasi sise-seintele tekib aga õhuke puhtast vasest kirme. See näitab, et vesiniku aatomid ühinesid vaskhapendi molekulides sisalduvate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



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

Antud 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:



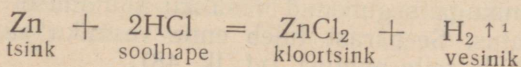
Ka need on hapendumis-taandumisreaktsioonid, kus taandajaks on vesinik, hapendajateks aga seatinahapend või elavhõbehapend. Kuid mitte kõik hapnikuga ühinenud elemendid ei anna seda nii kergesti vesinikule ära. Nii näiteks pole võimalik alumiiniumhapendist ja magneesiumhapendist sel viisil saada puhtaid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

§ 2. Vesinik looduses ja vesiniku saamine.

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

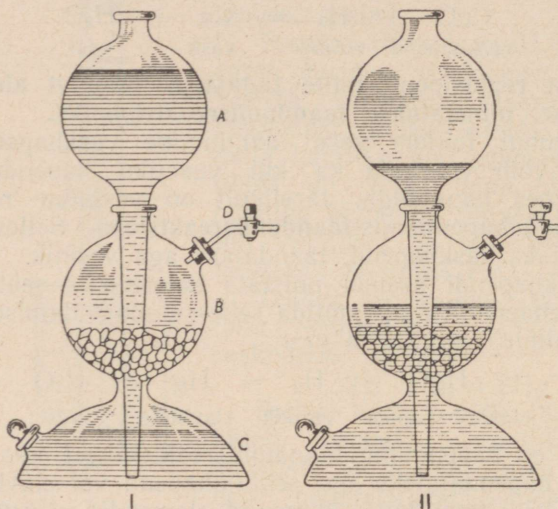
Kuid ühendeis teiste elementidega esineb vesinik väga laialdaselt; näiteks moodustab vesinik $\frac{1}{9}$ osa vee kaalust. Nafta koosneb peamiselt vesiniku ja süsiniku ühendeist. Kõikide elusorganismide rakud ja koed sisaldavad tingimata vesinikku. Vesinik kuulub põlevate gaaside koostisse, millised mõnedes kohtades voolavad maa seest. Sanaatovi gaas koosneb peamiselt metaanist (CH_4), mille koostises on ligikaudu 25% vesinikku.

Keemia laboratoriumides saadakse vesinikku väävelhappe või soolhappe toimel tsingisse. Seejuures tsingi aatomid asendavad happe molekulides vesiniku aatomeid:



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

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 katkeb 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.

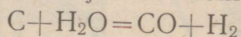
Puhast vesinikku võib süüdata tema väljumisel kraanist, kuid õhu või hapnikuga segunenud vesiniku süütamisel võib toimuda tugev plahvatus. Seepärast tuleb enne vesiniku süütamist tingimata kontrollida selle puhtust (vt. lk. 48).

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.

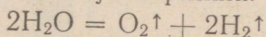
Tööstuses saadakse vesinikku mitmel viisil.

Käesoleval ajal on kõige enam levinud vesiniku saamise viis, mille puhul veeauru juhitakse üle hõõguvate süte. Kõrgel temperatuuril hapendub süsinik vee hapniku toimel, vabastades seejuures vesiniku:



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

Suurte hüdroelektrijaamade eksploatatsiooni astumisega meie maal leidis laialdast kasutamist vesiniku saamine vee elektrolüütilisel lagundamisel, mis läbi saadakse kahte gaasi — vesinikku ja hapnikku:



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.

§ 3. Vesiniku kasutamine.

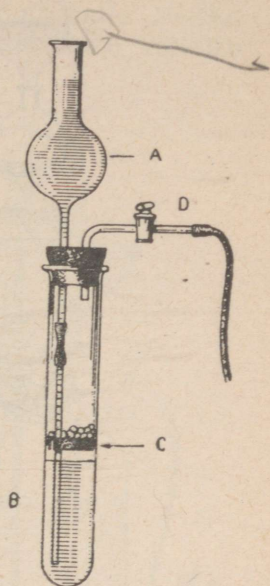
Oma väga väikese erikaalu tõttu kasutatakse vesinikku aerostaatide (õhupallide) täitmiseks. Suure Isamaasõja ajal tarvitasime aerostaate suuremate linnade kaitseks saksa fašistide õhurrünnakute vastu.

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

Vesiniku peamiseks tarvitajaks on aga keemiatööstus.

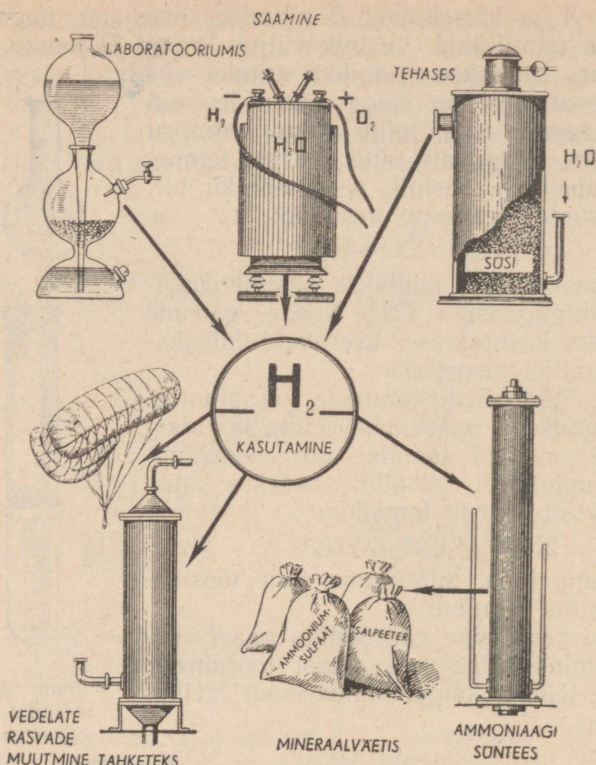
Enamik vesinikust kasutatakse ammoniaagi (NH₃) tootmiseks, mis on lähteaineks lämmastikhappe ja mineraalväetiste tootmisel. Vedelate rasvade (taime- ja kalaõlide) keemilisel töötlemisel vesinikuga saadakse tahkeid rasvu, milledest valmistatakse näiteks margariini.

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



Joon. 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.



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 molekuli 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 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) uuri-mise 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.

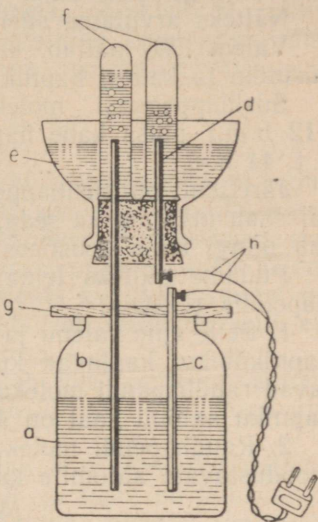
Paljude ühinemisreaktsioonide uurimisega on kindlaks tehtud, et mitte ainult vesinik ja hapnik, vaid ka kõik teised keemilised elemendid liitainel moodustamisel ühinevad kindlates kaalulistes vahekordades, et mingi elemendi aatom võib liita endaga mitte juhusliku ja meelevaldse, vaid täiesti kindla arvu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

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 arvamusel, 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 puhtast 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, mis-sugustes kaalulistes vahekordades tuleb võtta lähteaineid keemilise reaktsiooni jaoks, kui on teada tekkiva aine koostis.



Joon. 47. Vee lagundamine elektrivoolu abil:

a — klaaspurk söögisoodalalahusega; b — raudvarras (kudumisvarras); c — alumiiniumvarras; d — lühike raudvarras (nael); e — anum leeliselahusega; f — katseklaasid hapniku ja vesiniku kogumiseks; g — puuketas; h — elektrijuhe.

§ 5. Arvutusi valemite järgi.

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

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

Näiteks arvutame süsihappegaasi (CO₂) molekulaalu.

Valem CO₂ näitab, et süsihappegaasi molekul koosneb ühest süsiniku ja kahest hapniku aatomist.

Süsihappegaasi molekulaal võrdub ühe süsiniku aatomi (12 h.-ü.) pluss kahe hapniku aatomi (16 · 2 = 32 h.-ü.) kaaluga, s. t. 44 h.-ü.

Järelikult on süsihappegaasi molekulaal 44. Aine valemi põhjal saab määrata ka seda, mitu protsenti aine üldkaalust moodustab mingi tema koostises oleva elemendi kaal.

Püüame näiteks leida, mitu protsenti rauda sisaldub raudhapendis (Fe₂O₃).

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

2. Raudhapendi molekulaalu (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 $\frac{112}{160}$ selle molekuli kaalust.

4. Et saadud lihtmurdu väljendada protsentides, tuleb ta korutada sajaga:

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

Seega sisaldub raudhapendis (Fe₂O₃) 70% rauda.

§ 6. Valents.

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

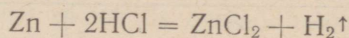
Elementide aatomite omadust siduda teatud arv mõne teise elemendi aatomeid nimetatakse valentsiks.

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

- | | |
|---------------------------------|------------------|
| 1. Kloorvesinik | HCl |
| 2. Vesi | H ₂ O |
| 3. Ammoniaak | NH ₃ |
| 4. Metaan ehk soogaas | CH ₄ |

Toodud ainete valemid võrreldes võime järeldada, et mitmesuguste 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 elemendi aatom.

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



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 elemendi valents avaldub arvuga, mis näitab, mitu vesiniku aatomit võib siduda või asendada selle elemendi aatom.

Kui elemendi aatom seob või asendab ühe vesiniku aatomi, siis on see element ühevalentne. Kloor on ühendis vesinikuga ühevalentne.

Kui elemendi aatom seob või asendab kaks vesiniku aatomit, siis on see element kahevalentne. Hapnik ja tsink on kahevalentsed elemendid. Lämmastik on kolmevalentne, süsinik aga neljavalentne element.

Teades elementide valentsi, saab mõningatel juhtudel ette näha nende elementide ühinemisel tekkiva liitainete molekuli koostist. Näiteks meil on teada, et naatriumi (Na) valents on üks, hapniku valents aga kaks. Hapniku kahevalentne aatom peab siduma naatriumi kaks ühevalentset aatomit. Seega peab naatriumhapendi valem olema Na_2O .

Magneesium (Mg) on kahevalentne. Tema ühinemisel hapnikuga peab iga magneesiumi aatom ühinema ühe hapniku aatomiga. Magneesiumhapendil peab olema valem MgO .

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

Peale selle ei ole kõik elemendid püsiva valentsiga. Näiteks tuntakse kahte süsiniku hapendit: süsinikhapendit (CO) ja süsinikahelishapendit ehk süsihappegaasi (CO_2). Süsinikhapendis on süsinik kahevalentne, süsihappegaasis aga neljavalentne.

Raud võib olla ühendites hapnikuga kahevalentne (FeO) ja kolmevalentne (Fe_2O_3).

Tuleb mees pidada, et vesinikul, naatriumil, kaaliumil ja hõbedal on püsiv valents, mis võrdub ühega.

Hapnik, magneesium, kaltsium ja tsink on kahevalentsed.

