

KARL PRINKMAN

KEEMIA

IX KLASSILE



RK

„PEDAGOOGILINE KIRJANDUS“

ARH A-17915

Sundeksempel

KARL PRINKMAN

KEEMIA

IX KLASSILE

RK

„PEDAGOOGILINE KIRJANDUS“

TALLINN 1949

Eesti NSV Haridusministeeriumi poolt kinnitatud.



15010

A-17915

ARHIIVKOGU

Esimene peatükk.

HAPNIK JA VÄÄVEL.

Hapnik — *Oxygenium*.

Keemiline sümbol O; aatomkaal 16.

Hapniku allotroopia.

Element hapnik looduses esineb vabas olekus kahe lihtaine — tavalise hapniku ja osooni näol. Tavalise hapniku molekul koosneb kahest hapniku aatomist — O_2 , kuna osooni molekul koosneb kolmest aatomist — O_3 . Nii tavaline hapnik — O_2 kui ka osoon — O_3 on ühe ja sama elemendi hapniku teisendid. Nad erinevad üksteisest mitte ainult nende molekule moodustavate aatomite arvu poolest, vaid ka neid iseloomustavate omaduste poolest.

Nähtust, mis seisab selles, et üks ja sama element võib moodustada mitu lihtainet, nimetatakse allotroopiaks. Allotroopia on tuletatud kreekakeelseist sõnadest „*allos*“ — teine ja „*tropos*“ — liik.

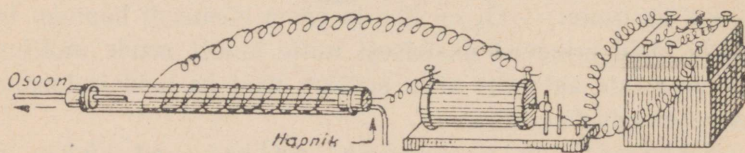
Seega moodustab element hapnik kaks allotroopilist teisen-dit, mis on võimalik tema aatomi omaduse tõttu ühineda erineva aatomite arvuga molekulideks.

Siin, nagu igal pool looduses, käib kvantitatiivsete muudatustega kaasas samaaegselt ka kvalitatiivsete omaduste muutumine. Ja tõepoolest, molekul ei ole mitte lihtsalt teda moo-

dustavate aatomite kogumik, molekulide omadused erinevad järsult teda moodustavate aatomite omadustest, hapniku ja osooni näidete varal näeme, et molekuli koguselise (kvantitatiivse) koostise muutumine põhjustab ka aine omaduste (kvalitatiivset) muutumist. Selle seaduse õigsust kinnitab kogu keemia ainek, ja seepärast võib „keemiat nimetada kehade kvantitatiivse koostise muutuste tagajärjel toimuvate kvalitatiivsete muutuste teaduseks“ (F. Engels).

Osoon O_3 .

Igaüks, kes on seisnud töötavate elektrimasinate läheduses või kellel on olnud tegemist sädeinduktoriga, teab, et elektrisädemete läbimisel õhust tuntakse masinate läheduses iseloomulikku värskendavat lõhna, mis edaspidi muutub teravamaks. Selle nähtuse-tundmaõppimisel selgus, et lõhna põhjuseks on õhu hapnikuga toimuvad muutused.



Joonis 1. Lihtne osonaator hapniku või õhu osoneerimiseks.

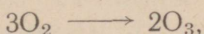
Muutunud õhu hapniku omaduste üksikasjalikum uurimine näitab, et tekkinud uus aine on hoopis uute omadustega. Saadud ainet nimetati osooniks (kreekakeelsest sõnast „lõhnav“).

Laboratoorselt saadakse osooni hapnikust elektri vaikse lahenduse toimetel osonaatoriks nimetatud seadmes.

Laboratooriumis võib kasutada (joon. 1) kujutatud lihtsat osonaatorit.

Läbi avara klaastoru puhutakse pidev õhu- või hapnikuvool. Induktorist tulev vahelduvvool läbib klaastoru välispinna ümber mähitud traadi ja väljub toru sisemuses asuva varda kaudu; läbi toru seinte ja õhu toimub elektri vaikne lahendus, mida võib pimedas täheldada torus tekkiva violetse valguse tõttu. Osooni tekkimine tehakse kindlaks lõhna järgi.

Osooni tekkimine toimub järgmise võrrandi põhjal:



kusjuures kolmest ruumalast hapnikust saadakse kaks ruumala osooni.

Looduses tekib osooni õhus vähesel määral äikese ajal. Suuremate veehulkade kiirel aurustumisel päikesekiirte toimel tekib õhus teatud hulk osooni, näiteks on väljas kuivatatud pesul osooni värskendav lõhn. Edasi tekib väikesel määral osooni vaiguste ainete hapendumisel, millega ongi seletatav osooni olemasolu okaspuumetsades ja okaspuumetsade värskendav lõhn.

Hapniku ja osooni füüsilised omadused.

1. Hapniku omadused. Oma füüsiliste omaduste poolest on hapnik värvusetu, lõhnata ja maitseta gaas. Ta on õhust veidi raskem: normaalseil tingimustel kaalub 1 liiter hapnikku 1,43 g, kuna 1 liiter õhku kaalub 1,29 g. Temperatuuril -183° ja hariliku rõhu tingimustes muutub hapnik hästi voolavaks helesiniseks vedelikuks, mis temperatuuril $-218,8^{\circ}$ tardub kahvatusiniseks lumetaoliseks massiks. Hapnik lahustub vees, kuigi väikestes hulkades; 100 ruumalas vees lahustub 0° juures 4,9 ja 20° juures 3,1 ruumala hapnikku.

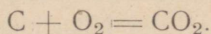
2. Osooni omadused. Hapnikust erinevalt on osoon sinaka värvusega ja iseloomustava värskendava lõhnaga gaas. Ta on hapnikust 1,5 korda ja õhust 1,66 korda

raskem; normaalseil tingimustel kaalub 1 liiter osooni 2,15 g. Temperatuuril -112° muutub osoon siniseks vedelikuks, mis kergesti plahvatab. Osooni lahustuvus vees on märksa suurem kui hapnikul: temperatuuril 0° lahustub 100 ruumalas vees 49 ruumala osooni.

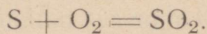
Hapniku ja osooni keemilised omadused.

1. H a p n i k u o m a d u s e d. Hapnik on tüüpiline kahevalentne element. Kõigis oma ühendites on hapnik alati kahevalentne. Üheks hapniku kõige iseloomulikumaks omaduseks on tema võime ühineda paljude elementidega, eraldades seejuures soojust ja valgust. Nagu teada, nimetatakse seda protsessi põlemiseks. Seega osutub hapniku tähtsaimaks omaduseks tema võime hoida alal mitmesuguste ainete põlemist. Hapnikusse asetatud hõõguv pird süttib ja põleb ereda leegiga. See on hapniku iseloomustavaks tunnuseks.

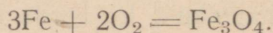
Põlemine puhtas hapnikus toimub palju energilisemalt kui õhus. Seda on võimalik tõestada katsetega. Selleks täidame mõningad klaaspurgid hapnikuga ja toimetame nendes ainete põletamist: 1) Hõõguv sötükike asetatuna hapnikusse kuumeleb veel rohkem ja põleb leegita. Põlemissaaduseks on süsihappegaas:



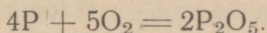
2) Väävel põleb hapnikus ereda sinakas-lilla leegiga. Sel puhul tekib terava lõhnaga väävlishapend:



3) Terastraat, mis on süüdatud hõõguva söe abil, põleb heledalt sädemeid pildudes, kusjuures tekib üks raua hapendeid — Fe_3O_4 :



4) Fosfor põleb hapnikus pimestavalt valge leegiga, tekitades valget tahket suitsutaolist ainet — fosforhapendit:



Peale nende põleb hapnikus veel palju teisi aineid. Mitmesuguste ainete hapnikus põlemisel tekkivaid saadusi nimetatakse hapenditeks ehk oksüüdideks.

Ülaltoodust selgub, et hapnik on väga tugevate hapendavate omadustega. Ühinemisreaktsiooni hapnikuga nimetatakse hapendumiseks ehk oksüdeerimiseks.

Hapniku põhiliseks keemiliseks omaduseks on tema järsult avalduv võime ühineda teiste ainetega, s. o. hapendada.

Looduses määratus ulatuses toimuvad hapendumisprotsessid teostuvad mitte ainult kiire põlemise, s. o. tunduva soojushulga ja valguse eraldumise saatel, vaid ka aeglase põlemise näol. Aeglase hapendumise protsessid on: hingamine, mädanemine, kõdunemine, metallide roostetumine.

Hingamine on organismides toimuv aeglane hapendumine, millega käib kaasas soojuse eraldumine, mida vajatakse elava organismi keha temperatuuri alalhoidmiseks. Hapendumissaadustena eralduvad hingamisel CO_2 ja H_2O .

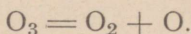
Mädanemine ja kõdunemine. Hapniku ja mikroobide toimel toimuva loomade ja taimede jäänuste mädanemise ja kõdunemisega käib samuti kaasas hapendumine, s. o. mädanevate ja kõdunevate ainete ühinemine hapnikuga. Peale hapendumissaaduste eraldub nende protsesside puhul samuti soojus. Pinnases, sõnnikulavades, heinakuhilates, viljasalvedes jne. kuumenevad ained tihti nii tugevasti, et nad iseenesest põlema süttivad. Samuti süttivad seistes õlised kaltsud ja kivisüsi ladudes, mis seletub nende ainete hapendumisega.

Metallide roostetumine on samuti hapendumiseprotsess, millel on tehnikas tohtu suur, kuigi negatiivne

tähtsus. Roostetumise tõttu kaotab inimkond määratud hulki metalle.

2. Osooni omadused. Hapnikuga võrreldes on osoonil palju suurem hapendamisvõime, ta purustab orgaanilisi aineid, surmab mikroobe, valastab (= pleegitab) värvaineid, hapendab paljusid metalle (hõbe, seatina). Valgustusgaas, tärpentiin ja fosfor süttivad osoonis iseenesest.

Osooni järsult avalduvad hapendavad omadused on seletatavad sellega, et osooni molekulid on juba harilikes tingimustes ebapüsivad ja lagunevad kergesti, kusjuures tekib atomaarne hapnik järgmise võrrandi kohaselt:



Tekkimise momendil eralduval atomaarsel hapnikul on eriti tugev hapendav toime, mis ongi hapendamise protsesside põhjustajaks.

Osoon on mürgine; tugevasti osoneeritud õhu sissehingamine põhjustab pööritust, peavalu, verejooksu ninast ja raskendab hingamist. Väga tugevates kontsentratsioonides võib osoon mõjuda ka surmavalt, põhjustades hingamisteede halvatust.

Hapnik looduses.

Kõikidest maakeral leiduvaist elementidest on hapnik kõige levinum; maakera koostises, hüdroosfääris ja atmosfääris leidub hapnikku kokku 49,13%. Atmosfäärses õhus leidub hapnikku vabas olekus kaalu järgi 23,2% ja ruumala järgi 20,9%. Seotult esineb hapnik mitmesuguste mineraalide ja kivimite koostises, samuti kuulub hapnik igasuguste taimede ja loomade organismide koostisse, moodustades suurema osa (kuni 65%) nende kaalust.

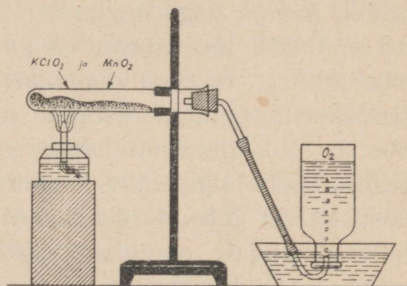
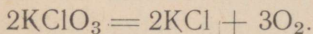
Päikese ultraviolettkiirte toimel meie atmosfääri pealmises, pindmises kihis muundub hapnik osooniks. Osooni peamine mass on keskendatud 20 kuni 30 km kõrgusel ja moodus-

tab seal nn. „osoonist ekraani“. Kui oleks võimalik suruda kogu atmosfääris leiduvat osooni vastu maakera pinda (atmosfäärsel rõhumisel), siis moodustaks ta kõigest 2,5—3 mm kihi. Kuid vaatamata sellele on tema väga suure tähtsusega: osooni kihti ei suuda läbida lühilainelised ultraviolettkiired ja ta osutub seega ekraaniks, mis kaitseb maapealset elu nende päikeselt ohtralt saadetatavate kiirte liiga tugeva toime eest.

Hapniku saamine.

Laboratooriumides saadakse hapnikku mitmesuguste hapnikurikaste ainete lagundamisel soojuse toimel. Sellisteks aineteks võivad olla elavhõbehapend HgO , menik Pb_3O_4 , kaalisalpeeter KNO_3 , kaaliumpermanganaat KMnO_4 , bertolee sool KClO_3 jt.

Väikestes hulkades saadakse hapnikku tavaliselt bertolee soola kuumutamisel (joon. 2):



Joonis 2. Seadis hapniku saamiseks.

Tavaliselt laguneb puhas bertolee sool raskelt, kuid selgub, et mõningad bertolee soolale juurdelisatud ained põhjustavad tema kiiremat ja täielikumat lagunemist. Selliste ainete hulka kuulub näiteks mangaankahelishapend MnO_2 , liiv, rauahapend Fe_2O_3 jt.