Alumiinium on kolmevalentne.

Raud võib olla kahe- ja kolmevalentne.

Järgnevalt toodud tabelis on antud mõningate elementide valents.

Tähtsamate elementide valentside tabel.

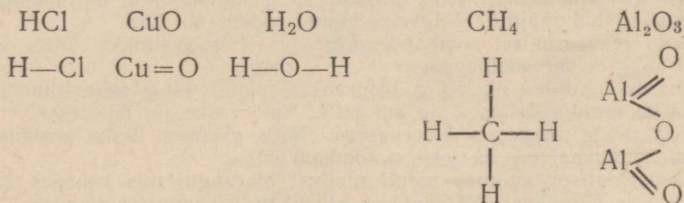
Keemiline märk	Nimetus	Valents
Ag	Hõbe	1
Al	Alumiinium	3
Ba	Baarium	2
C	Süsinik	4 (2)
Ca	Kaltsium	2
Cl	Kloor	1 (2, 3, 5, 7)
Cu	Vask	2 (1)
Fe	Raud	2, 3
H	Vesinik	1
Hg	Elavhõbe	2 (1)
K	Kaalium	1
Mg	Magneesium	2
N	Lämmastik	1, 2, 3, 4, 5
Na	Naatrium	1
O	Hapnik	2
P	Fosfor	5 (3)
S	Väävel	2, 4, 6
Si	Räni	4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

Kui on teada kahest elemendist koosneva liitainete keemiline valem ja ühe teada moodustava elemendi valents, siis on kerge määrata ka teise elemendi valentsi. Näiteks vee valem on H_2O . On teada, et vesinik on ühevalentne. Kuna hapnik on seotud kahe vesiniku aatomiga, peab hapnik olema kahevalentne.

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

Keemiliste elementide kõrgeim valents on kaheksa.

Kahest tuntud valentsiga elemendist koosneva 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.



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. Opikus joonisel 35 on kujutatud kaalukausside asend ajal, kus üks kolbides 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 elementide sisaldusele gaasis näitavad need põlemissaadused?
4. Kuidas on kõige lihtsam teada saada, kas aines, mis võib õhu käes põleda, on vesinikku?
5. Missuguseid aineid saadakse raudhapendi tugeval kuumutamisel vesiniku joas?
6. Leidke katse abil, kas parafiinis, piirituses ja petrooleumis 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 (süsihappegaas) (CO_2), d) alumiiniumhapendis (Al_2O_3)?

9. Mitu protsenti väävlit on järgmistes väävelmetallides: a) väävelraud (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?

19. 28 g rauda reageeris kloorvasega. Mitu grammi vaske eraldus lahusest? Raua aatomkaal on 56, vase aatomkaal 64.

20. Paksuseinalises anumask 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 väävlit 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 elementide valents järgmistes hapendites: a) magneesiumhapendis (MgO), b) raudhapendis (Fe_2O_3), c) mangaan-kahelishapendis (MnO_2).

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

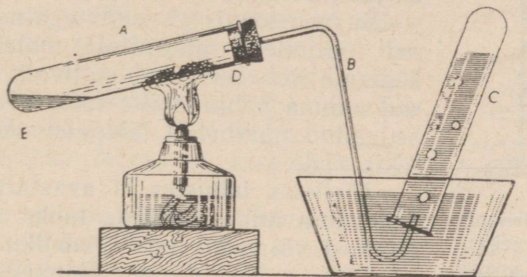
Puhas vesi on harilikes tingimustes läbipaistev värvuseta vedelik, millel pole maitset ega lõhna. Paksudes kihtides on tal rohe-

kas värvus. Vee erikaalu ja erisoojust kasutatakse mõõtühikutena; termomeetri skaala jäävateks punktideks on jää sulamistemperatuur (0°) ja vee keemistemperatuur (100°).

Puhas vesi juhiv halvasti elektrit.

Kuigi hapniku ja vesiniku aatomid on vee molekulis tugevasti üksteisega seotud ning nende lahustamiseks kulub väga palju energiat, võib vesi olla siiski paljude ainete hapendajaks.

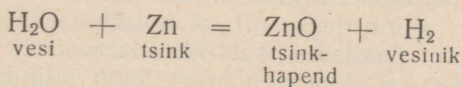
Vesiniku tööstusliku saamisviisiga tutvumisel käsitlesime veeauru reageerimist hõõgivate sütega (lk. 53). Samuti võivad veeauru toimel oksüdeeruda ka tsink, raud ja teised metallid. Selles võib veenduda järgmise katse puhul (joon. 48).



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:



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 tuhmuks. Kui tüki naatriumi visata katseklaasis olevasse vette, nagu on kujutatud joonisel 49, siis toimub tormiline reaktsioon, mille tagajärjel eraldub vesinik.

Vesi reageerib paljude liitainetega, ta on keemiliselt aktiivne aine.

§ 2. Tahkete ainete lahustuvus vees.

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 segatakse 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. Pikkemaajalisel seismisel settivad need osakesed anuma põhja, mille tõttu vedeliku ülemised kihid muutuvad läbipaistvaks, aga põhja tekib sade.

Tõelistes lahustes ei avastata isegi kõige tugevama mikroskoobiga 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.

Joon. 49. Naatriumi reageerimine veega:

- a — katseklaas veega;
- b — tükk naatriumi;
- c — lehter hoiab kinni naatriumi pritsmeid ja tükketsi, mis võivad katseklaasist välja viskuda;
- d — liivaga kauss.

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 lahustuv.

Selle lahuse värvus sõltub lahustunud kaaliumpermanganaadi kogusest.

Teises silindris jääb vedelik värvusetu, kuid salpeetri kogus katseklaasis väheneb märgatavalt. Tähelepanelikult vaadeldes võib ka selles silindris märgata katseklaasi põhjast allapoole valguva läbipaistva vedeliku joakest; see on silindri põhja vajuv salpeetri-lahus. Nende tunnuste järgi saab otsustada, et salpeeter lahustub vees hästi.

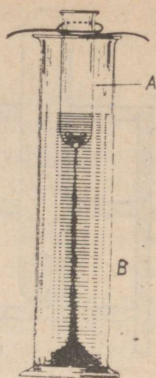
Kolmandas katseklaasis ei avastata aine märgatavat vähene-mist, kuid selle lahuse mõnede tilgakeste aurustamisel saadakse

tahe 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 mõnede 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.

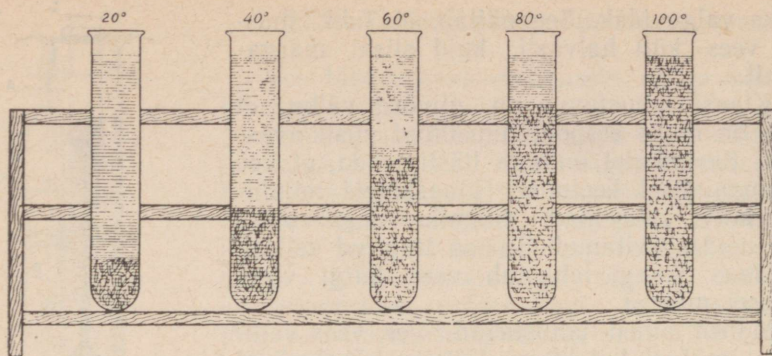
Agas kummas vees, kas kuumas või külmas, lahustub rohkem sama ainet?

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.

Korraldatud katsel on tahke kaaliumsalpeetri kihi kohal kaaliumsalpeetri küllastunud lahuse 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. 51. Erinevatel temperatuuridel küllastatud võrdsetest kaaliumsalpeetrilahuse kogustest sadestuvad erinevad kaaliumsalpeetri kogused.

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.

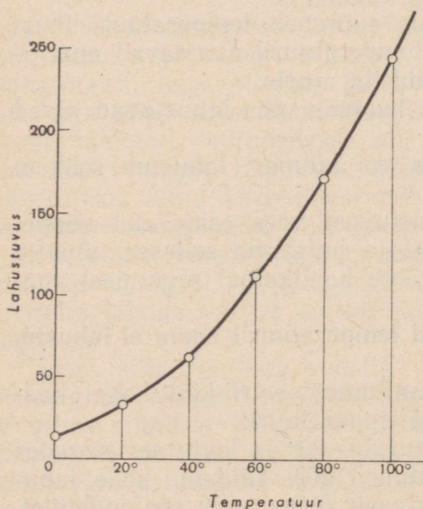
Kui kaaliumsalpeetri asemel lahustada vees erinevatel temperatuuridel keedusoola, siis selgub, et keedusoola lahustub kuumas vees rohkem kui külmas. Kuid see keedusoola lahustuvuse suuremine on märksa väiksem kui kaaliumsalpeetri puhul. Mitme-guste ainete lahustuvuse arvuliseks võrdlemiseks avaldatakse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

Lahustuvuseks nimetatakse suurimat ainekogust grammides, mis antud temperatuuril võib lahustuda 100 grammis lahustis.

Ainete lahustuvust kujutatakse graafikuna või väljendatakse tabelina. Joonisel 52 on kujutatud graafikuna kaaliumsalpeetri lahustuvus.

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

Kui mingi aine lahustuvus suureneb temperatuuri tõustes,



Joon. 52. Kaaliumsalpeetri lahustuvuse graafik.

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 lahustumatuks vedelikeks on taimeõli, petrooleum, tõkat.

Vees hästi lahustuvate gaaside hulka kuulub kloorvesinik (HCl). See on värvusetu, 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).

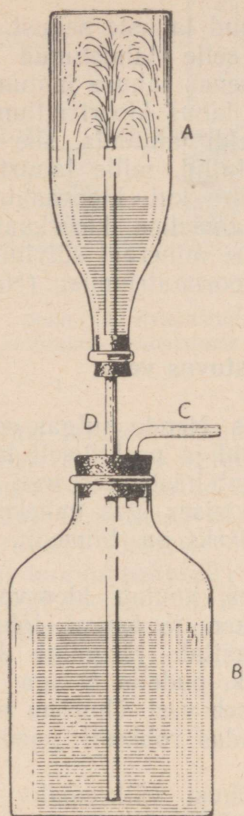
Täidame väikese kolvi värske külma veega, milles (nagu teada) on lahustunud teatud kogus õhku. Suleme kolvi korgiga, mida läbib lehtri toru, ja valame lehrisse nii palju vett, et sellesse saaks asetada suudmega allapoole pööratud ja veega täidetud katseklaasi, nii nagu on näidatud joonisel 54. Kolvi *A* soojendamisel eralduvad veest õhumullid ja kogunevad katseklaasi *C*.

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

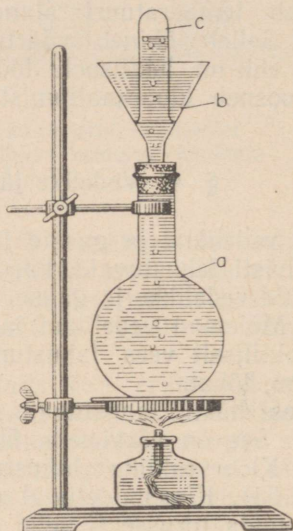
Gaaside lahustuvus vees väheneb temperatuuri tõusuga.

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 kihistumist lahtises pudelis.

Gaaside lahustuvus suureneb rõhu tõusuga.



Joon. 53. Kloorvesiniku lahustumine vees.



Joon. 54. Õhu vee 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%-lises soolalahuses sisaldub 5 g lahustunud ainet (soola, suhkrut jne.) ja 95 g vett. Et valmistada 15%-list lahust, tuleb segada 15 kaaluosa soola 85 kaaluosa veega.

§ 6. Vesi looduses.

Rohkem kui $\frac{3}{4}$ maakera pinnast on kaetud veega. Sellelt määratu suurelt pinnalt aurub iga päev miljoneid tonne vett, mis hiljem langeb maapinnale sademetena vihma ja lume näol.

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

Veelgi peenemateks osakesteks jagunevad tahked ained nende lahustumisel vees.

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

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

Kohati tungib vesi suurtest sügavustest külmade või kuumade allikatena 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, 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. Õelduga pole kaugeltki ammendatud vee erakordne tähtsus looduses.

Vees sisalduv hapnik ja vesinik omastatakse taimede poolt ning nad siirduvad nende rakkude koostisse.

§ 7. Vesi inimese teenistuses.

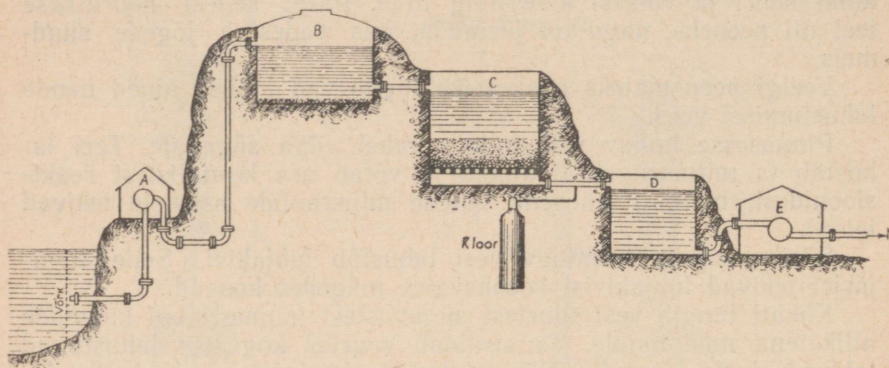
Täiskasvanud inimene tarvitab päevas toiduks ligikaudu kaks liitrit vett. Tunduvalt rohkem kulutab ta vett muudeks igapäevasteks vajadusteks. Suurtes linnades on veekulu ligikaudu 100 liitrit inimese kohta ööpäeva jooksul.

Kui linn saab joogivett jõest, siis puhastatakse vett eelnevalt mehaanilistest lisanditest. Vee puhastamiseks ehitatakse linnades filterveevärke (joon. 55).

Filterveevärkides pumbatakse jõevesi erilistesse settimisbasseinidesse, kus ta mõni aeg seistes muutub puhtamaks. Kuid vette jääb veel lahustumatute ainete pisiosakesi ja mitmesuguseid mikroorganisme. Settimisbasseinidest juhitakse vesi filtritisse, kus ta liivakihi läbimisel puhastatakse lahustumatutest lisanditest ja

muutub läbipaistvaks. Kuid sellisesse selgesse vette võivad jääda veel haigusitekitavad mikroorganismid. Vee desinfitseerimiseks lahustatakse temas kloorgaasi sellisel määral, et ta surmab küll bakterid, kuid ei kahjusta inimest.

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



Joon. 55. Filterveevärgi skeem:

A — pump, mille abil vesi pumbatakse jõest settimisbasseini B; C — liivfilter; D — puhta vee hoidla; E — pump, mis juhhib vee tarbijalle.

Elektrijaamade ja suurte tehaste aurukatelde toitmiseks vajatakse eriti puhast vett; veest tuleb kõrvaldada mitte ainult mehaanilised lisandid, vaid ka lahustunud ained, et vältida katlakivi tekkimist aurukatelde seintel ja torudes. Seepärast sageli tarvatakse katlatoitveena destilleeritud vett. Selleks ei juhitata aurumasina silindrist väljuv aur õhku, vaid muudetakse erilistes jahutajates jälle veeks, mida kasutatakse uuesti katla toiteveena.

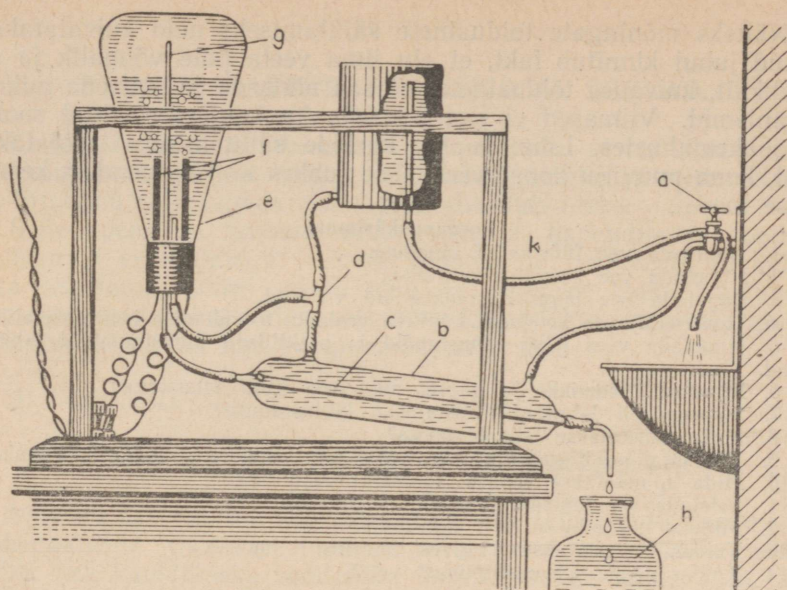
Destilleeritud vett saadakse ka laboratooriumis. Destilleeritud vee väikesi koguseid võib saada joonisel 56 kujutatud seadise abil. Suuremate koguste saamiseks kasutatakse aga teistsuguseid destilleerimisaparaate (joon. 57).

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».

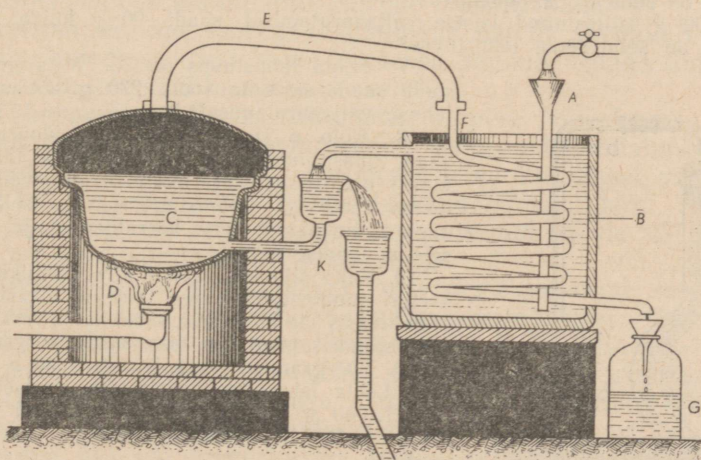
Paljudele keemiatööstuse harudele on vesi tooraineks: temast saadakse hapnikku ja vesinikku; happeid, leelisi ja paljusid teisi aineid saadakse vee reageerimisel liht- ja liitainetega.

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



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 süstelektroodid. Veeaur suundub toru *g* kaudu jahutaja sisse torusse, kus ta tiheneb veeks, mida kogutakse kolvis *h*. Vee tase kolvis *e* hoitakse ühtlasena seetõttu, 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* kõetavasse katlasse *C*. Liigne vesi voolab lehtri *K* kaudu valamusse. Veeaur väljub katlast toru *E* kaudu spiraaltorusse.

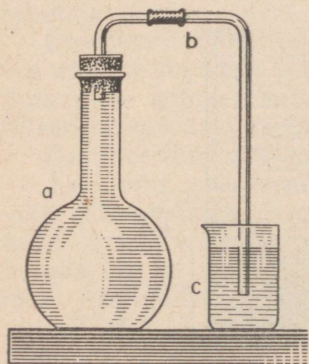
Näiteks mõningate toiduainete säilitamiseks neid kuivatatakse. Antud juhul kinnitub fakt, et elu ilma veeta pole võimalik ja et, järelikult, kuivades toiduainetes ei saa elutseda ja areneda mikroorganismid. Viimased ei saa elutseda ka kontsentreeritud soola- ja suhkrulahustes. Liha, kapsa, kurkide säilitamiseks soolatakse neid, kuna puuvilju konserveeritakse suhkru abil — nendest keedetakse moosi.

Kordamisküsimusi.

1. Nimetada vee füüsikalisi omadusi.
2. Nimetada vee keemilisi omadusi.
3. Kirjutada vee lagunemisreaktsiooni võrrand.
4. Tuua näide vee koostisse kuuluva vesiniku asendumise kohta metalliga.
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 temperatuuri ja rõhu muutumisel?
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.

1. Mitu protsenti hapnikku on vees?
2. Mitu grammi hapnikku on 54 g 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?



Joon. 58. Gaasiga täidetud kolb on suletud korki abil. Gaasijuhetoru on asetatud veega klaasi.

7. Soola lahustuvus on 35. Mitu grammi soola saadakse selle soola 270 g küllastunud lahuse väljaaurutamisel?
8. Kolb *a* (joon. 58) täideti kloorvesinikuga, gaasijuhetoru *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 suudmetpidi veega täidetud klaasidesse; ühes klaasis oli külm vesi, teises kuum vesi. Kumbas 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»?

ALUSED, HAPPED, HAPENDID JA SOOLAD.

Esiatsel 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.

A. 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 fenooltaleiinilahus värvub vabarnapunaseks.

Kontsentreeritud sööbenaatriumilahus mõjub hävitavalt looma- ja 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.

Sööbekaalium (KOH) on omadustelt väga sarnane sööbenaatriumiga. Välimuselt on neid raske teineteisest eraldada.

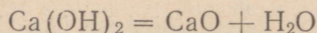
Söobekaalium lahustub hästi vees, tema lahus toimib lakmusesse, fenoolftaleiinisse ning looma- ja taimekudedesse samuti kui sööbenaatrium. Kuid rasvadest söobekaaliumiga saadud seep pole tahke, vaid vedel (roheline seep).

§ 2. Söobekaltsium $[Ca(OH)_2]$.

Söobekaltsium on tahke valge aine, mis kergesti pudeneb pulbriks. Ta lahustub vees halvasti, kuid siiski märgatavalt.

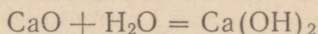
Tema lahuse omadused sarnanevad sööbenaatriumi lahuste omadustega. Ta toimib samuti lakmusesse, fenoolftaleiinisse ja kudedesse. Kuid need omadused ei avaldu nii järsult kui sööbenaatriumi puhul seepärast, et söobekaltsiumi halva lahustuvuse tõttu pole võimalik saada tema kontsentreeritud lahust. Söobekaltsiumi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

Tahke söobekaltsiumi kuumutamisel laguneb ta kaltsiumhapendiks ja veeks:



CaO nimetatakse ka kustutamata (ehk põletatud) lubjaks.