Märkus: Bertolee soola tuleb käsitseda suure ettevaatusega ning segada ainult MnO_2 -ga. KClO_3 segu paljude ainetega, näiteks söega, väävliga ja isegi paberitükkidega ning teiste põlevate ainetega võib soojendamisel põhjustada ohtlikke plahvatusi.

Katse: Puistake puhtasse katseklaasi $\frac{1}{2}$ cm³ bertolee soola ja soojendage! Esmalt sool sulab ja hakkab siis justkui keema. See on seletatav hapniku eraldumisega. Asetage katseklaasi hõõguv pird!

Käitse: Puistake katseklaasi $1/2$ cm³ bertolee soola ja soojendage kuni sulamiseni! Lisandage sulanud soolale veidi mangaankahelishapendit! Pange tähele hapniku tormilist eraldumist! Asetage katseklaasi hõõguv pird!

Käitse: Puistake katseklaasi mõned kaaliumpermanganaadi kristallid! Soojendage ja uurige hõõguva pirruga! Pange tähele hapniku tormilist eraldumist!

Katalüüsi mõiste.

Mangaankahelishapendi toime selgitamiseks võrdleme hapniku saamist bertolee soolast mangaankahelishapendiga ja ilma selleta.

Kui katseklaasis soojendada puhast bertolee soola, siis eraldub hapnik väga aeglaselt. Katseklaasi asetatud hõõguv pird ei hakka leegitsema. Kuid puistates sama katseklaasi veidi MnO₂, muutub hapniku eraldumine energilisemaks. Katseklaasi asetatud hõõguv pird puhkeb heleda leegiga põlema. Edasi selgub katsel, et MnO₂ juuresolek alandab bertolee soola lagunemise temperatuuri ning et MnO₂ ise oma koostiselt on jäänud reaktsiooni lõpuni muutmatuks. Järelikult kiirendab mangaankahelishapend oma juuresolekuga bertolee soola lagunemise reaktsiooni.

Edaspidi tutvume veel sageli selliste ainetega, mis oma juuresolekuga kiirendavad küll reaktsiooni kulgu, kuid ise seejuures ei muutu. Niisuguseid aineid nimetatakse katalüsaatoriteks.

Katalüsaatoreid iseloomustavad järgmised omadused:

1) Reaktsiooni kulgu kiirendavad juba väga väikesed ja reageerivate ainete kogustega mittevõrreldavad katalüsaatorikogused;

2) Reaktsiooni lõpul on katalüsaator muutmatu ja tavaliselt ei tähistata teda reaktsiooni võrrandis;

3) Katalüsaator mõjutab ainult niisuguste reaktsioonide kulgemise kiirust, mis võivad toimuda iseenesest, kuid väiksema kiirusega.

Meid huvitavad peamiselt niisugused katalüsaatorid, mis kiirendavad keemilist protsessi; kuid on ka niisuguseid katalüsaatoreid, mis aeglustavad, pidurdavad keemilist protsessi.

Ülaltoodust selgub:

Katalüsaatoriteks nimetatakse niisuguseid aineid, mis muudavad keemilise reaktsiooni kiirust (kiirendavad või aeglustavad) ning millede keemiline koostis ja hulk ei muutu reaktsiooni lõpuks; nähtust ennast nimetatakse katalüüsiks.

Katalüsaatoritel on väga suur tähtsus looduses ja tehnikas. Nad võtavad osa ainevahetusprotsessidest inim- ja loomaorganismides ja taimedes; üldse on nendega seotud kõik eluprotsessid. Tehnikas kulgeb katalüsaatorite kaasabil suur hulk tehnoloogilisi protsesse, mis on seotud mitmesuguste ainete saamisega, näiteks väävelhappe, lämmastikhappe, ammoniaagi ja paljude teiste ainete saamisega.

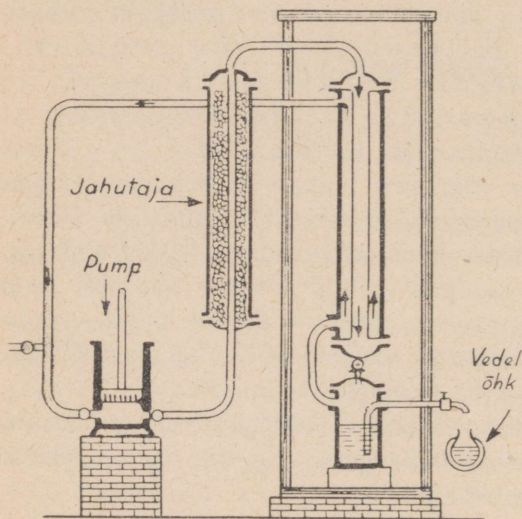
Katalüsaatorite rakendamine võimaldab teostada tööstuslikes tingimustes neid keemilisi protsesse, mis muidu oleksid praktiliselt täiesti teostamatud.

Hapniku saamine tehnikas.

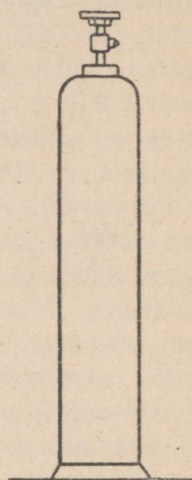
Kõik ained, mida kasutatakse hapniku saamiseks laboratooriumis, on tema tööstuslikuks tootmiseks kõlbmatud, kuna nende ainete tootmine on kallis. Hapniku massiliseks tootmiseks lähtutakse kergesti saadavaist ja odavaist looduslikest ainetest. Sellisteks looduslikeks aineteks on õhk ja vesi. Tehniliseks otstarbeks saadakse võrdlemisi puhast hapnikku vee elektrolüüsil. Teise ainenä saadakse selle juures veel vesinikku.

Tööstuslikus ulatuses saadakse hapnikku suurel hulgal vedelast õhust. Selleks veeldatakse õhk erilistes keerulistes aparaatides väga madalail temperatuuridel. Seejärel eralda-

takse õhu põhikoostisosad — lämmastik ja hapnik teineteisest nende erinevate keemistemperatuuride põhjal. On teada, et vedel hapnik keeb —183° juures ja lämmastik —195,7° juures. Vedela õhu keemisel eraldub esimesena lämmastik.



Joonis 3. Vedela õhu saamise aparadi skeem.



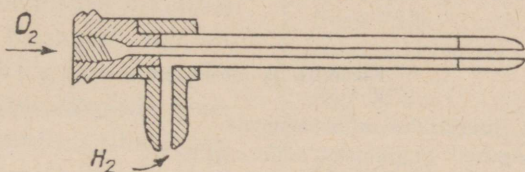
Joonis 4. Teraspudel hapniku hoidmiseks.

Järelejäänud hapnik, mis sisaldab mitte üle 3% lämmastikku, mahutatakse teraspudelitesse, kus teda tavaliselt hoitakse 120 at rõhu all.

Hapniku tähtsus ja kasutamine.

Hapnikul on suur tähtsus rea looduses ja tehnikas toimivate hapendumisprotsesside, näiteks põlemise, roostetamise, hingamise ja kõdunemise puhul. Loomade ja taimede elu on hapnikuta ette kujutamata.

Mõned tööstusharud kasutavad hapnikku suurtes hulkades kõrgete temperatuuride saamiseks. Tänapäeval on metallitööstuses eriti levinud hapniku kasutamine segus atsetüleeni või teiste põlevate gaasidega (vesiniku ja valgustusgaasiga) metallide autogeenkeevitamiseks ja leegiga lõikamiseks eriliste põletite abil. Atsetüleen-hapnikuleegi temperatuur küünib kuni 3000°, vesinik — hapniku segul aga ligi 2000°.



Joonis 5. Hapnik-vesinikleegi põleti.

Vabrikuis kasutatakse laialdaselt torude, terastalade, vaatide, balloonide jne. juures autogeenkeevitust. Ka masinaid, mootoreid, hammasrattaid jne. parandatakse autogeenkeevituse abil.

Veeldatud hapnikku kasutatakse ka oksülikviitide valmistamiseks. Oksülikviitideks nimetatakse vedela hapnikuga läbiimmutatud tahma, korgi- ja puidujahu ning teisi süsinikku sisaldavaid aineid, mida kasutatakse lõhkeainetena. Nendest valmistatud padrunid süüdatakse sütikutega, mis pannakse plahvatama süütenööri või elektrivoolu abil. Oksülikviitide põlemine toimub peaaegu silmapilkselt, millega käib kaasas suure hulga gaaside ja soojuse eraldumine ajaühikus. Oksülikviite kasutatakse lõhkamistöodel hüdrojammade ja raudteede ehitamisel, mäetööstuses jne., kuna nende käsitlemine on ohutu. Tänu odava hapniku saamisviisi avastamisele nõukogude õpetlase akadeemik P. L. Kapitsa poolt väljatöötatud meetodil, kasutatakse hapnikku peamiselt keemiliste protsesside intensiivistamiseks paljudes tööstustes,

näiteks väävel- ja lämmastikhappe tootmisel, kõrgahjuprot-
sessis jne., mis leiavad rakendamist tööstuses.

Arstiteaduses praktiseeritakse hapniku sissehingamist
raskendatud hingamisel, vingus ja valgustusgaasi mürgistuste
puhul, uppunute elustamiseks, kopsuhaiguste puhul jne. Ning
lõpuks omandab hapnik väga suurt tähtsust hingamisgaasina
mitmesuguseis aparaatides, mida kasutavad lendurid, tuuk-
rid, tuletõrjujad ja igasugused päästekomandod.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mida nimetatakse allotroopiaks?
2. Missuguseil tingimustel tekib osoon?
3. Nimetage hapniku ja osooni iseloomustavaid omadusi!
4. Mispärast toimub põlemine hapnikus energilisemalt kui õhus?
5. Millega seletuvad oksülikviitide plahvatavad omadused?
6. Mis on katalüüs ja katalüsaator?
7. Kirjutage reaktsiooni võrrand hapniku saamiseks bertolee soo-
last ja arvutage, mitu grammi ja liitrit hapnikku võib saada 49 g bertolee
soolast!
8. Väävel põletatakse kahes liitris hapnikus. Leidke: a) mitu grammi
väävlit tuleb selleks võtta, b) mitu grammi kaalub saadud gaas.

Hapniku ühendid vesinikuga.

V e s i.

V e s i l o o d u s e s. Vesi on kõige levinum aine looduses.
Umbes $\frac{3}{4}$ maakera pinnast on kaetud veega, moodustades
suuri veekogusid — ookeane, meresid, järvi, jõgesid jne.
Polaarmaade ja kõrgete mägede suured maa-alad on kaetud
jää ja lumega. Atmosfääris leidub palju vett auruna, mis
tihenedes moodustab pilvi, kust ta langeb maa peale tagasi
lume, vihma, udu näol. Vett leidub ka maakoore sisemuses,
kus temaga on läbi imunud maapinnas ja mitmesugused

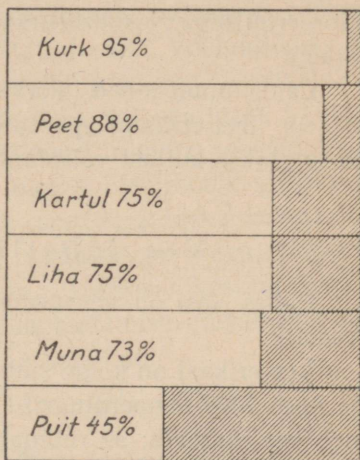
kivimid, mille tõttu tekivad pinnase- ja põhjaveed. Need veed on jõeallikate ja lätete tekitajad.

Edasi on vesi inimese, loomade ja taimede keha tähtsaim koosteos. Loomad sisaldavad 60% kuni 80% ja rohelised taimed kuni 95% vett.

Kõigis aineis, isegi sääraistes, mida peame kuivadeks, leidub vett. See vesi on mõnikord kergesti kõrvaldatav nõrgal soojendamisel, kusjuures ei toimu mingisuguseid keemilisi muudatusi. Niisugust vett nimetatakse hügrokoopiliseks. Hügrokoopiline vesi ei ole keemilises ühenduses ainega, milles ta esineb, vaid ta on liitunud lihtsalt selle pinnale ja tunginud pooridesse. Kõik lahtiselt õhus seisvad kehad sisaldavad hügrokoopilist vett. Mõnedel ainetel on eriti suur tung koguda endasse õhust niiskust, näiteks muutuvad mõningad soolad ja suhkur röske ilma puhul niiskeks. Aineid, mis eriti tugevasti koguvad endasse hügrokoopilist vett, nimetatakse hügrokoopseteks, näiteks süsi.

Looduslik vesi ei või kunagi olla absoluutselt puhas, kuna ta puutub kokku mitmesuguste lahustuvate ainetega ja seetõttu on loomulik, et ta sisaldab neid aineid lahustunud olekus. Vesi on suuteline lahustama gaasilisi, vedelaid ja tahkeid aineid. Kõige vähem lisandeid sisaldab atmosfäärne vesi, kuid palju sisaldab neid põhjavesi ja merevesi.

Mõningad põhjaveed sisaldavad mitmesuguseid tervistavaid aineid ja seepärast nimetatakse neid tervistus- ehk mine-



Joonis 6. Vee sisaldus mitmesugustes ainetes.

raalveteks, näiteks narsaan, essentuki, boržom jt. Mineraalvett leidub meil laialdaselt Kaukaasias.

Paljud looduslikud veed on reostatud kahjulike lisanditega ja haigusi põhjustavate mikroobidega.

Vesi võib sisaldada lahustunud ja lahustumatuid lisandeid.

Lahustumata tahkeist lisanditest võib vett puhastada eriliste filtrite abil. Mitmesuguseid mikroobe hävitatakse kloreerimisega, osoneerimisega, keetmisega ja teiste vahenditega.

Lahustunud ained kõrvaldatakse veest destilleerimise teel erilistes aparatuurides. Täiesti puhta vee saamiseks kasutatakse kullast või platinast aparate.

Vee füüsilised omadused.

Puhas vesi on värvusetu, läbipaistev, lõhnata ja maitseta vedelik.

Vee erikaal on kõige suurem $+4^{\circ}$ C juures; vesi külmub 0° ja keeb 100° temperatuuril Celsiuse järgi. Külmutumisel suureneb vee ruumala; 92 ruumala vett annab 100 ruumala jääd. Vee külmutumisel kinnises anumais paisumise tõttu tekib suur rõhumine, kuni 2200 at. Vee omadus külmutumisel paisuda seletab ka vee purustavat toimet looduses. Sattunud kivimite pragudesse, paisub ta seal külmutumisel ja põhjustab nende pidevat purunemist.

Vesi on halb soojusejuht, kuid tema soojusmahtuvus on väga suur, mistõttu ta osutub heaks soojuse akumulaatoriks.

Puhas vesi ei juhi peaaegu üldse elektrit, kuid mõningad lisandid tõstavad märgatavalt tema elektrijuhtivust.

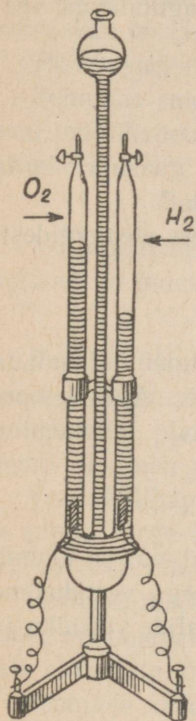
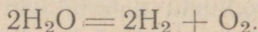
Vesi lahustab hästi väga paljusid aineid. Vee suur osatähtsus looduses sõltub peamiselt tema heast lahustamisvõimest, tänu sellele uhub ta pidevalt pinnasest lahustuvaid aineid.

Keemia algkursusest on meil teada, et vesi on liitaine.

Toimetades vee lagundamist elektrivoolu abil võime veenduda, et vesi koosneb kahest elemendist — vesinikust ja hapnikust.

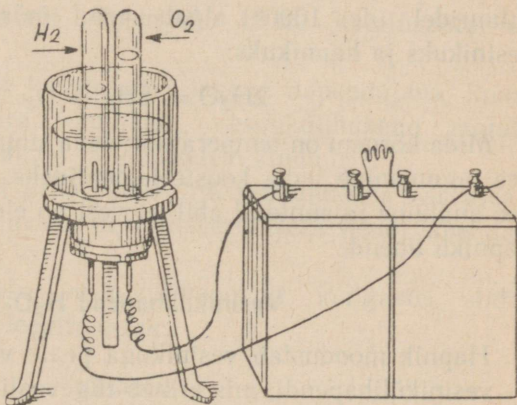
Vee lagundamist elektrivoolu abil toimetatakse joon. 7 ja 8 kujutatud seadisega.

Nimetatud seadisesse valatakse väävelhappega hapustatud vesi. Vooluallikaks on akumulaator, mille klemmid ühendatakse plaatinast, hõbedast või seatinast valmistatud elektrootodidega. Elektri sisselülilimisel kattuvad vees olevad elektrootodid gaasimullikestega, mis neilt eraldudes kogunevad elektrootodidele asetatud ja veega täidetud katseklaasidesse. Uurides saadud gaase leiame, et vee lagundamise tulemusena saime vesinikku ja hapnikku:



Joonis 7.

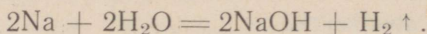
Vee lagundamine elektrivoolu toimel Hoffmani aparatis.



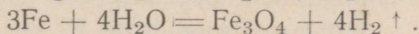
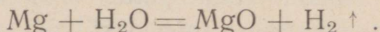
Joonis 8. Lihtne seadis vee lagundamiseks elektrivoolu toimel.

Vesinikku saadakse 2 ruumala ja hapnikku 1 ruumala. See on vee ruumalaline koostis (2 : 1). Vee kaaluline koostis on 1 kaaluosa vesinikku ja 8 kaaluosa hapnikku.

Meenutame vee lagundamist metallide toimel, näiteks naatriumi, kaaliumi ja kaltsiumi toimel (vaata peatükk „Leelismetallid“):

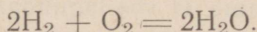


Metallid magneesium, alumiinium, raud lagundavad vee-auru kõrgel temperatuuril:

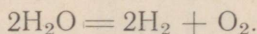


Metallide toimel veesse eraldub vesinik gaasina, kuna hapnik ühinedes metalliga moodustab hapendi.

Et vesi on liitaine, seda tõestab tema süntees elementidest. Vesiniku hapnikus põlemisel tekib vesi:



Vee iseloomustava keemilise omadusena tuleb tähendada tema molekulide suurt püsivust soojendamisele. Alles temperatuuridel üle 1000° algab vee märgatav lagunemine vesinikuks ja hapnikuks:



Mida kõrgem on temperatuur, seda suuremal määral toimub vee lagunemine tema koostelementideks. Seega veendusime vee analüüsi ja sünteesi abil, et vesi on elementide vesiniku ja hapniku ühend.

Vesinikülihapend H_2O_2 .

Hapnik moodustab vesinikuga peale vee veel teise ühendi — vesinikülihapendi, mis erineb tugevasti veest.

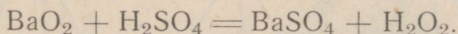
Vesinikülihapend on värvuseta, terava metallise maitsega siirupitaoline vedelik (erikaal 1,46).

Seguneb veega igasuguses vahekorras (30% H_2O_2 lahust nimetatakse perhüdrootiks).

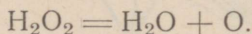
Vesinikülihapendi koostise uurimisel selgub, et ta koosneb nagu vesigi ainult vesinikust ja hapnikust. Kuid erinevalt veest sisaldab tema 1 kaaluosa vesiniku kohta mitte 8, vaid 16 kaaluosa hapnikku, s. o. 1 aatomi vesiniku kohta tuleb 1 aatom hapnikku. Kuna vesinikülihapendi molekulkaal on 34, siis avaldub tema molekul valemiga H_2O_2 . Tema struktuurvalem on $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$.

Pisihulkades leidub vesinikülihapendit vihmavees.

Tehnikas saadakse vesinikülihapendit väävelhappe toimel baariumülihapendisse BaO_2 või teiste metallide ülihapenditesse:



Vesinikülihapend on ebapüsiv aine; harilikul temperatuuril laguneb ta pidevalt veeks ja atomaarseks hapnikuks:



Vesinikülihapendi lagunemine toimub kiiremini soojendamisel ja valguse käes. Eriti kiiresti laguneb ta kokku puutudes pulbritaolise plaatina või hõbeda või teiste katalüsaatorina toimivate ainetega.

Vesinikülihapendit kasutatakse tugeva hapendajana, kuna ta annab kergesti ära hapnikku. Vesinikülihapend mõjub tugevasti sööbivalt nahale ja loomsetele kiududele.

Vesinikülihapendit kasutatakse 3% vesilahusena arstiteaduses mädanevate haavade desinfitseerimiseks tema hapendavate omaduste tõttu.

Tehnikas kasutatakse vesinikülihapendit kangaste, siidi, sulgede, juuste jne. pleegitamiseks.

Küsimusi.

1. Nimetage vee lagundamise viise!
2. Loetlege vesinikülihapendi omadusi!
3. Milleks kasutatakse vesinikülihapendit?

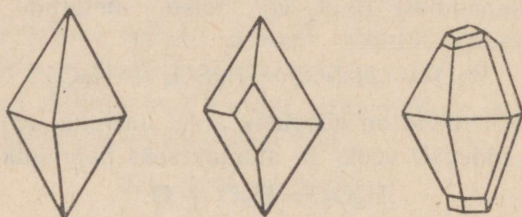
Väävel — Sulfur.

Keemiline sümbol S; aatomkaal 32,06.

Füüsilised omadused.

Igapäevases elus kohtame tavaliselt kahte väävli sorti, esimest kollase pulbrina „väävliõie“ nime all ja teist kangideks valatuna, mis kergesti purunevad üksikuiks tükkideks, „tükk- ehk kangväävli“ nime all.

Väävel kuulub nende elementide hulka, mis puhtal kujul võivad esineda mitmes allotroopses teisendis.



Joonis 9. Rombilise väävli kristallid.

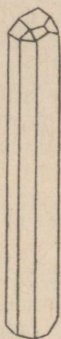
Puhas looduslik väävel on kollane tahke kristalliline aine erikaaluga 2,07, sulamistemperatuuriga 112,8°. Väävel juhib halvasti elektrit ja soojust. Väävel ei lahustu vees, kuid lahustub võrdlemisi hästi väävelsüsinikus. Peale selle lahustub väävel vähesel määral bensoolis, toluoolis, bensiinis, petrooleumis, piirituses, eetris, kloroformis ja teistes vedelikkudes.

Selliste lahuste aurustumisel eraldub väävel kollaste läbi paistvate kristallide näol, mis kuuluvad rombilisse süsteemi (joon. 9).

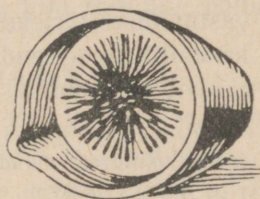
Rombiline väävel on harilikul temperatuuril püsiv, seetõttu on selline väävli teisend ka looduses kõige levinum. Müügil olev kangväävel on samuti rombiline, kuid teda moodustavad kristallid on väga väikesed. Sulatame tiiglis väävli ja laseme tal aeglaselt jahtuda. Kui osa väävlist on tardunud, valame

ülejäanud vedela väävli ära. Selliselt toimides leiame, et anuma seinad on seestpoolt kaetud pikkade, nõelataoliste läbi-
paistvate kristallidega. Nii saadud väävli teisendit nimetatakse
prismaatiliseks ehk monokliinseks väävliks
(joon. 10 ja 11).

Monokliinse väävli erikaal on 1,96 ja ta sulab 119° juures.
Kuid ta on püsiv ainult temperatuuridel üle 96° .



Joonis 10.
Prismaatilise väävli
kristall.



Joonis 11. Prismaatilise
väävli kristallid.

On huvitav märkida, et temperatuuridel alla 96° monokliinne väävel muutub rombilineks väävliks ja, vastupidi, temperatuuridel üle 96° rombiline väävel muutub monokliinseks. Temperatuur 96° on käesoleval juhul ülemineku-punkti. Sellisel muundumisel säilitavad väävli kristallid oma välist prismaatilist kuju, kuid koosnevad rombiline väävli pisimatest kristallidest, milledeks nad ka lagunevad prismaatilise väävli põrutusel.

Väga huvitavad on väävliga toimuvad muutused selle aeglasel soojendamisel kuni keemiseni.

Katse. Puistake avarasse katseklaasi (näiteks poolest saadik) väävli, kinnitage katseklaas hoidjasse ja soojendage teda ettevaatlikult! Et mitte mööda lasta kergestiliikuva kollase staadiumi tekkimist, on soovi-

tav katkestada väävli soojendamist, niipea kui ta hakkab muutuma punaseks, ja raputada teda kuni punase värvuse kadumiseni.

Väävel sulab $112,8^{\circ}$ juures, muutudes kollaseks kergesti-liikuvaks vedelikuks. Edasisel soojendamisel kuni 160° ta pakseneb ja tumeneb, muutudes värvuselt pruunikas-punaseks. Edasisel soojendamisel täheldame 250° juures, et ta on aegamööda muutunud niivõrd sitkeks ja paksuks, et ta ei voola enam anumast välja selle kummulipööramisel. Temperatuuril üle 300° muutub väävel uuesti vedelaks ja kergestiliikuvaks, jäädes värvuselt aga samasuguseks tumedaks. Ning lõpuks $444,5^{\circ}$ juures hakkab väävel keema, moodustades oranž-kollaseid auruseid. Jahutamisel toimuvad väävliga samad muutused, kuid vastupidises järjekorras.

Peale kristalliliste teisendite (rombiline ja monokliinne) tuntakse väävlit ka amorfisel kujul.

Katse. Jätkake katseklaasis sulanud väävli ühtlast soojendamist ja täheldage temaga toimuvaid muudatusi! Väävel pakseneb algul, veeldub siis uuesti ja lõpuks hakkab keema. Pöörake tähelepanu värvuste muutustele! Osa keevast väävlist valage peenikese joana klaasis olevasse külma vette!

Klaasis saadakse plastiline väävel. Võtke ta klaasist välja ja tutvuge ta omadustega! Säilitage saadud plastiline väävel ja jälgige tema omaduste muutumisi!



Joonis 12.
Plastiline väävel.

Kui valada peaaegu keemiseni soojendatud väävlit peenikese joana külma vette, siis muutub ta pehmeks, kummitaoliseks pruuniks massiks, mida on võimalik tõmata niitideks. Seda väävli teisendit nimetatakse **plastiliseks väävliks** (joon. 12).

Plastiline väävel on kristallilise ja amorfse väävli segu ega lahustu väävelsüsinikus.

Harilikul temperatuuril muutub plastiline väävel teatud aja pärast kollaseks ja rabadaks rombiliseks väävliks.

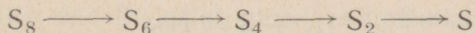
Peale rombiline, monokliinse ja plastilise väävli tuntakse veel teisi väävli teisendeid. Kõik need teendid on ebapüsivad ja muutuvad enam-vähem kiirelt rombilineks väävliks, seetõttu esineb looduslik väävel rombiline teendis.