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



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

Kustutatud lubja 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.

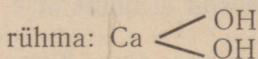
Kustutatud lubja lahus asendab reas tööstustes kallimat sööbenaatriumi.

§ 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 seepoolest, et sööbenaatriumi molekulides on see rühm seotud naatriumi aatomitega, söobekaaliumi molekulides — kaaliumi aatomitega ja söobekaltsiumi molekulides kaltsiumi aatomitega.

Kui võrrelda sööbenaatriumi valemiga NaOH vee struktuurivalemiga H—O—H, siis ilmneb nende molekulide sarnasus: mõlemas esinevad ühed ja samad OH rühmad. Seda rühma võib vaadelda kui molekuli jääki, kui mõtteliselt võtta temalt üks vesiniku aatom ära. Seepärast **nimetatakse aatomite rühma OH ka vesi-jäägiks ehk hüdroksiülrühmaks**.

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:



Liitainet, 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 keemilised omadused:

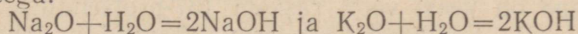
1) leeliste kontsentreeritud lahused mõjuvad loomse ja taimse päritoluga kudesse sööbivalt, seetõttu nimetatakse neid ka sööbeleelisteks: sööbenaatrium, sööbekaalium, sööbekaltsium;

2) leelised seebistavad rasvu;

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

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 · H₂O. 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:



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

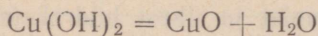
Käesoleval ajal on aga kindlaks tehtud, et nende ainete molekulides ei ole vee terviklike molekule ega hapendite terviklike molekule, on vaid hüdroksüülrühmad, mis on seotud metallide aatomitega. Molekulis olev hüdroksüülrühmade arv võrdub metalli valentsiga. Sellele vastavalt kirjutatakse aluste molekulid 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].

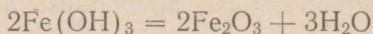
Vaskhüdroksüüd [Cu(OH)₂] on tahke sinakashall vees lahustumatu aine, seetõttu ei toimi ta ei lakmusesse ega fenoolftaleiini

nisse. Soojendamisel laguneb see aine kergesti vaskhapendiks ja veeks:



Vastupidist reaktsiooni aga ei toimu: vaskhapend ei ühine otsekohe veega.

Raudhüdrosüüd $[\text{Fe(OH)}_3]$ on tahke pruunikas aine. Tema kuumutamisel saame raudhapendi ja vee:



Vastupidist reaktsiooni — raudhapendi ühinemist veega ei toimu.

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

B. 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.

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

Koolilaboratooriumis kasutatakse enamasti lahjendatud soolhapet.

b) Soolhappe keemilised omadused.

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

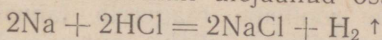
Aineid, millede värvus muutub leeliste või hapete toimel, nimetatakse indikaatoriteks.

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.

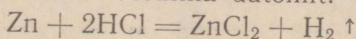
Katseklaasi valatakse ligikaudu $\frac{1}{4}$ tema mahust kontsentreeritud soolhapet, kinnitatakse katseklaas seejärel statiivi ja visatakse happesse naatriumitükike (hernetera suurune). Katseklaasist eralduv vesinikku, mida saab süüdata, katseklaasi põhja aga sadestuvad keedusoola kristallikesed.

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



Soolhappe toimel tsingisse eraldub vesinik, lahusesse aga jääb aine, mida nimetatakse **kloortsingiks**.

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



Samuti toimib soolhappe rauasse, alumiiniumisse ja paljudesse teistesse metallidesse.

Nende reaktsioonide tulemusena eraldub vesinik, kuna lahusesse jäävad **kloormetallid**: kloorraud (FeCl_3), klooralumiinium (AlCl_3) jt. Need kloormetallid on reaktsiooni saadused, mis teki- vad soolhappe vesiniku asendamisel metalliga.

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

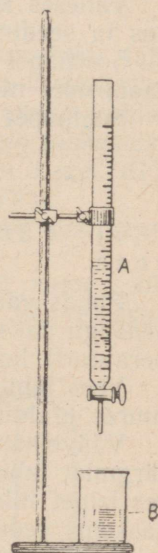
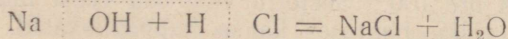
Kloormetallid on soolhappe soolad. (Soolhappe soolasid nime- tatakse keemias ka kloriidideks, näiteks klooralumiinium ehk alumiiniumkloriid).

c) Neutraliseerumisreaktsioon.

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

Nende reaktsioonidega tutvumiseks valame klaasikesse (joon. 59) veidi sööbenaatriumi lah- jendatud lahust ja lisame sellele mõne tilga lak- muselahust. Vedelik muutub siniseks. Seejärel lisame väikestes kogustes samasse klaasikesse gradueeritud torust (büretist) lahjendatud sool- hapet, kuni klaasikeses oleva vedeliku värvus muu- tub 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 kokku- valamisel saadakse vesi ja kloornaatrium. Vee molekulid tekkisid happe molekulides 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:



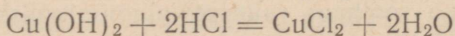
Joon. 59.
Bürett A on kinnitatud statiivi. Klaasikeses B on leelise lahuse.

Samuti reageerivad soolhappega ka teised leelised — sööbe-kaalium ja sööbekaltsium.

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

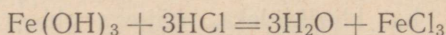
Sel viisil saadud sinise lahuse väljaaurutamisel saadakse kloorvase (CuCl_2) kristalle.

Toimunud reaktsiooni võrrand on järgmine:



Sel juhul toimus selle 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 soolhappe ka teiste lahustumatute alustega, näiteks raudhüdrosüüdiga:



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

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

Soolhapet kasutatakse leeliste neutraliseerimiseks, kloorisoolade saamiseks ning mõnede plastmasside ja arstimate valmistamisel. Soolhapet tarvitatakse ka metallide jootmisel.

§ 2. Väävelhape (H_2SO_4).

a) Füüsikalised omadused ja lahustuvus vees.

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

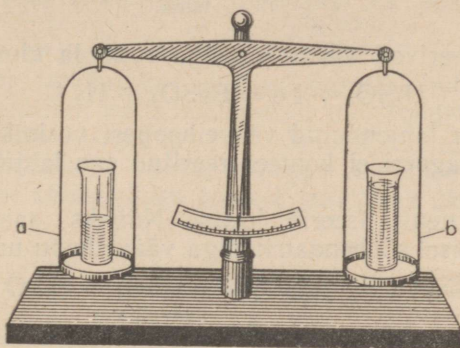
Vees lahustub väävelhape mistahes kaalulises vahekorras. Seejuures eraldub palju soojust.

Väävelhappe lahustamisel vees tuleb olla ettevaatlik ja täita järgmist juhist: **happe valatakse vette, mitte aga vastupidi**, kusjuures hapet tuleb valada väikeste annuste kaupa peene joana. Veest raskema vedelikuna vajub hape allapoole ja lahustub sejärel 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 lahustumissoojuse 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, hävitab elusaid kudesid ja tekitab põletushaavu.

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



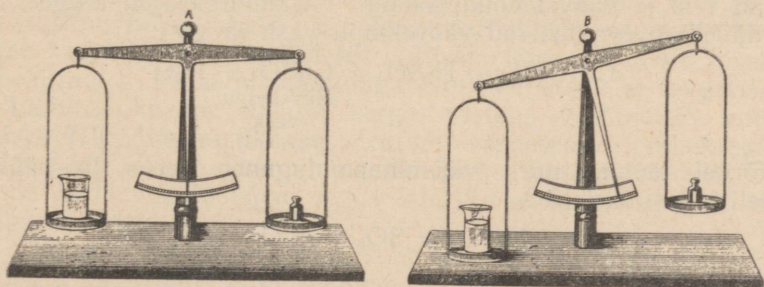
Joon. 60. Väävelhape on veest ligi kaks korda raskem:
silindris *a* on väävelhape, silindris *b* on vesi.

Väävelhape neelab ahnelt vett. Kui panna kaalukausile lahine 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.

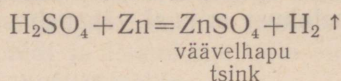
Väävelhape toimib indikaatoritesse samuti nagu soolhappe: lakmus värvub tema lahuses punaseks.

Mõnede metallidega reageerib väävelhape samuti nagu soolhappe: eraldub vesinik ja lahusesse jäävad soolad. Väävelhappe

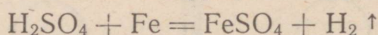


Joon. 61. Väävelhape neelab õhust niiskust.
A — vasakule kaalukausile asetatakse klaasi väävelhappega ja tasakaalustatakse;
B — mõne aja pärast on tasakaal rikutud.

soolaid nimetatakse väävelhapudeks sooladeks (ehk sulfaatideks). Näiteks tsingi reageerimisel väävelhappega tekivad vesinik ja väävelhapu tsink (ehk tsinksulfaat):

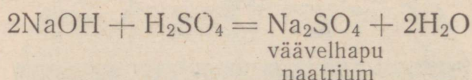


Samuti reageerivad väävelhappega raud ja alumiinium¹:



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

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



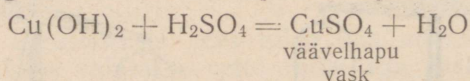
Selle reaktsiooni puhul ühinesid happe molekuli kaks vesiniku aatomit ja leelise molekulide kaks hüdroksüülrühma kaheks vee-molekuliks. Leelise metalli aatomid ja väävelhappe jääk SO_4 ühinesid omavahel, moodustades soola molekuli.

Väävelhappe neutraliseerimisreaktsiooni 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.

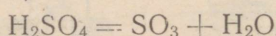
Happe molekuli osa, mis jääb järele, kui happe molekulilt mõtteliselt ära võtta vesiniku aatomid, ja mis võib ühineda aluse hüdroksüülrühmaga, nimetatakse happejäägiks.

Et väävelhappe happejääk saab endaga ühendada kaks aatomit vesinikku või kaks aatomit ühevalentset metalli, siis on happejääk $=\text{SO}_4^{2-}$ kahevalentne. Soolhappe (HCl) happejääk $-\text{Cl}$ on ühevalentne.

Väävelhappe reageerib ka lahustumatute alustega. Seejuures tekivad vesi ja väävelhapud soolad. Vaskhüdroksüüdi reageerimisel väävelhappega tekivad väävelhapu vask ja vesi:



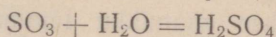
Kõrgel temperatuuril väävelhappe laguneb veeks ja väävelkolmelishapendiks (SO_3):



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

² Kriipsukeste arv näitab happejäägi valentsi.

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



Järelikult võib väävelhapet nimetada ka selle hapendi **hüd-raadiks**.

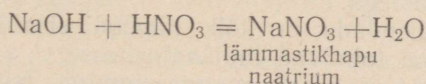
Väävelhappe on keemiatööstuse aluseks.

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 väävelhappe-tehaste tehnilise täiuslikkuse poolest maailmas üks esikohti.

§ 3. Teised happed.

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

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



Lämmastikhappe happejääk $-\text{NO}_3$ on ühevalentne.

Metallidega reageerib lämmastikhappe teisiti kui väävelhappe ja soolhappe. Näiteks eraldub tsingi reageerimisel väävelhappega vesiniku asemel teisi gaase, millede hulgas on ka pruun lämmastik-kahelishapend (NO_2).

Lämmastikhappe reageerib ka vase ja isegi hõbedaga, millesse ei toimi ei soolhappe ega lahjendatud väävelhappe. Sel puhul eralduvad lämmastikhapendid, kuna lahusesse jäävad vastavad lämmastikhapud soolad: lämmastikhapu vask [$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$] ja lämmastikhapu hõbe (AgNO_3). (Lämmastikhappe soolasid nimetatakse keemias ka nitraatideks, näiteks lämmastikhapu hõbe ehk hõbenitrat.) Kulla ja plaatinaga lämmastikhappe ei reageeri.

Lämmastikhappe abil on kerge eristada vasktooteid kuldese-meist. Tilk lämmastikhapet tekitab vaskesemele rohekaspruuni pleki. Seda ei teki, kui lämmastikhappe satub kuldeseemele. 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 kivi-sõe kuivdestillatsiooni saaduste töötlemisel lämmastik- ja väävelhappe seguga. Suitsuta püssirohu esimeseks valmistajaks Vene-

maal oli D. I. Mendelejev. Suure Isamaasõja ajal tarvitas Nõukogude Armeed ainult kodumaal toodetud lõhkeaineid ega tundnud puudust sõjavarustusest.

Rahu ajal kasutatakse enamikku lämmastikhappesest 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 soolhappelahusega, nad toimivad samuti lakmusesse ja reageerivad alustega.

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

§ 4. Hapete koostis ja üldised omadused.

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

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

Enamik happeid reageerib magneesiumiga, tsingiga 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, milles sisalduv vesinik võib ühineda aluste hüdroksüülrühmadega, moodustades vee.**

Mõnede hapete molekulid sisaldavad vaid ühte vesiniku aatomit, mis võib ühineda hüdroksüülrühmaga; näiteks soolhape (HCl), lämmastikhape (HNO₃). Selliseid happeid nimetatakse ühealuselisteks, sest et nende happejäägid —Cl, —NO₃ on ühevalentsed. Väävelhappe (H₂SO₄) molekulis on kaks hüdroksüülrühmadega ühinevat vesiniku aatomit. See hape on kahealuseline. Tema happejääk =SO₄ on kahevalentne.

C. HAPENDID.

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 (H₂O), ja gaasilisi, näiteks süsinik-

kahelishapend (CO_2), väävel-kahelishapend (SO_2). Mõned hapendid on värvuseeta, teised värvusega.

Hapendite keemilised omadused ilmuvad nende reageerimisel veega, alustega ja hapetega.

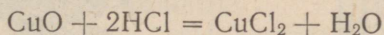
§ 1. Aluselised hapendid.

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

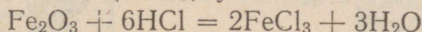
Kui kolvis olevasse lahjendatud soolhappesse puistata veidi pulbrikujulist vaskhapendit ja kolbi kergelt soojendada, siis võib varsti tähele panna lahuse värvuse muutumist rohekassiniseks. Samasugune värvus on ka kloorvase vesilahusel.

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

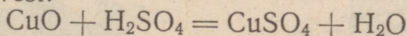
Selle tunnuse põhjal võib järeldada, et vaskhapendi ja soolhappe reageerimisel tekkis kloorvask. Teades, et vaskhapendi ja soolhappe üks reageerimissaadusi on kloorvask, on kerge kirjutada selle reaktsiooni võrrand:



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



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



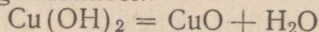
Vaskhapendi ja lämmastikhappe reageerimisel saadakse vesi ja lämmastikhapu vask.

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

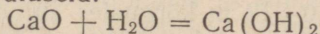
On aga hapendeid, mis alustega ei reageeri.

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:



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



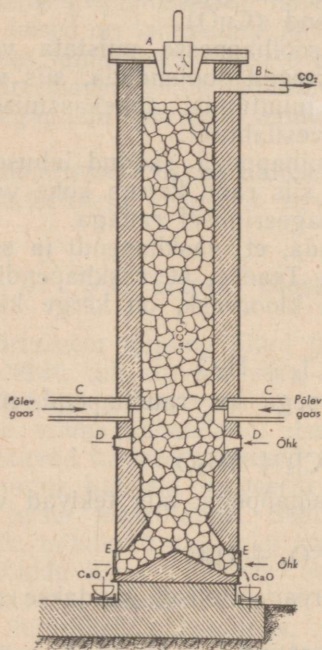
Kuid selliseid hapendeid on vähe, enamik aluselisi hapendeid ei ühine vahetult veega.

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

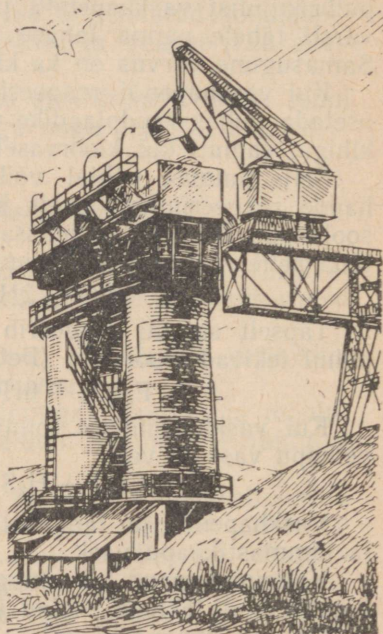
Raudhapend kuulub paljude maakide koostisse, milledest saadakse rauda.

Tehastes saadavatest aluselitest hapenditest eriti suure tähtsusega on kaltsiumhapend.

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

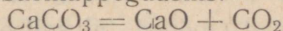


Joon. 62. Lubjapõletamisahju skeem: A — täiteava; B — süsihappegaasi väljumisava; C — küttegaasi sissevooluavad. Küttegaasi põlemiseks vajalik õhk juhitakse ahju avade D ja E kaudu. Lubi laaditakse ahjust ava E kaudu.



Joon. 63. Lubjapõletamisahju üldvaade.

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



Lubjapõletamise tehastes teostatakse seda reaktsiooni erilistes silindrikujulistes ja 10—12 m kõrgustes ahjudes (joon. 62 ja 63).

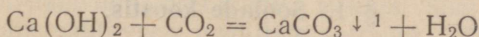
Lubja põletamisel kasutatakse kütusena koksi, mida laaditakse ahju koos lubjakiviga, või põlevaid gaase, mida külgtorude kaudu ahju juhitakse, nagu on näidatud joonisel 62.

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

§ 2. Happelised hapendid.

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

Antud juhul reageerib hapend leelisega ning tekivad sool ja vesi:



Hapendi analoogiline reageerimine leelisega toimub väävlisgaasi juhtimisel läbi sööbenaatriumi lahuse.

Selles võib veenduda järgmise katse puhul.

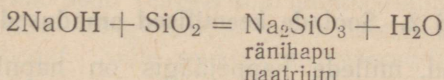
Valame silindrisse sööbenaatriumi lahust, millele lisame mõned tilgad mingisugust indikaatorit, näiteks fenoolftaleiinilahust, ja juhime läbi lahuse väävlisgaasi. Varsti kaob lahuse vabarnapunane värvus sarnaselt sellele, nagu see toimub leelise neutraliseerimisel happega. Saadud neutraalse lahuse väljaaurutamisel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

Järelikult on kõikide happeliste hapendite üldiseks omaduseks nende reageerimine leelistega.

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

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

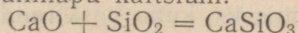
Kõik anhüdriidid ei ühine vahetult veega. Näiteks räni-kahelishapend (SiO_2) ei ühine veega, kuid tema sulatamisel leelistega saadakse ränihappe soola:



Happelistest hapenditest on looduses kõige enam levinud süsihappegaas (CO_2) ja räni-kahelishapend (SiO_2). Esimene esineb peamiselt atmosfääris ja etendab erakordselt tähtsat osa taime elus. Süsihappegaasi tarvitatakse tööstuses väga suurtes kogustes sooda (Na_2CO_3) saamiseks, suhkrutööstuses (suhkrupedi mahla 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:



mis moodustab tavalise klaasi ja silikaattellise peamise massi.

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

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.

D. SOOLAD.

§ 1. Soolade koostis.

Aluste, hapete ja hapendite tundmaõppimisel tutvusime mõningate soolade koostisega. Tuletame meelde nendest mõnede valemid ja nimetused: NaCl — kloornaatrium, Na_2SO_4 — väävelhappu naatrium, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ — lämmastikhapu kaltsium, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ — väävelhappu alumiinium.

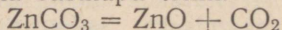
Valemitest selgub, et iga soolamolekul koosneb metalli aatomitest ja happejääkidest. Seejuures täheldatakse järgmist valentsireeglit: metalli aatomite valentside summa võrdub happejääkide valentside summaga. Ühevalentse metalli üks aatom ühineb ühe ühevalentse happejäägiga, näiteks NaNO_3 ; kahevalentse metalli aatomiga ühineb kaks ühevalentset happejääki, näiteks $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; ühe kahevalentse happejäägiga ühinevad ühevalentse metalli kaks aatomit, näiteks Na_2SO_4 .

Väävelhappu alumiiniumi [$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$] molekulis on kolmevalentse alumiiniumi kahe aatomi valentside summa kuus ning kahevalentse väävelhappe kolme happejäägi valentside summa on samuti kuus.

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

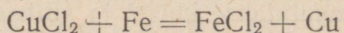
§ 2. Soolade keemilised omadused.

Mõned soolad, millede happejäägis on hapnikku, lagunevad kõrgel temperatuuril aluselisteks ja happelisteks hapenditeks. Selliste soolade hulka kuulub süsihappu kaltsium, mille lagunemisreaktsiooniga tutvusime aluseliste hapendite tundmaõppimisel. Samal viisil laguneb ka süsihappu tsink:

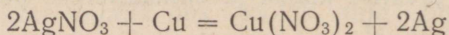


Peale lagunemisreaktsiooni on sooladele omane ka asendusreaktsioon.

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



Kui paigutada vasktraat lämmastikhappu hõbeda lahusesse, siis muutub lahus varsti siniseks, kuna vasktraadil tekivad pikad hõbekristallid. Sel juhul leiab aset hõbeda asendamine vasega:



Võib tuua palju näiteid sarnaste reaktsioonide kohta.

Järelikult vaba metalli aatomid võivad asendada lahustunud soola molekulide koostisse kuuluvat teist metalli.

Kuid mitte iga soolalahuse kokkupuude metalliga ei kutsu esile asendusreaktsiooni, s. t. mitte iga metall ei suuda lahustunud soola molekulist mistahes metalli välja tõrjuda.