Keemilised omadused.

Harilikel tingimustel on nii rombiline kui ka monokliinisel väävli üks ja sama molekulivalem — S_8 , kuid rombiline väävli kristallides asetsevad molekulid S_8 teisiti kui monokliinises, millest ongi tingitud mõlemate teisendite omaduste erinevused. Sellist sageli esinevat allotroopia liiki tuntakse polümorfismi all.

Polümorfismiks nimetatakse mõnede liht- ja liitainete omadust esineda enam kui ühes kristallograafilises erikujus.

Temperatuuri tõusul muutub väävli molekuli koostis, näiteks madalate temperatuuride puhul on väävli molekuli koostis avaldatav valemiga S_8 , temperatuuril 500° — 700° valemiga — S_6 ja temperatuuri vahemikus 850° — 1800° valemiga — S_2 . Temperatuuridel üle 2000° lagunevad väävli molekulid aatomiteks, järelikult oleneb väävli molekuli koostis temperatuurist ja seda muundumist võib skemaatiliselt kujutada järgmiselt:



Keemiliste omaduste poolest on väävel tüüpiline mitte-metall. Väävel ühineb energiliselt peaaegu kõikide elementidega. Kõik metallid, välja arvatud kuld, võivad väävliga ühineda otseselt.

Plaatina ühineb väävliga soojendamisel ainult peenikese pulbri kujul. Kuld ning lehe- ja traadikujuline plaatina ei muutu sulatatud väävlis.

Leelismetallid ühinevad väävliga soojendamisel plahvatusega.

Teised metallid reageerivad väävliga pulbritaolises olekus järsult süttides, näiteks tsink, alumiinium jt. Ülejäänud metallid reageerivad väävliga enam-vähem kergesti.

Katse. Kaaluge ära 3,5 g rauapulbrit ja 2 g väävli! Segage pulbrid hoolega uhmris! Puistake segu katseklaasi! Soojendage esmalt ettevaatlikult katseklaasi üleni ning alles seejärel tugevasti alt kuni reaktsiooni alguseni! Niipea kui on alanud reaktsioon, eemaldage põleti! Saadud väävelraud säilitage teiste katsete jaoks!

Katse. Rauaplaadil segage hoolega 1 g väävliõit ja 2 g tsinkpulbrit! Süüdake segu pika pirruga! Jälgige segu süttimist!

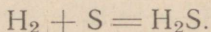
Katse. Segage hoolega 1 g alumiiniumi pulbrit ja 2 g väävliõit! Puistake segu raudplaadile, soojendage ja süüdake siis pirruga! Jälgige segu süttimist!

Katse. Soojendage väävli avaras katseklaasis kuni keemiseni! Asetage keeva väävli aurudesse peenikest vasktraati (isolatsioonist vabastatud elektrijuhe)! Pange tähele, mis toimub!

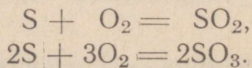
Väävli ühinemisel metallidega saadakse väävelmetalle ehk sulfiide:

$\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$ väävelraud ehk raudsulfiid,
 $\text{Zn} + \text{S} = \text{ZnS}$ vääveltsink ehk tsinksulfiid,
 $2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$ väävelalumiinium ehk alumiiniumsulfiid.

Vesinikuga ühineb väävel otseselt kõrgel temperatuuril, andes gaasitaolist väävelvesinikku:



Hapnikuga ühineb väävel põlemisel, andes väävli hapendid, peamiselt väävlishapendit ja tähtsusetul hulgal väävelhapendit:



Peale selle ühineb väävel kõrgel temperatuuril ka teiste mittemetallidega — fosforiga, süsinikuga, klooriga.

Väävli valents ühendites metallidega (Zn_2S_2) ja vesinikuga (H_2S_2) on 2, kuid ühendites hapnikuga (SO_2 , SO_3) on ta muutlik, s. o. 4 ja 6.

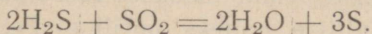
Väävel looduses.

Väävel on tähtsamaid mittemetalle. Väävel on looduses võrdlemisi levinud element ja teda leidub maakeral nii puhtal kujul kui ka ühendites. Samuti kuulub ta ka lihaste, juuste, küünete, naha jne. koostisse.

Puhast väävlit leidub paljudes kohtades lademetena, kuid tootmiseks kõlblikke väävlilademeid leidub võrdlemisi vähe. Suurimad väävli leiukohad on Itaalias Sitsiilia saarel, Põhja-Ameerika Ühendriikide Texase ja Louisiana osariikides ning Jaapanis.

Oma päritolult jaguneb vaba väävel mitmeks sordiks:

1. **Vulkaaniline väävel.** Tegevuses olevate vulkaanide kraateritest purskub igasuguseid aineid. Kraateritest purskub ka rohkesti auru ja mitmesuguseid gaase. Väljaheditud gaaside hulgas esineb ka väävelvesinik H_2S ja väävlishapend SO_2 . Vulkaani tegevuse ajal väävelvesinik ühineb väävlishapendiga ja selle keemilise reaktsiooni tulemusena saadakse vaba väävel:

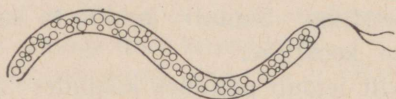


Vulkaanilist väävlit leidub meil Kamtsatkas ja teistes maades.

2. **Sadestunud väävel.** Meredes ja soolajärvedes toimub kipsi sadestumine ning loomse ja taimse päritoluga orgaaniliste ainete lagunemine. Nende ainete vahel toimuvad keerulised keemilised reaktsioonid, millede tagajärjel tekib väävelvesinik H_2S . Väävelvesiniku tekkimisega vees luuakse soodsad tingimused eriliste bakterite (väävelbakterite ehk sulfobakterite) elutsemiseks, mis käärimis- ja keemiliste

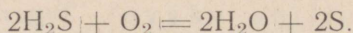
protsesside tingimustes neelates väävelvesinikku arenevad ja paljunevad hiigelhulkades (joon. 13).

Need bakterid hapendavad soolases vees sisalduvat väävelvesinikku. Sel puhul toimub väävelvesinikust vaba väävli eritumine, mida bakterid koguvad terakestena endi kehasse varuks. Sures ladestavad bakterid väävliveekogude põhja, kus moodustuvad väävlisetted. Kuid on võimalik, et väävli



Joonis 13. Väävelbakter (sulfobakter).

tekkimist ei põhjusta mitte ainult bakterid. Väävli tekkimisest võib osa võtta ka vees lahustunud hapnik, hapendades väävelvesinikku kuni vaba väävlini:



Seega toimub järvede ja merede põhjas vaba väävli sadestumine setete näol, mis kaasaegse teaduse poolt on teaduslikult tõestatud. Tänapäeval toimub väävli ja väävelvesiniku tekkimine Musta mere veekihtides 100 m sügavuselt alates põhja suunas.

Peale vaba väävli leidub looduses veel rida väävli ühendeid metallidega — sulfiide, näiteks: püriit — FeS_2 (ka raud- ehk väävelrähk), vaserähk CuFeS_2 , seatinaläik PbS , tsinklääik ZnS , kinnaver HgS , vasklääik Cu_2S jt.

Samuti esineb väävel ka väävelhappe soolades, moodustades järgmisi tähtsaid mineraale: kips $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, raskepagu BaSO_4 , glaubrisool $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, kibesool $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ jt.

Edasi kuulub väävel ka taimsetes ja loomsetes organismides leiduvate valkude ning kivisöe koostisse, vähesel määral leidub väävlit ka naftas jne.

Väävli ringkäik looduses.

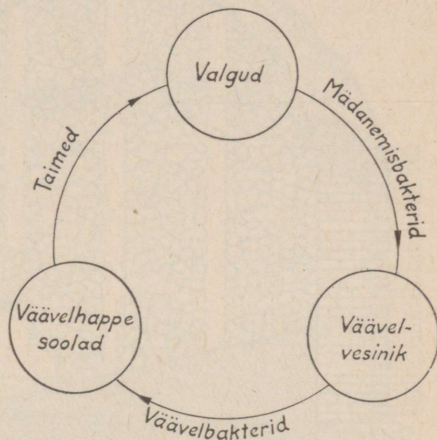
Surnud organismid lagundatakse bakterite abil. Lagunemisel eraldub gaasiline väävelvesinik.

Ohuhapnik ja bakterid hapendavad eralduvat väävelvesinikku, muutes teda vabaks väävliks ja veeks. Sel viisil tekkinud väävel aga ei jää muutumatuks. Maailmas ei püsi mitte midagi rahus — kõik muutub. See on looduse põhiseadus.

Tekkinud väävli kasutavad mõningad bakterite liigid toitumiseks.

Bakterid hapendavad vaba väävli väävlihappeks, mis teiste ainetega reageerides annab väävlihappe soolasid. Neid soolasid kasutavad taimed ja loomad oma organismi ülesehitamiseks.

Seega satub organismist eraldunud ja ringkäigu läbinud väävel jälle organismi, vabaneb jälle ja ühineb uuesti, teostades nii oma igavest ringkäiku.



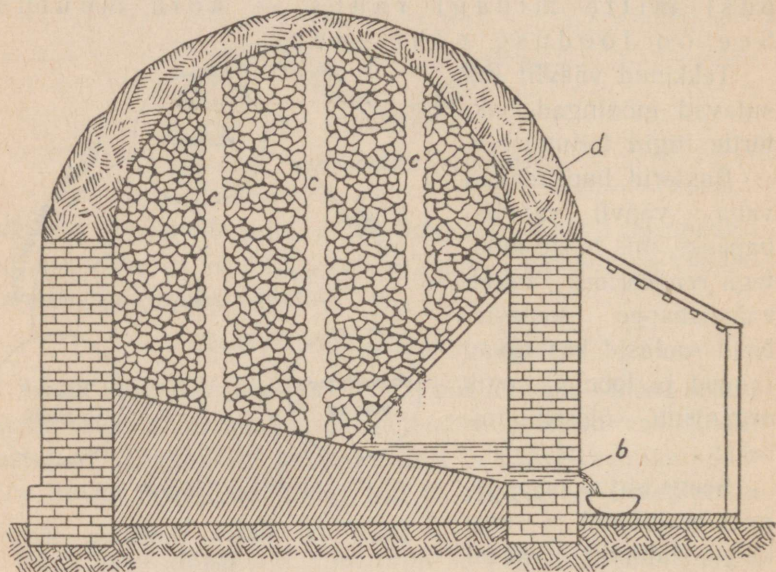
Joonis 14. Väävli ringkäigu skeem looduses.

Väävli saamine.

Väävli leiukohtades esinevate väävlikihtide paksus kõigub mõne meetri ja kümnete meetrite vahel. Need kihid asetsevad väga erinevais sügavustes, mõned asuvad maapinna läheduses, teised 200—300 m sügavuses. Neis kihtides sisaldab vaba väävel veel mitmesuguseid lisandeid, nagu liiva, savi,

kivisoola jt. aineid. Lademetes väävli sisaldus kõigub 8 kuni 80% vahel. On lademeid, mis sisaldavad väävli alla 8%, kuid selliseid lademeid ei kaevandata, sest nende eksploateerimine osutub kahjulikuks.

Väävli tootmine lademeist toimub mitmel viisil. Ühes tehnikas arenguga on täiustatud ka väävli tootmisviise. Veel hiljuti kasutati täiuslikumate väävli tootmisviiside kõrval

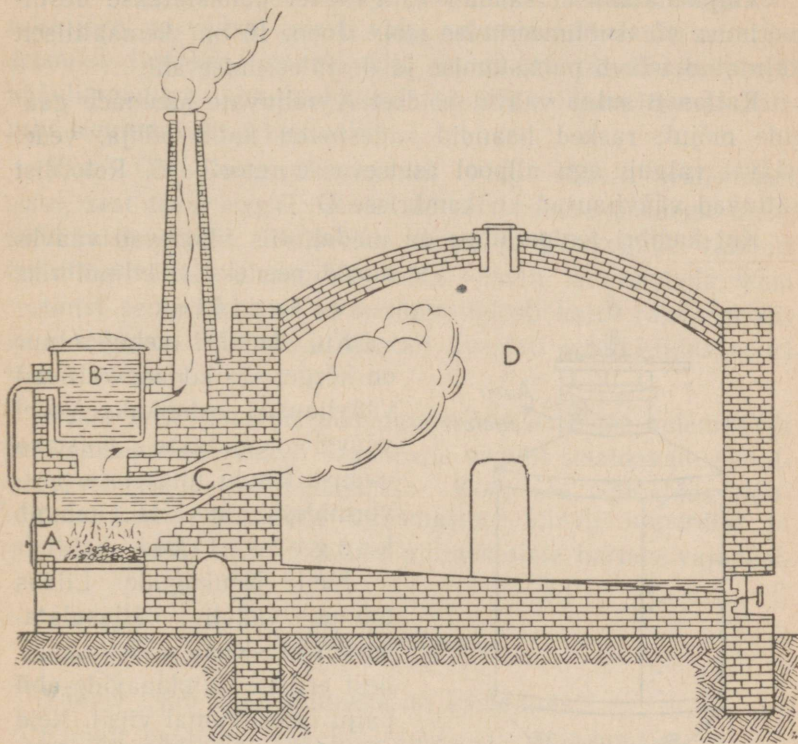


Joonis 15. Väävli sulatamise ahi.

algelisi, iidseid tootmisviise. Väävli puhastamine lisanditest teostub kahel viisil. Esimene viis põhineb väävli omadusele sulada temperatuuril üle 120°, teine väävli omadusele destilleeruda tugeval soojendamisel. Väävliaurude jahutamisel saadakse väävli peene pulbrina (väävelõiena).