Näiteks vase toimimisel kloorrauassee või kloornaatriumis ei esine raua või naatriumi asendumist vasega. Soolalahustes asenduvad ainult vähemaktiivsete metallide aatomid aktiivsemate metallide aatomitega. Metallide aktiivsuse tundmaõppimise alusel on kindlaks tehtud metallide suhteline aktiivsus. Keemilise aktiivsuse järgi reastuvad metallid järgmiselt:

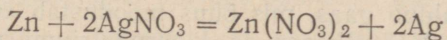
K, Na, Ca, Mg, Al, Zn, Fe, Sn, Pb, H, Cu, Ag, Au.

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 soolhappesega ega lahjendatud väävelhappesega.

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:



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 tsinkhapend ei reageeri selle soola lahusega.

§ 3. Vahetusreaktsioonid.

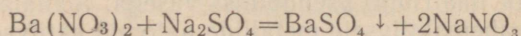
Kahe soola vaheline vahetusreaktsioon.

Käsitledes vabade metallide ja soolalahuste vahelisi asendusreaktsioone, tutvusime lahustuvatele sooladele väga tähtsa ühise keemilise omadusega.

Nüüd vaatame veel ühte reaktsiooni liiki, millest võtavad osa soolad.

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.

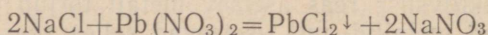
Toimus reaktsioon:



Vaadeldes seda võrrandit, on kerge tähele panna, et happejääk $=SO_4$ ja kaks happejääki $-NO_3$ vahetasid kohti. Toimus **vaetusreaktsioon**.

Vaatleme veel ühte näidet.

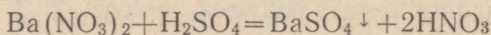
Segame kloornaatriumi ($NaCl$) ja lämmastikhapu seatina $[Pb(NO_3)_2]$ lahused. Eraldub kloorseatina ($PbCl_2$) valge sade:



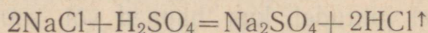
Ka sel juhul happejäägid $-Cl$ ja $-NO_3$ vahetasid kohti. Toimus vahetusreaktsioon, mille tagajärjel tekkisid kaks uut soola. Peame meeles, et mõlemal juhul üks reaktsiooni saadustest eraldub sademena, teine aga jääb lahusesse. Nad ei reageeri teineteisega ja nende segu saab eraldada filtreerimise abil.

b) Happe ja soola vaheline vahetusreaktsioon.

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



Kui kontsentreeritud väävelhappega toimida kuivasse keedu-soolasse, siis eraldub gaas, mis õhus moodustab «udu». See gaas on kloorvesinik. Väävelhappe ja kloornaatriumi vahel toimunud reaktsiooni võrrandit võib kirjutada järgmiselt:



Ka sel juhul toimus vahetusreaktsioon: happejäägid vahetasid kohti.

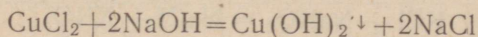
Happe ja soolade vahel toimunud mõlemate reaktsioonide võrdlemisel võime tähele panna, et kummagi reaktsiooni tagajärjel tekivad uus hape ja uus sool.

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

Meie poolt käsitletud reaktsioonid näitavad, et soola reagerimisel 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.

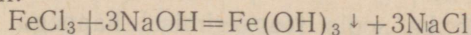
c) Leelise ja soola vaheline vahetusreaktsioon.

Tutvume nüüd vahetusreaktsioonidega, mis toimuvad soola ja aluse vahel. Selleks valame kloorvaselalahusesse sööbenaatriumilahust. Lahusest eraldub sinakashall vaskhüdrosüüdi $[\text{Cu}(\text{OH})_2]$ sade, kuna lahusesse jääb kloornaatrium. Toimus reaktsioon:



Selle reaktsiooni võrrandist nähtub, et kloorvase molekulis olevad kaks happejääki asendatakse kahe hüdrosüülrühmaga.

Sööbenaatriumi reageerimisel kloorraua (FeCl_3) lahusega toimuks reaktsioon:



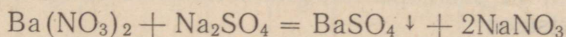
Mõlemal juhul toimub soola reageerimisel leelisega happejääkide ja hüdrosüülrühmade metalli aatomite vahetus.

Seejuures eraldub sademesse lahustumatu alus.

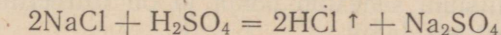
§ 4. Kuidas saab ette näha vahetusreaktsiooni tulemust.

Esialgne tutvumine vahetusreaktsiooni kolme liigiga võimaldab teha järgmisi järeldusi:

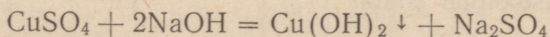
1. Kahe soola lahuse reageerimisel võivad tekkida kaks uut soola:



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



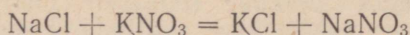
3. Soola reageerimisel alusega saadakse uus alus ja uus sool:



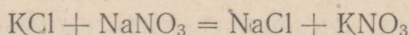
Teades reageerivate soolade, hapete ja aluste koostist ning teades, kuidas nad teineteisega peavad reageerima, on võimalik ette näha reaktsiooni tulemust. Ja vastupidi, kui on tarvis saada mingit soola, hapet või alust, tuleb valida kaks sellist ainet, et nende reageerimise tagajärjel tekiks otsitud 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 eralduvad reaktsioonisaadused teineteisest ja ei reageerinud omavahel.

Midagi muud toimub lämmastikhapu naatriumi lahuse ja kloornaatriumi lahuse segamisel. Sel juhul ei täheldata reaktsiooni nähtavaid tunnuseid: ei eraldu gaase, ei teki sadet, ei muutu lahuse värvus.

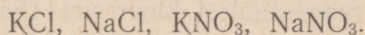
Et seda mõista, kirjutame arvatava reaktsiooni võrrandi:



Selle reaktsiooni saadused KCl ja NaNO₃ on vees lahustuvad ained, nad ei eraldu teineteisest ja võivad omavahel reageerida järgmise reaktsiooni võrrandi kohaselt:



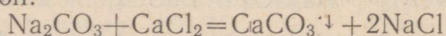
Järelikult kloornaatriumi ja lämmastikhapu kaaliumi lahuste segamise tagajärjel on lahuses neli lahustuvat soola:



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 (CaCO₃). Lahustuvuse tabelist nähtub, et kloorkaltsium (CaCl₂) ja süsihapu naatrium (Na₂CO₃) on vees lahustuvad, süsihapu kaltsium (CaCO₃) aga mitte. Järelikult tuleb valmistada kloorkaltsiumi ja süsihapu naatriumi lahuseid ning segada neid. Toimub reaktsioon:



Süsihapu kaltsium sadestub põhja ja on filtreerimisega kloornaatriumilahusest eraldatav.

Tuleb pidada meeles, 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 element. Solikamskis suurtes kogus-

Tabel aluste ja soolade lahustuvuse kohta vees.

Happe nimetus ja valem	Hüdroksüül- rühm ja happejääk	I	I	II	II	III	III	III	III	II	II	II	I	II	II	II	II	II
		K	Na	Ba	Ca	Mg	Al	Cr	Fe	Fe	Mn	Zn	Ag	Hg	Cu	Pb		
	— OH	I	I	I	VI	VI	e	e	e	e	e	e	—	—	e	e		
Soolhape	— Cl	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	e	I	I	VI		
Väevlishape	== SO ₃	I	I	e	e	e	—	—	e	e	e	e	e	e	e	e		
Väevelhape	== SO ₄	I	I	e	VI	I	I	I	I	I	I	I	VI	I	I	e		
Fosforhape	≡ PO ₄	I	I	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e		
Süsihape	== CO ₃	I	I	e	e	e	—	—	e	e	e	e	e	e	e	e		
Ränihape	== SiO ₃	I	I	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	—	e	e		
Lämmastikhape	— NO ₃	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I	I		

Rooma numbrid tähistavad metalli valentsi.
 Happejäägi (hüdroksüülrühma) ees seisev kriips tähistab happejäägi (hüdroksüülrühma) valentsi. Täht «I» tähendab lahustuvat ühendit, «VI» — raskesti lahustuvat ja «e» lahustumatut ühendit.

tes 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 $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ nimetatakse glaubrisoolaks ehk mirabüliidiks. Seda soola leidub suurtes kogustes lahustunud 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 suurtes kogustes uhutakse lainete poolt kaldale. Siin kogutakse teda ja veetakse kaldast kaugemale, et lahe soojad veed teda suvel uuesti ei lahustaks.

Glaubrisoola tarvitatakse klaasi valmistamisel. Väheemas ulatuses kasutatakse teda arstimate valmistamisel.

Mineraali koostisega $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ nimetatakse kipsiks. Kipsi leidub looduses väga laialdaselt. Väga suured kipsilademed on Donbassis.

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

Arstiteaduses kasutatakse põletatud kipsi luumurdude puhul murrukohtade lahasesse panekuks.

Kunstlikult tehastes saadavatest väävelhappe sooladest tuleb nimetada rauavitrioli ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) (rohelised kristallid) ja vasevitrioli ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) (sinised kristallid). Mõlemaid soolaid saadakse vastavate metallide jäätmete töötlemisel väävelhappega. Neid kasutatakse peamiselt võitluseks taimekahjurite ja -haigustega.

3. Lämmastikhappe soolad.

Lämmastikhappe sooladest on suurima praktilise tähtsusega lämmastikhapu naatrium (NaNO_3), lämmastikhapu kaalium (KNO_3) ja lämmastikhapu kaltsium [$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$]. Neid soolaid 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).

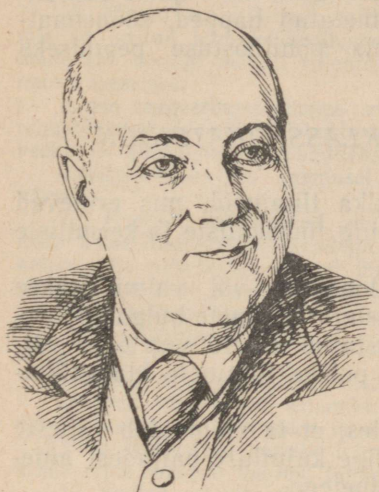
Lämmastikhaput hõbedat (AgNO_3) tarvitatakse arstiteaduses (põrgukivi).

4. Mineraalväetised.

Mineraalväetisena on põllumajanduses suur tähtsus fosforhappe (H_3PO_4) sooladel. Fosforhapu kaltsium [$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$] 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 küllaldaselt määral vahenditult omastada isegi siis, kui ta on hästi peenestatud (fosforiidijahu). Seepärast muudetakse fosforiidid ja apatiidid keemiatööstuses paremini lahustuvateks sooladeks. Väävelhappe toimel saadakse neist superfosfaati, mis sisaldab hästi lahustuvat fosforhappesoola $Ca(H_2PO_4)_2$. Superfosfaati tarvitatakse laialdaselt puuvillapõsaste, 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, kaalisoolasid.

Mineraalväetiste tööstuse arengutempode üle võib otsustada järgmiste näitajate põhjal: mineraalväetisetehaste toodang on sõjajärgsel viisaastakul kasvanud sõjaeelse tasemega võrreldes kahekordseks. Viiendal viisaastakul on ette nähtud suurendada mineraalväetiste toodangut veel ligi kaks korda. (Aastal 1955 suureneb nende toodang võrreldes 1950. a. toodanguga 88% võrra.)

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

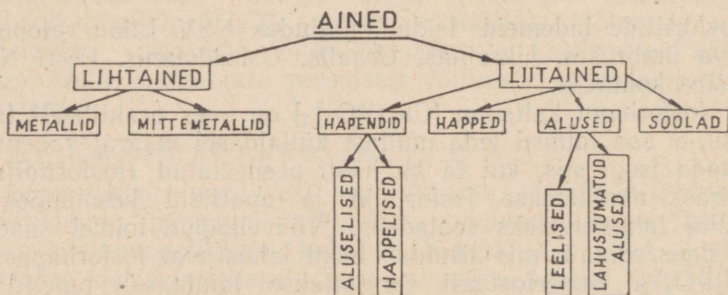
E. ANORGAANILISTE AINETE KLASSIFIKATSIOON.

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 iga ainete klassi lühikese iseloomustuse. Selles sõnastame definitsioonid, märgime ära molekulide koostise, mõnel juhul ka nende ehituse, ning loetleme üht või teist ainete klassi iseloomustavad tähtsamad omadused.

a) Metallid on keemilised elemendid, mille hapendite 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 koostisse.

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

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

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

Hapendeid, mis annavad alustega reageerides soola ja vee, 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 vees ja aluselisteks hapenditeks. Lahustuvaid aluseid nimetatakse leelisteks.

Leeliselahuses on lakmusel sinine, fenoolftaleiinil aga vabarnapunane 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 aluselistes hapenditega, andes soolaseid 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 värvusetu.

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 lahustub 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 teiste aluselistes hapenditega.

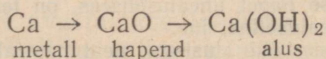
Kui me mingisugust hapendit uurides leidsime, et ta reageerib teatud happega, siis võib katseid korraldamata viidata tema ühte-

dele või teistele keemilistele omadustele, mis on omased aluseliste hapenditele, võib õigesti kirjutada selle hapendi reageerimisel teiste hapenditega ja happe anhüdriididega toimuvate reaktsioonide võrrandid.

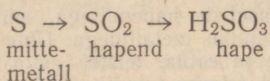
F. HAPENDITE, HAPETE, ALUSTE JA SOOLADE VAHELISED REAKTSIOONID.

Eespool toodud näidetest nähtub, kuivõrd tähtis on keemia valutamisel ühte või teise klassi kuuluvate ainete ühiste omaduste tundmine. Mitte väiksema tähtsusega pole ka liht- ja liitainete vahelise seose tundmine. Vaatleme seda kahe elemendi — metalli kaltsiumi ja mittemetalli väävli näite varal.

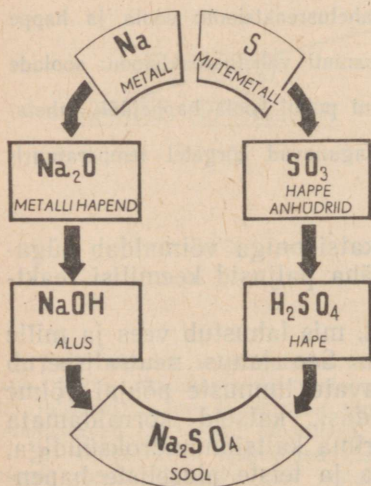
Kaltsiumi ühinemisel hapnikuga tekib kaltsiumhapend (CaO), mis omakorda võib veega ühinedes anda leelise Ca(OH)_2 . Nende reaktsioonide järjestikkust võib skemaatiliselt kujutada järgmiselt:



Sama skeemi võib tuua ka mittemetalli väävli kohta:



Et alus reageerib happega ja seejuures moodustab soola, siis saab mõlemaid skeeme liita üheks, nagu see on kujutatud joonisel 64.



Joon. 64. Elementide, hapendite, aluste, hapete ja soolade vahelise seose skeem.

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 soolasisid.

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 element fosfor on mittemetall.

Niisiis 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 keemialaboratoriumides 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.

KOKKUVÖTE.

Mõned keemiatööstuse harud tekkisid juba väga vana ajal: 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 kesk-aegete lõõtsahjudega, milledes toodeti metalli.

Samasugust mõju on keemia avaldanud ka teiste keemiatööstuste täiustamisele. Keemia arengu tõttu on tekkinud palju uusi tööstusi, nagu kunstlike värvainete tootmise, plastmasside jt. tööstused.

Ikka sagedamini asendub materjalide mehaaniline töötlemine keemiliselega.

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 soojusjõumasinate kasutatakse energiat, mis vabaneb hapnikku ja vesinikku sisaldavate ainete hapendumisreaktsioonidel.

Nüüdisaja keemia on koos füüsikaga jõudnud üsna lähedale aatomite lagunemisel vabaneva energia (aatomenergia) 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 soodsad tingimused teaduslikeks töödeks. Meie teadlased-keemikud sammuvad paljudel teaduslikel aladel kaugel ees välismaa teadlastest. Nii näi-

teks said nõukogude teadlased esimestena maailmas tööstuslikus ulatuses kunstlikku kautšukit. Vene teadlased lõid teaduse naftast, metallide ehitusest ja palju muud.

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 mitmet metallide 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 neutraliseerimisreaktsiooniks?
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 (kaltsiumhüdrosüüdi)?

4. Kirjutage võrrandid järgmiste aluste lagunemisreaktsioonide kohta: a) tsinkhüdrosüüd, b) alumiiniumhüdrosüüd.

5. Kirjutage reaktsiooni võrrandid soolhappe reageerimise kohta: a) kaltsiumiga, b) kaltsiumhapendiga, c) kaltsiumhüdrosüüdiga.

6. Mitu grammi kloormagneesiumi tekib soolhappe reageerimisel: a) 4,8 g magneesiumiga, b) 8 g magneesiumoksüüdiga, e) 14,5 g magneesiumhüdrosüüdiga?

7. Mitu grammi väävelhapet ja tsinki peab reageerima, et reaktsioonil eralduks 4 g vesinikku?

8. Minge metalli hüdrosüüdi ja mingi happe reageerimisel tekkis sool $Mg(NO_3)_2$. Kirjutage selle reaktsiooni võrrand.

9. Missugused alused peavad reageerima lämmastikhappega, et tekiks järgmised valemitega tähistatud soolad: a) $Cu(NO_3)_2$, b) $Fe(NO_3)_2$, c) KNO_3 . Kirjutage nende reaktsioonide võrrandid.

10. Kirjutage võrrandid neutraliseerimisreaktsioonide 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. Kumbas 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 soolaid: 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 ?

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, reageeruvad 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.

(Juhised õpilastele laboratoorseteks töödeks.)

Ettevaatusabinõusid laboratoorsetel töödel.

Laboratoorsete tööde puhul tuleb olla eriti ettevaatlik ja tähelepanelik seadiste ning ainete käsitlemisel.

Ärge maitske mistahes 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 ei voolaks välja; ärge puhuge leeki, kui tahate piirituslampi kustutada, katke selleks taht kattega! Ärge süüdake piirituslampi otsekohe teiselt, kasutage selleks tuletikket!

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 rõngaga ja asbestvõrguga, piirituslamp, leht filterpaberit, klaas või kolb puhta veega, mensuur (mõõtklaas), puhastamata keedusool, puhastatud keedusool.

Töö eesmärk: 1) tutvumine ainetõ puhastamisega ümberkristalliseerimise teel; 2) lihtsa paberist filtri valmistamine; selle abil filtreerimine; tahkete ainete eraldamine väljaurutamise 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.

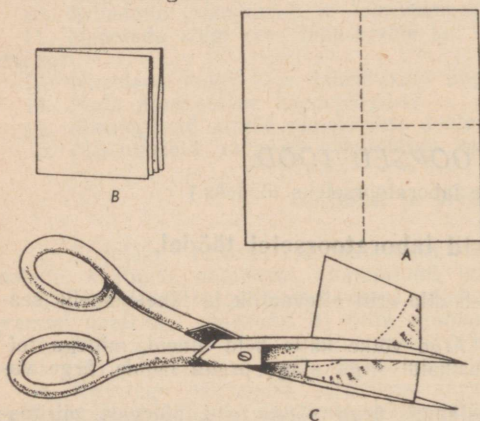
2. Puhastamata soola lahustamine.

a) Puistata klaasi teelusikatäis puhastamata keedusoola, valada mensuuri 50 ml vett ja lisada see soolaga klaasi, klaaspulgakesega hästi läbi segada.

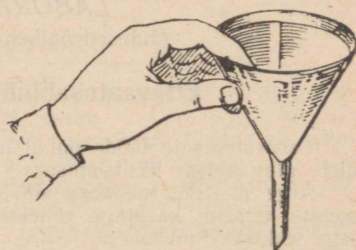
b) Tähele panna lahuse sogaseks muutumist.

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 lehrisse, nurgaga allapoole, suruda ta vastu lehtrit ning murda väljaulatuv osa lehtri ääre järgi, niiviisi ära märkides, 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 lehrisse, 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.

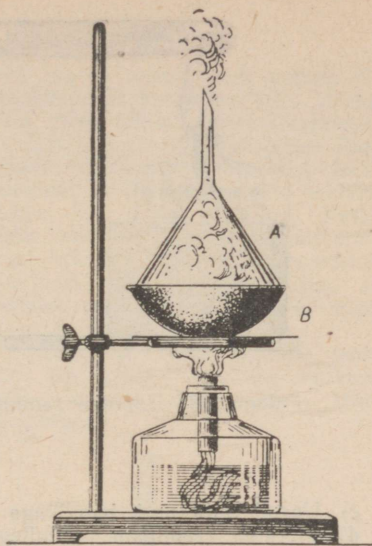
5. Lahuse aurustamine.

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 pritsuks keemisel.

6. Lahuse kuivaksaurutamine.

Kui lahusest on vaja eemaldada kogu vesi, kaetakse kausike kummuli keeratud lehriga (joon. 67), et takistada vedeliku pritsumist ja scolakadu; jätkata kausikeses oleva lahuse soojendamist kuni vee täieliku aurustumiseni.



Joon. 67. Soolalahuse kuivaksaurutamine:
A — klaaslehter; B — portselankauss.

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 $\frac{1}{3}$ 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.

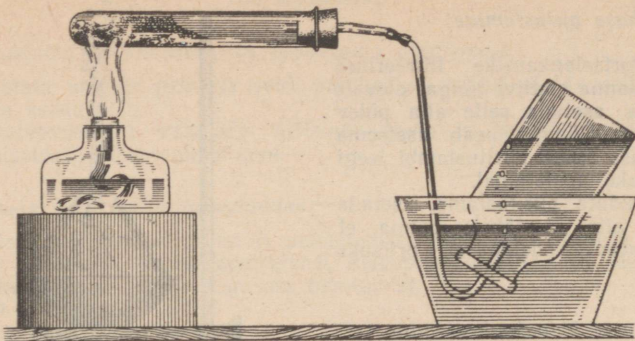
d) Katse algul väljub torukesest a õhk. Umbes minuti pärast juhtida toru veega täidetud klaaspurki ja jätkata katseklaasi soojendamist, kuni peaaegu kõik vesi on purgist hapniku poolt välja tõrjutud.

e) Pärast seda eemaldada toru a, katta purk vee all pappsõõriga, võtta veest välja ja asetada lauale suudmega 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 järgneva katseks.

b) Põletada väävli hapnikus. Panna raudlusikasse veidi väävli, süüdata see piirituslambi leegil ja viia hapnikupurki. Võrrelda väävli leeki tema põlemisel õhus ja hapnikus. Kirjutada vihikusse, kumb põlemistest oli ergem. Tähistada keemiliste märkidega ja valemitega väävel, hapnik ja väävliugaas.