Väävli saamine teda sisaldavaist kivimitest toimub sulatamise teel erilistes ahjudes. Üks selliseid ahje on kujutatud joon. 15.

Ahi kujutab endast kiviehitist, mis koosneb ainult seintest ja kaldpõrandast. Ahi täidetakse väävlit sisaldavate kivimitega ja kaetakse pealt mõne mittepõleva ainega — savi, liiva või kipsiga d. Täidise keskele jäetakse õhukanalid c. Siis süü-



Joonis 16. Ahi väävli destilleerimiseks ja puhastamiseks.

datakse kivim. Umbes 40% väävlit põleb ära. Ülejäänud osa sulab ja valgub kaldpõrandat mööda seinas olevate aukude kaudu vastuvõtjasse, kus ta kogutakse anumasse b. Anumas jahtudes tekib kangväävel. Sel tootmisviisil põleb ära väga palju väävlit, mis eraldub väävlishapendina õhku ja seega

mürgitab inimesi ja hävitab taimestikku. Seda barbaarset tootmisviisi kasutatakse veel praegu Itaalias, kus kapitalistidest ettevõtjad pole huvitatud ei väävliratsionaalsest tootmisest ega tööliste tervisest.

Väljasulatamisel saadud kangväävel puhastatakse destilleerimise või sublimeerimise teel. Joon. 16 on skemaatiliselt kujutatud väävliratsionaalsest tootmisest ega tööliste tervisest.

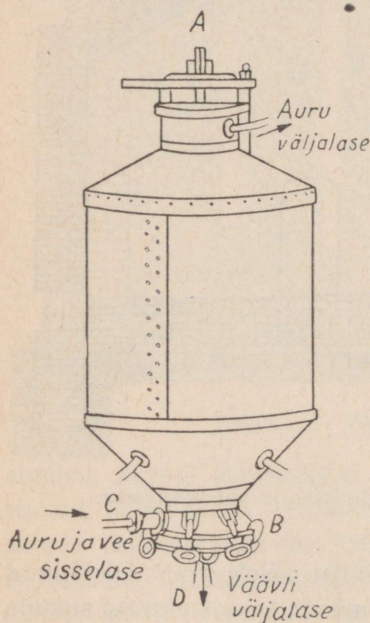
Katlas B sulab väävel koldest A väljuvate kuumade gaaside mõjul; rasked lisandid sadestuvad katla põhja, vedel väävel valgub aga allpool asetsevasse retorti C. Retordist sattuvad väävliaurud kivikambrisse D.

Kui kambri temperatuur on madal, siis tihenevad väävliaurud peeneks väävli-pulbriks — väävelõieks.

Kui kambri temperatuur on kõrge, siis kondenseeruvad väävliaurud vedelikuks. Vedel väävel valatakse vastava avause kaudu niiskeisse puitvormidesse, kus ta hangub kangväävlis.

Meil Nõukogude Liidus toimub väävli väljasulamine Kara-Kumi väävlimaakidest eriliste autoklaavide abil palju täiuslikumal viisil. Neid autoklaave konstrueeris nõukogude õpetlane Volkov õpetlase Patkanovi uurimuste põhjal.

Autoklaav kujutab endast terasest retorti, millel on ülal töiteluuk A ja all tühjendusluuk B. Toru C kaudu suubub



Joonis 17. Autoklaav väävli väljasulatamiseks liivasest väävlimaagist.

vesi ja aur, kuna sulanud väävli väljalask toimub toru D kaudu.

Retorti paigutatakse mitu tonni väävlimaaki, niisutatakse veega ja juhitakse retorti katlast tulev aur rõhuga 6 at. Autoklaavi temperatuur tõstetakse kuni 140°. Tunnise soojendamise järel on väävel täiesti välja sulanud. Peale 20 minutist seismist lastakse väävel välja ja retort täidetakse uuesti väävlimaagiga. See tootmisviis on väga ökonoomne ja kahjutu teenindavale personaalile.

Kuni Oktoobri-revolutsioonini veeti väävlit välismaalt sisse, sest tsaariaegsel Venemaal ei toodetud peaaegu üldse kodumaist väävlit. Bolševike partei ja Nõukogude valitsus tegid õpetlastele ülesandeks leida väävlit ja arendada tema tootmist sel määral, et ta suudaks täiesti katta rahvamajanduse vajadusi. Viimaseil aastail avastati NSV Liidus suuri väävlilademeid.

Peale selle avastati nõukogude õpetlaste töö tulemusena uus tähelepaneväärne väävli saamisviis väävlit sisaldavate metallurgiliste ahjude heitegaasidest. Kõik see võimaldas Nõukogude Liidul vabaneda välismaisest väävli impordist ja rahuldada kõiki meie tööstuse mitmekesiste harude vajadusi.

Väävli kasutamine.

Väävel leiab väga mitmekesist kasutamist.

Esmalt vaatleme väävliõie tähtsust. Väävliõiega päästetakse tervete piirkondade viinamarjaistandused hävingust. Viinapuulehtedel elutsevad mikroskoopilised seemned — viinamarja-ebajahukaste — põhjustavad lehtede kuivamist. Sellisest haigest lehest nakatuvad terved lehed, mille tagajärjel hävineb viinapuuväät. Nakatatud viinapuuväädist kandub haigus edasi tervetele ja võrdlemisi lühikese aja jooksul hävinevad terved viinamarjaistandused.

Selle parasiidi heaks ja odavaks tõrjevahendiks on väävlit, mis mõjudes surmavalt parasiidile on täiesti kahjutu viinapuule.

Eriliste tolmutite abil tolmutatakse viinapuuväädid väävlit, mille järel hävineb parasiit. Samal viisil toimub ka humala ja kartulipõldude kaitsmine.

Väävel on asendamatuks aineks kummitööstuses. Kõik kummitooted valmistatakse kautšukist. Kautšukit saadakse taimede mahlast või kunstlikult. Külma käes muutub kautšuk kõvaks ja rabedaks, kuid kõrgemal temperatuuril kleepuvaks. Et kautšukit muuta elastsemaks massiks, tuleb teda vulkaniseerida, s. o. mõjutada väävliga. Saadud elastset massi (kummi) kasutatakse kummitoodete valmistamiseks, näiteks autokummid, kalossid, voolikud, pallid jne. Lisades kautšukile suuremal määral väävlit, saadakse sarvetaolist kõva massi, mida nimetatakse eboniidiks. Eboniidist valmistatakse igasuguseid tooteid — lüliteid, kamme ja palju muud.

Edasi kasutatakse väävlit suurtes hulkades veel tuletikkude, musta püssirohu, ultramariini (sinine värvaine), ilutulestiku jne. valmistamiseks. Arstiteaduses kasutatakse väävlit ravimina nahahaiguste puhul. Teda kasutatakse ka keemilise ründaaine — ipriidi valmistamisel. Peale selle kasutatakse väävlit laialdaselt sõjatööstuses lõhkeainete valmistamiseks.

Küsimusi ja harjutusi.

1. Missuguseid allotroopseid teisendeid moodustab väävel ja kuidas neid saadakse?
2. Missugune vääveli teisend on kõige püsivam harilikes tingimustes?
3. Mitmevalentne on väävel ühendites metallidega, vesinikuga, hapnikuga?
4. Iseloomustage vääveli reageerimist metallidega ja mittemetallidega!
5. Loetlege tähtsamad vaba vääveli ja vääveli ühendite leiukohad!
6. Nimetage tähtsamad vääveli kasutamiskohad!

7. Avaldage püriidi, tsinkläigu, kinnaveri ja vaseräha väävlisisaldus protsentides!

8. Leidke, mitu grammi väävlit tuleb võtta ühe grammi metalli kohta a) magneesiumsulfidi, b) alumiiniumsulfidi saamiseks!

Väävelvesinik H_2S .

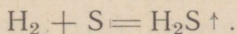
Väävelvesinikku leidub looduses vulkaanilistes gaasides ja mineraalallikate vetes, näiteks Kaukaasias Pjatigorskis ja Matsestas, Staraja-Russas ja teistes kohtades. Väävelvesinikuallikate vett kasutatakse haiguste (eriti nahahaiguste) ravi-
misel.

Väävelvesinik tekib loomade korjuste ja taimede valkude mädanemisel ning samuti igasuguste roiskvete mädanemisel. See ongi põhjuseks, miks solgiaugud, roiskveed ja prügimäed levitavad sageli väävelvesiniku haisu.

Musta mere alumised veekihid on mürgistatud väävelvesinikuga. Seetõttu ei saa üksi kala elutseda Musta mere suurtes sügavustes.

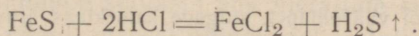
Väävelvesiniku saamine.

Väävelvesinikku on võimalik saada vesiniku ja väävli otse-
sel ühinemisel, juhtides vesinikku üle sulanud väävli:



Vesiniku ühinemine väävliga toimub 310° juures, kuid juba sel temperatuuril laguneb väävelvesinik osaliselt vesini-
kuks ja väävliks.

Laboratooriumides saadakse väävelvesinikku lahjendatud hapete toimel metallide sulfiididesse, näiteks:



Kuna reaktsiooni kulgemiseks ei ole tarvis soojendamist, siis on teda kõige hõlpsam teostada Kipp'i aparaadis.

Katse. Asetage portselankaussi pisike (tikupea suurune) tükk raudsulfiidi FeS, tilgutage sellele lahjendatud soolhapet ja uurige ettevaatlikult eralduvat gaasi lõhna järgi!

Märkus: Katse toimetada tõmbekapis!!!

Väavelvesiniku füüsilised omadused.

Väavelvesinik on värvuseta, mädamunalõhnaga, õhust veidi raskem gaas. Normaalseis tingimustes kaalub 1 liiter väavelvesinikku 1,54 g. Veeldub -60° ja tahkub -86° juures.

Väavelvesinik on väga mürgine ja juba 1 osa väavelvesinikku 200 osa õhu kohta kutsub esile tugeva mürgistuse, mille esimeseks tunnuseks on haistmise kaotamine. Edasi järgnevad peavalu, peapööritus ja iiveldus.

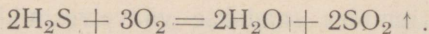
Väavelvesiniku sissehingamisele suuremas kontsentratsioonis võib järgneda silmapilkne minestus ja isegi surm hingamisteede halvatus tagajärjel. Kestval sissehingamisel ei haista inimene väavelvesinikku, mis on eriti ohtlik seetõttu, et mürgistatu ei pane enam tähele teda varitsevat ohtu.

Mürgistuste vältimiseks tuleb kõik katsed väavelvesinikuga toimetada tõmbekapis.

Mürgistuste puhul talutada kannatanu värske õhu kätte, raskeil juhtudel anda sisse hingata puhast hapnikku.

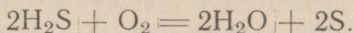
Keemilised omadused.

Väavelvesinik põleb sinaka leegiga; täielikul väavelvesiniku põlemisel tekivad väävlisshapend ja veeaur:



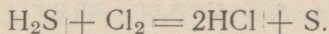
Katse. Asetage katseklaasi veidi raudsulfiidi, lisage juurde lahjendatud sool- või väavelhapet, sulgege katseklaas äravoolutoruga varustatud korgiga ja soojendage kergelt! Oodanud veidi aega, süüdake gaas (ettevaatust, plahvatab!!!) Pange tähele väavelvesiniku põlemist ja leegi värvust! Hoidke leegi kohal niiske sinine lakmuspaber! Mis toimub?

Kui asetada väävelvesiniku leeki mõni külm ese, näiteks portselankauss, s. o. kui jahutada leeki, siis pole gaasi põlemine enam täielik ja kausil eraldub vaba väävel kollase pulbrina:



Katse. Asetage väävelvesiniku leeki portselantiigli kaas! Missugune kirme tekib tiiglikaanel?

Väävelvesiniku süttivuse tõttu plahvatab tema segu õhuga nagu paukgaas. Väävelvesinik reageerib kergesti halogeenidega:



Väävelvesinik lahustub vees võrdlemisi hästi: 1 ruumala vett lahustab 0° juures 4,62 ruumala väävelvesinikku, 20° juures aga 2,4 ruumala.

Väävelvesiniku vesilahust nimetatakse väävelvesinikveeks.

Õhu ning eriti valguse käes seistes sogastub väävelvesinikvesi väljalangeva väävli tagajärjel, kuna väävelvesinik hapendub kergesti õhuhapniku toimel (vaata eelmist reaktsiooni).

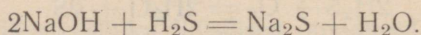
Väävelvesiniku vesilahus värvib sinise lakmuspaberi punaseks. Omades kõiki happelisi omadusi, nimetatakse väävelvesiniku vesilahust väävelvesinikhappeks. See on kahealuseline hape, kuna H_2S molekuli mõlemad vesiniku aatomid on asendatavad metalli aatomitega, kusjuures saadakse väävelvesinikhappe soolasid.

Väävelvesinikhappe soolad.

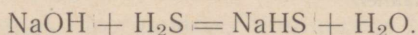
Väävelvesinikhappe soolasid ehk metallide sulfiide on võimalik saada ka väävli otsesel ühinemisel metallidega, näiteks: FeS väävelraud ehk raudsulfiid, ZnS vääveltsink ehk tsinksulfiid, Al_2S_3 väävelalumiinium ehk alumiiniumsulfiid.

Peale selle tekivad metallide sulfiidid väävelvesiniku toimel metallidesse.

Väävelvesinikhappe soolad tekivad väävelvesiniku otsesel toimel leeliste lahustesse, näiteks

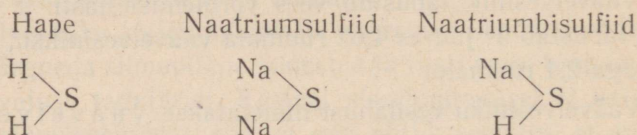


Väävelvesiniku vajakul saadakse haput soola:

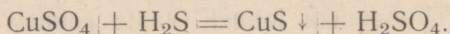


Väävelvesinikhappe normaalseid soolasid nimetatakse sulfiidideks ehk väävelmetallideks, hapusid soolasid aga bisulfiidideks ehk vesiniksulfiidideks.

Nende struktuurvalemid on järgmised:



Metallide sulfiide on võimalik saada ka väävelvesiniku toimel soolade lahustesse, näiteks:



Katse. Valage eraldi katseklaasidesse veidi vasevtrioli, hõbenitraadi, kadmiumsulfaadi, antimonkloriidi, seatinanitraadi, rauavtrioli jt. soolade lahuseid! Lisandage igäühele veidi väävelvesinik-vett! Jälgige sademete värvust! Kirjutage reaktsioonide võrrandid!

Enamik väävelvesinikhappe soolasid — sulfiide — ei lahustu vees, paljud ei lahustu isegi hapetes. Lahustuvad on ainult leelismetallide sulfiidid.

Sel põhjusel on metallide sulfiidid looduses väga levinud.

Paljudel metallide sulfiididel on neid iseloomustav värvus, nii näiteks on vasksulfiid CuS — must, kadmiumsulfiid CdS — erekollane (kollane värvaine), tsinksulfiid ZnS — valge, mangaansulfiid MnS — punakas. Seega on võimalik metallide sulfiidide värvuse põhjal määrata sulfiidis esinevat metalli.

Looduslikel metallide sulfiididel on sageli neid iseloomustav metalline läige, millest ongi tingitud nende nimetus „läik“, näiteks ZnS — tsinkläik, PbS — seatinaläik.

Metallide sulfiidide erineval lahustuvusel (ühed lahustuvad vees, teised on vees lahustumatud, kuid lahustuvad hapetes, kuna kolmandad ei lahustu ei vees ega hapetes) ja nende erineval värvusel põhinebki väävelvesiniku kasutamine analüütilises keemias metallide olemasolu kindlakstegemisel ja metallide eraldamisel üksteisest.

Sulfiide kasutatakse laialdaselt tööstuses, näiteks kasutatakse nahatööstuses Na₂S ja K₂S karvade mahavõtmise vahendina.

Metallide sulfiidide, nagu ZnS, CaS, SrS ja BaS kuumutamisel väikse raskemetallide soolade lisandiga saadud ained helenduvad peale eelnenud valgustamist pimeduses punase, roheline või sinise värvusega. See helendumine muutub alaliseks, kui segule lisandatakse tühine hulk erilisi (radioaktiivseid) aineid. Helendavaid aineid kasutatakse kellade, kompasside ja mitmesuguste lennuki mõõteriistade numbrilaudade valmistamisel.

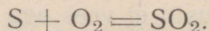
Küsimusi.

1. Kuidas saadakse laboratooriumis väävelvesinikku?
2. Nimetada väävelvesiniku füüsilisi ja keemilisi omadusi!
3. Missugused omadused on väävelvesiniku vesilahusel?
4. Missugused omadused on väävelvesinikhappe sooladel?
5. Kui palju väävelvesinikku saadakse väävelhappe reageerimisel 88 g väävelrauaga ja kui suur on tekkinud väävelvesiniku ruumala normaalseis tingimustes?
6. Kuidas saada vasksulfiidi, kui meil on olemas tsinki, väävliit, soolhapet ja vasevitrioli? Kirjutage reaktsiooni võrrand!
7. Mitu gramm-mol'i väävelvesinikku peab neelama lahus, mis sisaldab 20 g naatriumhüdroksüüdi, et tekiks a) normaalsool, b) hapu sool?

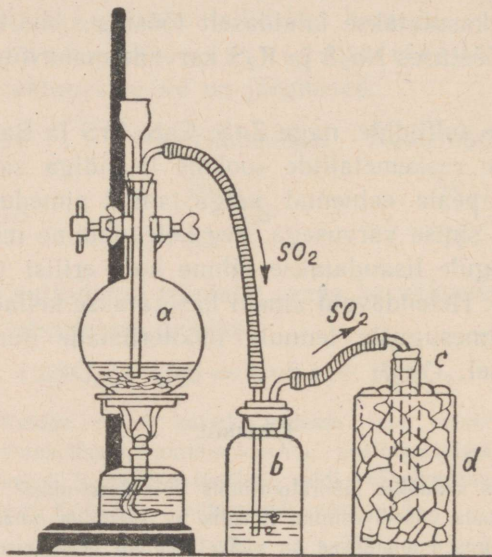
Väävlishapend ja väävlishape.

1. Väävlishapendi saamine.

Väävlishapend ehk vääveldioksüüd (ka väävlishappe anhüüriid) SO_2 tekib väävli otsesel põlemisel õhus või hapnikus:



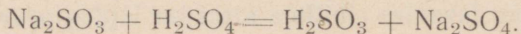
Väävli põlemisel ei saada väävlishapendit puhtal kujul. Väävli põlemisel hapnikus tekib alati kerge valge suits, mis



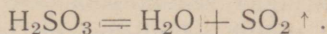
Joonis 18. Väävlishapendi veeldamine. a) SO_2 saamine; b) SO_2 kuivatamine; c) SO_2 veeldamine; d) jahutussegu.

pole midagi muud kui väävlishapend SO_3 , mida tekib väähel vahel ühes väävlishapendiga.

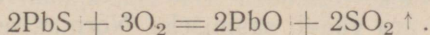
Laboratooriumis on kõige hõlpsam saada väävlishapendit kange väävlishappe toimel väävlishapu naatriumis (joon. 18):



Sel puhul tekib esmalt äärmiselt ebapüsiv väävlishape, mis laguneb kohe veeks ja väävlishapendiks:

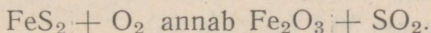


Väävlishapendit võib samuti saada metallide sulfiidide särdamisel, näiteks:

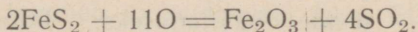


Värviliste metallide metallurgias saadakse sel viisil SO_2 kõrvalsaadusena värviliste metallide — vase, tsingi, seatina jt. tootmisel.

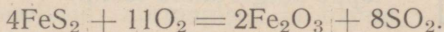
Tehnikas saadakse väävlishapendit suurtes hulkades püriidi FeS_2 särdamisel:



Reaktsiooni võrrandi koefitsientide leidmiseks on soovitav alustada keerulisema valemiga Fe_2O_3 . Võrdsustades esmalt raua aatomite arvu — 2FeS_2 , siis väävli aatomite arvu — 4SO_2 ja lõpuks hapniku aatomite arvu — 11O , saame reaktsiooni võrrandi:



Kuna aga hapniku molekul koosneb kahest aatomist, tuleb kõikide ülejäänud valemite koefitsiente korrutada kahega. Nüüd saame võrrandi tema lõppkujul:



2. Väävlishapendi omadused.

Väävlishapend on värvusetu, terava lõhnaga gaas, mis kõigile on tuntud põleva väävli lõhnana. Väävlishapend mõjub ärritavalt silmadele ja hingamisorganite limanahkadele. Väävlishapend kahjustab tervist isegi väga väikestes kogustes pideval sissehingamisel, sest ta on mürgine.

Katse. Puistake katseklaasi väävlisapu naatriumi, lisandage veidi kontsentreeritud väävelhapet ja sulgege korgiga, mida läbib äravoolutoru! Uurige gaasi lõhna!

Eriti hävitavalt mõjub väävlisapend taimestikule. Vabrikute ümbruses, millede tootmisprotsessi tulemusel eritub õhku väävlisapend, hävineb igasugune taimestik.

Tänapäeval püütakse meie vabrikutes väävlisapend kinni ja kasutatakse ära väävli saamiseks. Normaalseis tingimustes kaalub 1 liiter SO_2 2,93 g. Järelikult on väävlisapend õhust üle kahe korra raskem.

Atmosfäärsel rõhul veeldub ta võrdlemisi kergesti värvuse-
tuks vedelikuks, mis keeb -10^0 juures. SO_2 on võimalik alal hoida teraspudelites harilikul temperatuuril 2,5 at rõhu all.

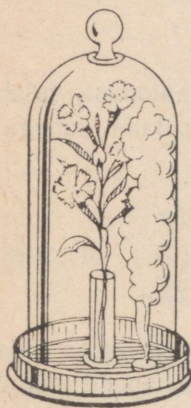
Väävlisapend lahustub hästi vees. Üks ruumala vett lahustab 20^0 juures 39,4 ruumala SO_2 .

Katse. Täitke kuiv katseklaas väävlisapendiga ja asetage ta vette avaga alla! Jälgige vee tungimist katseklaasi! Uurige saadud lahust lakmuspaberiga!

Väävlisapend mõjub surmavalt haigusi põhjustavaile pisikutele ja teda kasutatakse seetõttu nende hävitamiseks. Põleva väävliga „vääveldatakse“ keldri- ja aidaruume, veinivaate, käärimisastjaid jne. Väävlisapendiga vääveldatakse samuti kärnatõppe haigestunud loomi.

Katse. Lisandage saadud väävlisapendi lahusele mõni tilk kaaliumpermanganaadi (KMnO_4) lahust! Jälgige värvuse muutumist!

Väävlisapend valastab paljusid värve (orgaanilisi) ja kasutatakse seetõttu villa, siidi ja õle pleegitamiseks (joon. 19). Ta ei hävita värvaineid, vaid ühineb nendega värvusetuiks ühendeiks, mis on taastata-



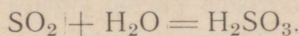
Joonis 19.
Lilled valastamine
väävlisapendiga.

vad. Seetõttu muutuvad SO_2 pleegitatud õlgkübarad pikka-
mööda jälle kollaseks.

Tohutuid hulki SO_2 kasutatakse väävelhappe tootmiseks.

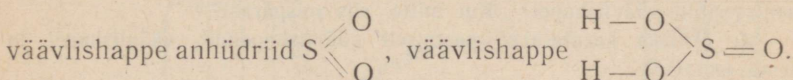
Väävlishape ja selle soolad.

Juhtides väävlishapendit vette saadakse väävlishappe vesi-
lahus:

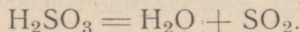


Järelikult on SO_2 väävlishappe anhüdriid.

Väävlishappes ja väävlishappe anhüdriidis on väävel nelja-
valentne, mis selgub valemitest:



Väävlishape on nõrk hape, mis püsib ainult vesilahuses.
Ta on ebapüsiv. Katsel valmistada kontsentreeritumat hapet
laguneb ta väävlishapendiks ja veeks:

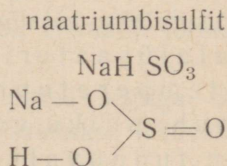
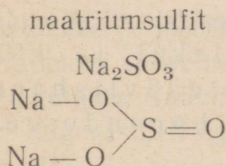


Väävlishape laguneb soojendamisel, kuna SO_2 lahustuvus
sel puhul väheneb.

Ta on soolhapest palju nõrgem ja vähem aktiivne. Metal-
lidega reageerib ta palju aeglasemalt kui soolhape.

Väävlishape on kahealuseline hape ja annab kaks
rida püsivaid soolasid: normaalsed ja hapud. Väävlishappe
normaalsoolasid nimetatakse sulfititeks ja hapusid —
bisulfititeks.

Toome nende struktuurvalemid:



Väävlishappe sooladel on väga suur tähtsus tehnikas, näiteks kasutatakse väävlishapu naatriumi Na_2SO_3 tekstiiltöötuses, fotoasjanduses, arstiteaduses, toiduainete ja puuvilja konservimisel jne. Hapu väävlishapu naatriumi NaHSO_3 kasutatakse kangaste värvimisel. Hapu väävelhapu kaltsiumi ehk $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ tarvitatakse suurtes hulkades tselluloositöötuses puidu ümbertöötamisel tselluloosiks.

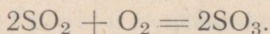
Küsimusi ja harjutusi.

1. Missugusel kolmel viisil saadakse väävlishapendit?
2. Nimetage väävlishapendi omadusi!
3. Nimetage väävlishappe omadusi! Kas on võimalik saada kontsentreeritud väävlishapet? Kui mitte, siis mispärast?
4. Milleks kasutatakse peamiselt väävlishapendit, väävlishapet ja tema soolasid?
5. Mitu grammi väävlishapendit saadakse 20 g väävli põletamisel?
6. Väävlishapend hävitab hallitusseeni, majaseeni, lutikaid, tarakane jne. Kui palju väävlit tuleb põletada selleks, et toa iga m^3 sisaldaks 16 g SO_2 , kui toa mõõted on $6 \times 4 \times 3,4 \text{ m}$?
7. Määrake SO_2 hulk, mida saadakse 1 tonni püriidi põletamisel!

Väävelhappe anhüdriid SO_3 .