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 kokkuvõtte hapniku keemilistest omadustest.

3. töö. Vesiniku saamine ja tema omaduste tundmaõppimine.

Valmis panna: seadis vesiniku saamiseks (joon. 69), katseklaas, kõver klaastoru, 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 tsingitükikesed (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, suudmega 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 värvusetu. Katta põleva vesiniku leek kuiva klaaslehtiga 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 ei puutuks kokku tsingiga.

Joonistada seadis, lühidalt kirjeldada teostatud katset.

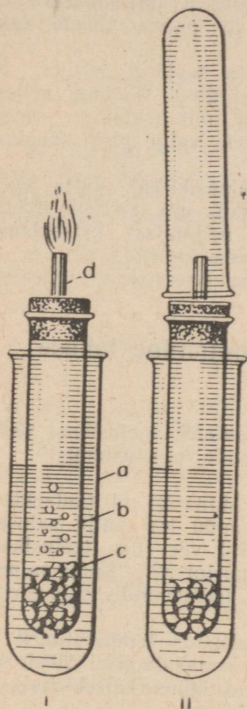
Kirjutada reaktsiooni võrrand vesiniku põlemise kohta.

2. Vesinik — taandaja.

a) Koostada seadis, nagu on kujutatud joonisel 70.

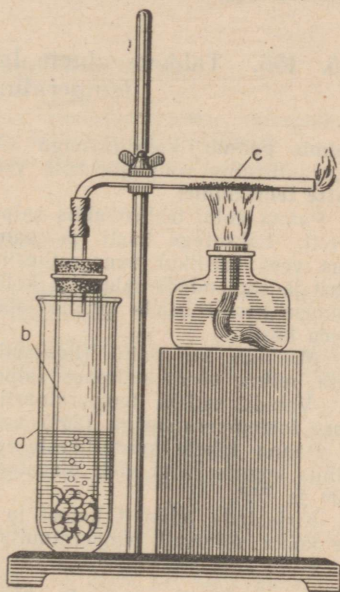
Puistata torusse *c* õhukese kihina veidi musta vaskhapendi pulbrit. Valmistada ette piirituslamp torus *c* oleva vaskhapendi kuumutamiseks. Asetada katseklaas *b* happega katseklaasi *a*. Oodata mõni sekund, kuni katseklaas *b* on täitunud vesinikuõõga, kuumutada toru *c* kohal, kus on vaskhapend. Panna 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 selles 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: 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.

Töö teostamine.

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 $\frac{1}{4}$ selle mahust destilleeritud vett. Panna tähele esimeses katseklaasis oleva vedeliku värvust. Loksutada teise katseklaasi sisu ja panna tähele tanke salpetri koguse 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, salpetri purk, piirituslamp.

Katse teostamine:

1. Panna kolbi teelusikatäis salpetrit ja valada sinna 20 ml (katseklaasitäis) vett. Loksutage hästi ja pange tähele, ligikaudu kui palju salpetrit lahustub vees harilikul temperatuuril. Lisada seejärel veel üks teelusikatäis salpetrit ja soojendada lahusega kolb kuni temperatuurini 50°. Kogu salpetri lahustumise korral lisada kuumat lahusesse veel üks teelusikatäis salpetrit ja loksutada hästi.

2. Märkida, kui palju (ligikaudu) salpetrit lahustub temperatuuril 50°. Määrata, mitme võrra suurenes salpetri lahustuvus soojendamisel 20°-lt kuni 50°-ni. Valada selleks temperatuuril 50° küllastunud lahus katseklaasi, asetada see toatemperatuuriga (20°) vett sisaldavasse klaasi.

3. Panna tähele kristallikeste eraldumist. Lahuse jahtumisel eraldunud kristallide koguse järgi võib otsustada salpetri lahustuvuse üle temperatuuridel 20° ja 50°.

4. Kirjeldada lühidalt katset ja teha järeldus salpetri lahustuvuse muutumise kohta sõltuvalt temperatuurist.

6. töö. Alused.

Valmis panna: kolm katseklaasi, milledest esimeses on sööbenaatrium, teises kustutatud lubi, kolmandas vaskhüdrosüüd; kolb veega, lakmus- ja fenoolftaleiinipaber, klaastoru ja klaasplaat.

Töö eesmärk: 1) tutvumine leeliste ja lahustumatute aluste omadustega; 2) leeliste kindlakstegemine teiste lahuste hulgas.

1. Sööbenaatriumi (NaOH) omadused.

a) Välimus. Katseklaasis nr. 1 on sööbenaatrium; vaadelda teda ja kirjeldada lühidalt tema välimust.

b) Sööbenaatriumi lahustuvus vees. 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. Vaskhüdrosüüdi $[Cu(OH)_2]$ omadused.

a) Välimus. Katseklaasis nr. 3 on vaskhüdrosüüd. Vaadelda seda ainet ja kirjeldada lühidalt tema välimust.

b) Keemiline koostis. Teostada vaskhüdrosüüdi lagunemisreaktsioon. Viia klaastoruga selleks veidi vaskhüdrosüüdi valgest plekist ribal piirituslambi leeki. Plaadil ilmuv tume plekk on vaskhapend. Kirjutada vaskhüdrosüüdi lagunemisreaktsiooni võrrand.

4. *Olesanne*. 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 $\frac{1}{4}$ tema mahust vett. Viia veega katseklaasi klaastoru abil mõni tilk soolhapet. Panna tähele soolhappe lahustuvust vees.

3. *Soolhappe toime lakmusesse ja fenoolftaleiinisse*. Viia tilk soolhappelahusest sinisele lakmuspaberile ja fenoolftaleiiniga immutatud paberile. Panna tähele lakmuse värvuse muutumist happe toimel. Kas fenoolftaleiini värvus muutus?

4. *Happe toime tsingisse*. Paigutada tsingitükike happelahusega katseklaasi. Vaadelda gaasi eraldumist. Süüdata eralduv gaas. Kirjutada võrrand happe ja tsingi reageerimise kohta, teades, et tsink on kahevalentne.

5. Leelise toime happes (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 happega kaussi, kuni lakmus muutub lillaks (või nõrga vabarnapunase värvuse ilmumiseni, kui happele oli lisatud fenoolftaleiini). Enne sööbenaatriumi tilgavõtmist tuleb klaastoru iga kord puhtas vees loputada.

c) Saadud neutraalne lahus aurustada. Võrrelda väljaaurutamisel saadud jääki kuiva keedusoolaga.

d) Kirjeldada katset ja kirjutada reaktsiooni võrrand.

Olesanne. Kolmes katseklaasis on esimeses vesi, teises leeliselahus ja kolmandas happelahus. Määrata, missuguses katseklaasis on hape ja missuguses leelis. Kuidas tegite seda kindlaks?

8. töö. Väävelhappe omadused.

Valmis panna: pudel kontsentreeritud väävelhappega, pudel sööbenaatriumi-lahusega, 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 nendes indikaatoritesse.

4. Lahjendatud väävelhappe toime metallidesse.

a) Valada katseklaasi kuni $\frac{1}{3}$ 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 väävelhappe reageerib vasega?

Ülesanne. On antud kaks katseklaasi naatriumkloriidi- ja väävelhappelahusega ning tükike tsinki. Määrata, kummas katseklaasis on väävelhappe.

9. töö. Hapendid.

Valmis panna: vaskhapend, 25%-line väävelhappelahus, vaskhüdrosüüd, 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 letrisse ning paigutada filtraadi vastuvõtmiseks klaas või kauss leetri 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. Hoppelised hapendid (happe anhüdriidid).

a) Valmis panna seadis süsihappegaasi saamiseks. Kasutada selleks üht vesiniku saamise seadistest (vt. joon. 70). 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 asbest-võrguga, klaaspulk.

Töö eesmärk: 1) tutvumine soolade keemiliste omadustega, nende asendus- ja vahetusreaktsioonidega; 2) tutvumine keemia-alaste küsimuste katsetise lahendamisega.

1. *Vase asendamine rauaga väävelhappes.* Seda reaktsiooni käsitleti keemia esimestes tundides. Nüüd tuleb seda katset toimetada selliselt, et mõlemad reaktsioonisaadusi, niihästi puhast vaske kui ka väävelhaput rauda, saadakse eraldi.

a) Valada portselankaussi 50 ml küllastunud väävelhappu vase (CuSO_4) lahust. Kaaluda apteegi või tehnilistel kaaludel 3 g rauapuru¹ ja puistata väävelhappu vase lahusega kaussi.

b) Soojendada raua ja väävelhappu vase reageerivat segu ligi 10 minutit, vahetevahel segades. Valmistada samal ajal paberfilter, asetada see lehtrisse ja kõik filtreerimiseks ette valmistada.

c) Valada kuum väävelhappu raua (FeSO_4) lahust, 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) Väävelhappu raua lahust aurutada kuni poole mahuni, seejärel jahutada. Panna tähele rauavitrioli ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) kristallide eraldumist.

f) Valada ära vasepulbril olev lahust, 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 väävelhappu 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. Puh- tad ainete segud. § 4. Ainete puhastamine. § 5. Aine molekulaarne ehitus. § 6. Ainete erinevad füüsikalised olekud molekulaarhüpoteesi seisukohalt. § 7. Puh- tad 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. Uhinemisreaktsioon. § 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, happendid ja soolad.	
A. Alused.	
§ 1. Sööbenaatrium ja sööbekaalium. § 2. Sööbekaltsium. § 3. Leeliste koostis ja üldised omadused. § 4. Lahustumatud alused	71

B. Happed.

§ 1. Soolhape. § 2. Väävelhape. § 3. Teised happed. § 4. Hapete koostis ja üldised omadused	74
---	----

C. Hapendid.

§ 1. Aluselised hapendid. § 2. Happelised hapendid	80
--	----

D. 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
--	----

E. Anorgaaniliste ainete klassifikatsioon	92
---	----

F. Hapendite, hapete, aluste ja soolade vahelised reaktsioonid	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 lahuse 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

Toimetaja J. Metsar

Tehniline toimetaja A. Sepp

Korrektorid S. Aron ja M. Amon

Ladumisele antud 29. V 1954.
Trükkimisele antud 9. VII 1954.
Paber 60×92 sm, ¹/₁₆. Trükiarv
12 000. Trükipoognaid 6,75. Ar-
vutuspoognaid 7,21. Tellimise
nr. 1846. MB-11597. Trükikoda
«Ühiselu», Tallinn, Pikk tän. 40/42

На эстонском языке

Hind rbl. 1.45

6—6

Rbl. 1.45

A-20112

TÜ RAAMATUKOGU



1 0300 00381316 1