Väävelhapend SO_3 tekib vähesel määral valge suitsu näol ühes väävlishapendiga väävli põlemisel hapnikus.

Väävelhapendit võib saada väävlishapendi otsesel ühine misel hapnikuga:

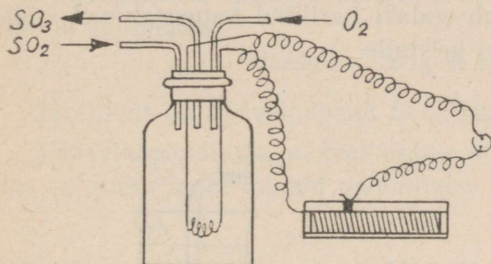


Harilikkudes tingimustes ja isegi soojendamisel hapendub aga SO_2 äärmiselt aeglaselt, mispärast väävelhapendi saamiseks kasutatakse katalüsaatoreid, s. o. reaktsiooni kiirendajaid.

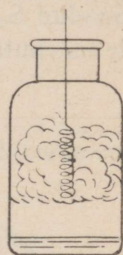
Katalüsaatorite juuresolekul ja kõrge mas temperatuuris kiireneb väävlishapendi ja õhuhapniku vahel toimuv hapendusreaktsioon tunduvalt.

Katalüsaatorina kasutatakse raudhapendit Fe_2O_3 , peenestatud plaatinat Pt, vanaadiumhappe anhüdriidi V_2O_5 .

Väiksemate väävelhapendi hulkade saamiseks kasutatakse laboratooriumides joon. 20 kujutatud seadist. Kuiv purk täidetakse ainult osaliselt väävlisahapendiga, selleks et sinna jääks ka õhku. Parem on võtta SO_2 ja O_2 segu. Purk suletakse korgiga, mida läbib kaks jämedast vasktraadist valmistatud elektroodi. Purgis olevad elektroodiotsad ühendatakse



Joonis 20. SO_3 saamine SO_2 ja O_2 segust raudhapendist katalüsaatori juuresolekul.

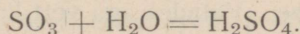


Joonis 21. SO_3 saamine SO_2 ja O_2 segust.

raudtraadist valmistatud spiraaliga või elektripliidi spiraaliga. Läbi spiraali juhitakse valgustusvõrgust võetud elektrivool, spiraali hõõgumist reguleeritakse reostaadi abil.

Katalüsaatoriks on selle katse puhul traadi hõõgumisel tekkinud raudhapend. Purgis tekib kiirelt katse vältel väävelhapendi valge suits.

Loksutades saadud suitsutaolist väävelhapendit veega, saadakse väävelhape:

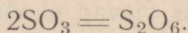


Lakmuse ja baariumkloriidi abil on võimalik tõestada, et purgis tekkis väävelhape.

Paigutades väävlisahapendi ja hapniku seguga täidetud purki tugevasti hõõguv terastraat, saadakse väävelhapend (joon. 21).

Puhas väävelhapend SO_3 on $44,6^\circ$ temperatuuril keev vedelik, mis tardub $16,8^\circ$ juures värvituks kristalliliseks massiks. Väävelhapendiga toimub seismisel, eriti veel vähese niiskuse juuresolekul, meile uus nähtus, s. o. molekulide tihenemine, mida nimetatakse polümerisatsiooniks.

Väävelhapendi kaks molekuli ühinevad omavahel keeruliseks molekuliks, moodustades tahke aine koostisega S_2O_6 :

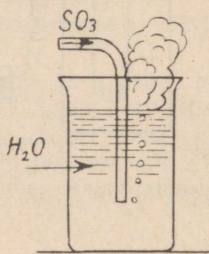


Saadud S_2O_6 kujutab endast harilikul temperatuuril siidikiude meenutavaid pikki kristalle.



Joonis 22.

Väävelhappe anhidriidi alalhoidmine.



Joonis 23.

SO_3 mittelahustus vees.

Väävelhapendit hoitakse alal kinnisulatatud klaaskölvis (joon. 22).

Väävelhapend ühineb energiliselt soojust eraldades veega, tekitades väävelhappe. Valades aga vett kristallilisele väävelhapendile, võib väga tormiliselt kulgeva reaktsiooni tõttu vabaneva suure soojushulga mõjul vesi muutuda järsult auruks ja põhjustada kardetavat plahvatust.

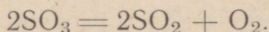
Gaasitaoline väävelhapend lahustub väga halvasti vees, kuna tekkinud udutaolised väävelhappe tilgad on vees vähe-

liikuvad ja oma kerguse tõttu ripuvad gaasis ning tõusevad seetõttu ühes gaasimullidega üles ja eralduvad veest (joon. 23).

Väävelhapend lahustub hästi kanges väävelhappes, astudes osaliselt temaga keemilisse ühendusse. Seda lahust nimetatakse ooleumiks ehk suitsevaks väävelhappes.

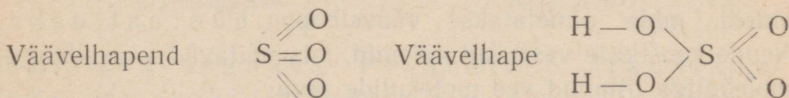
Sel põhjusel lahustatakse väävelhappetööstuses SO_3 kanges väävelhappes, ja mitte vees.

Väävelhapend laguneb kõrgel temperatuuril väävlishapendiks ja hapnikuks:



Järelikult on väävelhapend SO_3 hapendaja.

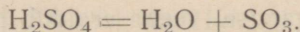
Väävelhapendis ja väävelhappes on väävel kuuevalentne, mis selgub allpool toodud valemist:



Väävelhape H_2SO_4 .

1. Füüsilised omadused.

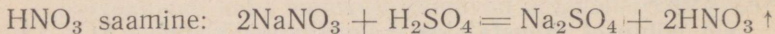
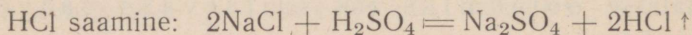
Puhas väävelhape on värvuseta raske õlitaoline vedelik. Rahvasuus kutsutakse H_2SO_4 lõngaõliks ehk vitriolõliks. Müügil olev väävelhape sisaldab umbes 96% H_2SO_4 ja ligi 4% vett. Tema erikaal on 1,84. Erinevalt teistest hapetest on ta vähe lenduv ja väga püsiv. Ta keeb umbes 338° juures, lagunedes sel puhul osaliselt väävelhapendiks ja veeks:



Katse. Valage tilk väävelhapet portselantiigli kaanele või portselankaussi ja soojendage! Pange tähele veeaurude ja seejärel valge suitsutaolise aine eraldumist!

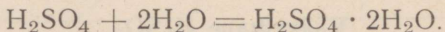
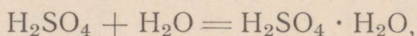
2. Keemilised omadused.

A. Väävelhappe väike lenduvus. Püsiva, aktiivse ja mittelenduva happena võib väävelhappe toimet saada teisi happeid nende sooladest, näiteks:



Sel teel on võimalik saada rida happeid sooladest, eriti kui nad kergesti lenduvad soojendamisel. Nende reaktsioonidega tutvume edaspidi.

B. Väävelhappe vett siduva ainena. Väävelhappe iseärasuseks on tema omadus ahnelt ühineda veega õige tunduva soojushulga eraldumise saatel. See on seletatav sellega, et väävelhappe ja vee vahel toimub soojust eraldav keemiline reaktsioon. Reageerimisel tekib rida aineid, mida nimetatakse väävelhappe hüdraatideks. Nende koostisele vastavad valemid, mis näitavad väävelhappe molekuliga liitunud vee molekulide arvu:



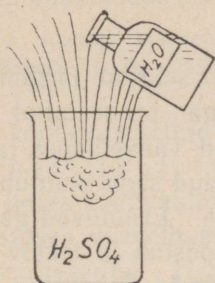
Madalal temperatuuril võib nimetatud hüdraate lahusest eraldada puhtal kujul tahke ainena, näiteks $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ eraldub $+8,6^\circ$ juures sulavate kristallide näol.

Seega osutuvad väävelhappe lahused tema hüdraatide lahusteks.

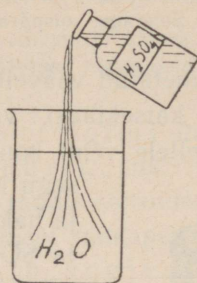
Veevaba väävelhappet H_2SO_4 , mis on saadud ühe molekuli SO_3 ühinemisel ühe H_2O molekuliga, nimetatakse tehnikas tavaliselt monohüdraadiks.

Väävelhappe segamisel veega eraldub palju soojust. Vee valamisel väävelhappesse võib vesi soojeneda kuni keemiseni ning tekkinud veeaur võib põhjustada väävelhappe väljapritsumist anumast ja seega kardetavaid põletushaavu (joon. 24).

Töötades kontsentreeritud väävelhappega tuleb tingimata kinni pidada järgmistest ettevaatusabinõudest: väävelhappe lahjendamisel veega tuleb väävelhapet valada vette peene joana, lahust



Joonis 24.
Vee valamine väävelhappesse.



Joonis 25.
Väävelhappe valamine vette.

kogu aeg segades. Plahvatuse ärahoidmiseks ei tohi mingil tingimusel valada vett happesse!!!

Väävelhape neelab ahnelt endasse veeauru ja teda kasutatakse seetõttu tihti väävelhappega mittereageerivate gaaside kuivatamiseks.

Paljud orgaanilised ained, nagu tselluloos, mis moodustab puidu peakoostusosa, suhkur jt. söestuvad kanges väävelhappes, mis ongi tingitud eespool nimetatud väävelhappe veeäravõtvast toimest. Tselluloos ja suhkur kuuluvad ainete hulka, mida nimetatakse süsivesikuteks. Nad koosnevad süsinikust, vesinikust ja hapnikust, kusjuures kaks viimast elementi esinevad samas vahekorras kui vees. Näiteks tselluloosi valem on $C_6H_{10}O_5$ ehk $C_6(H_2O)_5$, peedisuhkru valem $C_{12}H_{22}O_{11}$ ehk $C_{12}(H_2O)_{11}$. Väävelhape justkui võtab nendelt ainetelt vee ära, jättes järele süsiniku, mis eraldub söenäol.

Katse. Niisutage pirru ots kontsentreeritud väävelhappega ja jälgige selle söestumist!

Katse. Kirjutage või joonistage midagi paberitükile väävelhappe lahusega, kasutades selleks pirdu või klaaspulgakest! Soojendage paberit kuuma õhu voolus (lambi või piirituspõleti kohal)! Kirjutis ilmub nähtavale. Seletage, mispärast!

Ülalnimetatud väävelhappe toimet selgitab järgmine katse. Asetame katseklaasi väikese hulga peenestatud suhkrut, valame sellele veidi kontsentreeritud väävelhapet ja segame



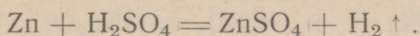
Joonis 26.
Suhkru söestumine väävelhappes.

segu kiiresti; saadud segu muutub mustaks ja hakkab kerkima. Eralduvad gaasid CO_2 ja SO_2 , suhkur söestub ja tekkiv süsi on väga koguka, koheda ja urbse massiga (joon. 26). See, et eralduvad gaasid koosnevad CO_2 -st ja SO_2 -st, näitab, et kontsentreeritud väävelhappe toimib kui hapendaaja, andes ära osa omast hapnikust, muutub ta ise väävlisahapendiks ja veeks. Hapnik astub reaktsiooni söega ja moodustab süsihappegaasi. Samal viisil teostub ka puidu söestumine pirru asetamisel kontsentreeritud väävelhappesse. Samuti põhjustab nahale sattunud väävelhappe kardetavaid põletushaavu. Seepärast äärmiselt ettevaatus väävelhappega tegelemisel!!!

C. Väävelhappe hapendajana. Väävelhappe, nii lahjendatud kui ka kontsentreeritud, reageerib peaaegu kõikide metallidega, kuid toimib keemiliselt erinevalt, seetõttu tuleb tema toimet metallidesse vaadelda eraldi.

Lahjendatud väävelhappe reageerib metallidega järgmiselt: kõik metallid, mis asetsevad pingereas vesinikust vasakul, lahustuvad ja tõrjuvad vesiniku väävelhappesest välja, kuna vesinikust paremal asetsevad ei lahustu. Reaktsiooni saadus-

teks on sool ja vesinik. Keemiline reaktsioon kulgeb skeemi kohaselt:



Mis puutub kontsentreeritud väävelhappesse, siis ei reageeri külm väävelhape metallidega, küll aga soojendatud hape.

Katse. Asetage kontsentreeritud väävelhappega katseklaasi puhastatud tükikesed rauda, vaske, tsinki! Jälgige reaktsiooni ja andke seletus!

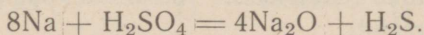
Kuna kontsentreeritud väävelhape ei toimi metallidesse harilikul temperatuuril, siis võimaldab see teda hoida raudvaatides, vedada raudtsisternides ja kasutada tööstuses väävelhappega töötamisel raudaparatuuri.

Kontsentreeritud H_2SO_4 toimib soojendamisel kui hapendaja ja reageerib metallidega teisiti kui lahjendatud hape. Kõik metallid peale kulla ja plaatina lahustuvad temas. Reaktsioon on võrdlemisi keeruline, kuna kontsentreeritud väävelhape hapendab esmalt metalli, muutes teda hapendiks, mis happe uute molekulidega reageerides muunduvad soolaks. Taandumissaadusteks võivad olla väävlihapend, väävel ja väävelvesinik.

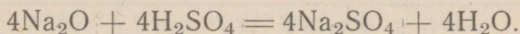
Pingereas magneesiumist vasakul asetsevad leelis- ja leelismuldmetallid tekitavad väävelhappega reageerimisel soolasid, taandumissaaduste hulgas on ülekaalus väävelvesinik.

Reaktsioon kulgeb kahes järgus:

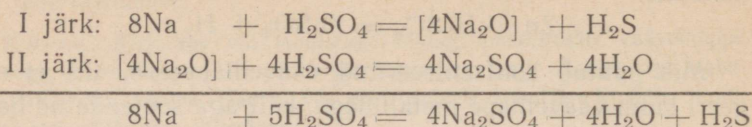
Esimeses järgus hapendub metall väävelhappe toimel, tekib metalli hapend ja eraldub väävelvesinik. Näiteks kulgeb reaktsioon metallilise naatriumiga järgmiselt:



Teises järgus reageerib tekkinud metalli hapend (käesoleval juhul Na_2O) happe uute molekulidega, tekib sool ja eraldub vesi:



Kokku võttes kulgeb reaktsioon järgmiselt:

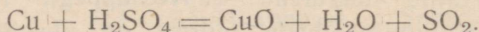


Metallid, mis asetsevad pingereas magneesiumist kuni hõbedani (viimane kaasa arvatud), lahustuvad samuti väävelhappes, kuid taandumissaaduste hulgas on ülekaalus väävlis-hapend. Näiteks kulgeb reaktsioon vase ja kontsentreeritud väävelhappe vahel järgmiselt:

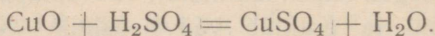
Katse. Valage katseklaasi veidi kontsentreeritud väävelhapet ja asetage sinna veidi vaselaaste! Soojendage kergelt kuni vase ja happe vahel toimuva reaktsiooni alguseni! Pange tähele eralduva gaasi lõhna ja soola tekkimist sademe näol!

Katse. Valage portselankaussi kaks katseklaasitäit vett ja lisage sellele eelmisel katsel saadud sade! Segage läbi, filtreerige teise portselan-kaussi, aurutage poole koguseni, laske jahtuda ja pange tähele tekkiva aine kristalliseerimist! Kuidas nimetatakse saadud ainet?

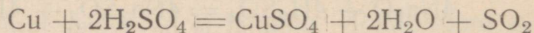
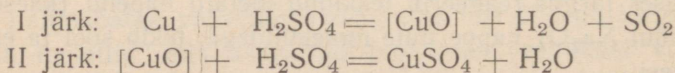
Esimeses järgus hapendub vask vaskhapendiks ja eralduh väävlis-hapend:



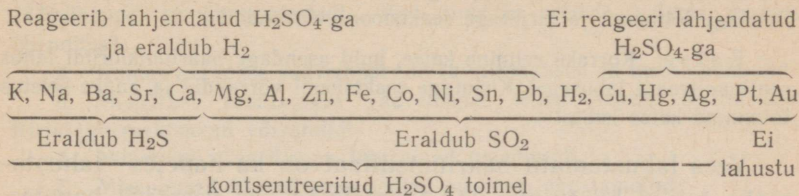
Teises järgus reageerib tekkinud vaskhapend väävelhappe liiaga ja tekib sool:



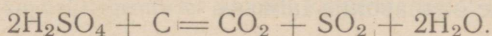
Liites mõlemad reaktsiooni võrrandid saame reaktsiooni summaarse võrrandi:



Väävelhappe toimet metallidesse võib kujutada järgmise skeemi abil:



Analoogiliselt kulgeb reaktsioon teiste metallidega ja mõningate mittemetallidega, näiteks söega:

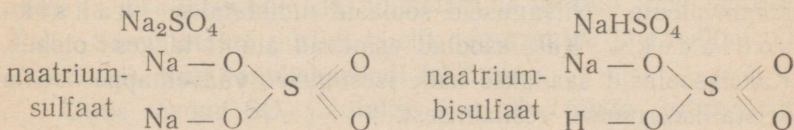


Ülaltoodust selgub, et kontsentreeritud väävelhappe on hapendavate omadustega.

Väävelhappe soolad.

Väävelhappe on kahealuseline hape, kuna tema molekul sisaldab kaks vesiniku aatomit, mis on asendatavad metalliga. Seetõttu tekitab väävelhappe kaks rida soolasid — normaalseid ja hapusid. Väävelhappe normaalsoolad nimetatakse sulfaatideks, kuna hapud — bisulfaatideks ehk vesiniksulfaatideks.

Struktuuriselt kujutatakse neid järgmiselt:



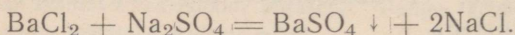
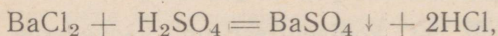
Enamik väävelhappe soolasid lahustub vees võrdlemisi hästi. Tuntumate metallide sooladest on praktiliselt lahustamatud väävelhappu baarium ehk baariumsulfaat $BaSO_4$ ja väävelhappu seatina ehk seatinasulfaat $PbSO_4$. Väävelhappu kaltsium ehk kaltsiumsulfaat $CaSO_4$ on vähe lahustuv.

Exbibl. univ. T

Katse. Võtke 4 katseklaasi! Valage ühte väävelhappe lahust, teise naatriumsulfaadi lahust, kolmandasse rauavitrioli lahust ja neljandasse vasevitrioli lahust! Lisandage igasse katseklaasi baariumkloriidi lahust! Seletage toimunut ja kirjutage reaktsiooni võrrandid!

Katse. Korrake eelmine katse, kuid asendage baariumkloriidi lahust seatinanitraadi lahusega! Kirjutage reaktsiooni võrrandid ja andke seletus toimunud katse kohta!

Vees lahustamatu baariumsulfaat on ka hapetes lahustamatu, teised baariumsoolad lahustuvad kas vees või hapetes. Mingi baariumsoola lahusele lisamisel saadud hapetes lahustamatu valge sade on kindlaks tunnuseks väävelhappe või tema soolade olemasolule lahuses.



Seega on lahustumatud baariumsoolad reaktiiviks väävelhappele ja selle sooladele.

Vase, raua ja tsingi kristallvett sisaldavaid väävelhappe soolasid nimetatakse ka vitriolideks, näiteks vasevitriol $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Väävelhappe ning metallide Al ja K või Cr ja K või Fe ja K soolasid nimetatakse maarjasteks.

Maarjasteks nimetatakse väävelhappe soolasid, mis sisaldavad kahe eri metalli aatomeid, milledest üks on ühe- ja teine kolmevalente. Niisuguseid soolasid nimetatakse kaksiksooladeks. Kaksiksoolad esinevad ainult tahkes olekus. Kaksiksoolasid saadakse kahe isesuguse väävelhappe soola kristalliseerumisel vesilahusest.

Tuntakse järgmisi maarjaid:

- | | | |
|------------------------------|---|---|
| 1) kaalium-alumiiniummaarjas | — | $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, |
| 2) kaalium-raudmaarjas | — | $\text{KFe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, |
| 3) naatrium-kroommaarjas | — | $\text{NaCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. |

1. Kirjutage väävlisshopendi ja väävelshopendi ning väävlisshoppe ja väävelshoppe struktuurvalemid! Kui suur on väävli valents nendes ühendites?

2. Kuidas saadakse väävelshopendit ja missugused on tema omadused?

3. Misspärast kasutatakse väävelshopet teiste shopete tootmiseks?

Kirjutage reaktsiooni võrrandid!

4. Nimetage väävelshoppe tähtsamad omadused!

5. Missugused väävelshoppe soolad on vees lahustamatud?

6. Missugune aine on reaktiiviks väävelshoppele ja tema sooladele?

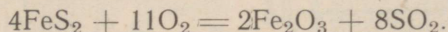
7. Riiulil on kaks etiketita pudelit. Ühes on lahjendatud soolshoppe, teises lahjendatud väävelshoppe. Missuguses pudelis on väävelshoppe? Väävelshoppe kindlakstegemiseks on meil käepärast ainult kriit.

Väävelshoppe tootmise meetodid.

Väävelshopet toodetakse tehnikas kolmel viisil: kontakt-, kamber- ja tornmenetluse abil.

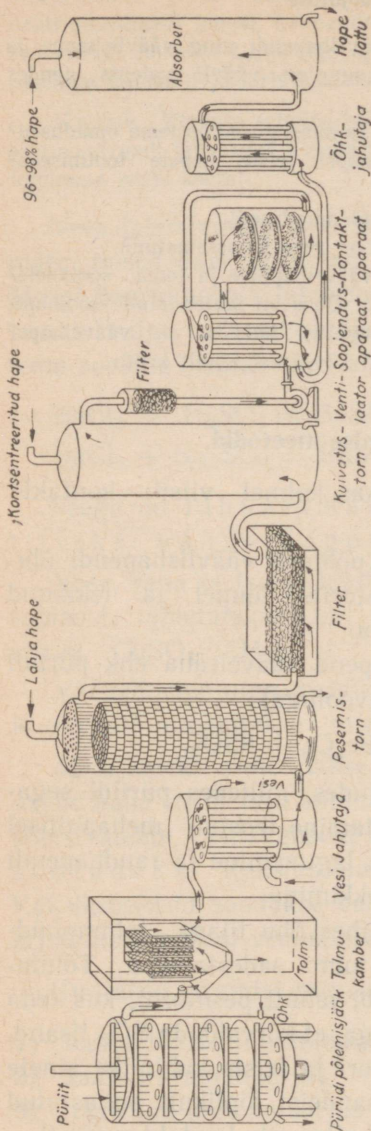
1. **K o n t a k t m e n e t l u s** põhineb väävlisshopendi ühinemisel õhuhapnikuga katalüsaatorite toimel ja tekkinud väävelshopendi reageerimisel veega.

Vabrikuis saadakse väävlisshopend väävelräha ehk püriidi FeS_2 särdamisel (põletamisel õhuvooluga):



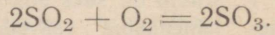
Püriit särratakse erilistes ahjudes, milledes püriidi segamine ja järk-järguline edasitoimetamine teostub mehaanilisel teel. Saavutatakse püriidi täielik lagunemine ja raudshopendi (särdami) ning väävlisshopendi tekkimine.

Ahjus saadud SO_2 juhatakse ühes õhu liiaga tolmutüüd- jasse, milles elektrivoolu mõjul tolmu sadestatakse. Tolmu- kambrist tulev gaas juhatakse läbi jahuti pesutorni, kus teda pestakse lahjendatud väävelshoppega, et kõrvaldada SO_3 lisand, tolmu jäätmed ning arseeni, fosfori ja teiste kahjulike ainete lisandid. Filtrites kahjulikest lisandest lõplikult puhastatud gaas juhatakse kuivatustorni ning alles siis kontaktaparaati.



Joonis 27. Vabriku skeem väävelhappe saamiseks kontaktmenetluseel.

Kontaktaparaat on vabriku tähtsaimaks seadiseks. Aparaadis on platineeritud asbest, mida läbib SO₂ ja õhu segu (joon. 28). Platinakatalüsaatori toimel väävlishapend hapendub väävelhapendiks:



Hapendusprotsessi teostatakse 450° temperatuuril.

Tänapäeval kasutatakse SO₂ hapendamisel platinakatalüsaatori asemel palju odavamat vanaadiumhappe anhüdriidi V₂O₅, mille aktiivsus on peaaegu niisama suur kui plaatinal, kuid ta ei mürgistu nii kergesti (ei kaota oma toimet).

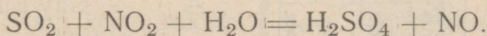
Tekkinud väävelhapend lahkub kontaktaparaadist väga peeneks pihustatuna. Sellises olekus väävelhapend ei segune veega. Lahustamiseks juhitakse teda 96—98% väävelhappesse, mis muutub sel puhul

suitsevaks vedelikuks oleumiks (õli). Oleumi veega lahjendamisel saadakse soovitava kangusega väga puhast väävelhapet.

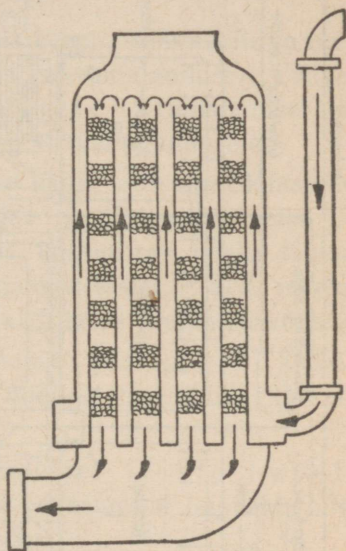
2. Kambermenetlus. Kontaktmenetlust hakati kasutama alles võrdlemisi hiljuti. Selle ajani toodeti eranditult väävelhapet nn. kambermenetluse abil, mida praegu kasutatakse ainult mõnedes üksikuis vabrikuis.

Väävlishapendi saamine toimub siin samuti kui kontaktmenetlusel püriidi särdamisel. Saadud SO₂ gaasi puhastatakse siin ainult tolmu kambris. Gaasid ei vaja suurt puhastamist. Tolmu kambrist tulev gaas juhitakse Glover'i torni, kus ta segatakse lämmastiku hapenditega, peamiselt lämmastikkahelishapendiga NO₂, ja suubub siis seatinakambritesse, kuhu samal ajal puhutakse tolmuks pihustatud vett või veeauru. Kambris muundub väävlishapend väävelhappeks ja koguneb kambri põhja.

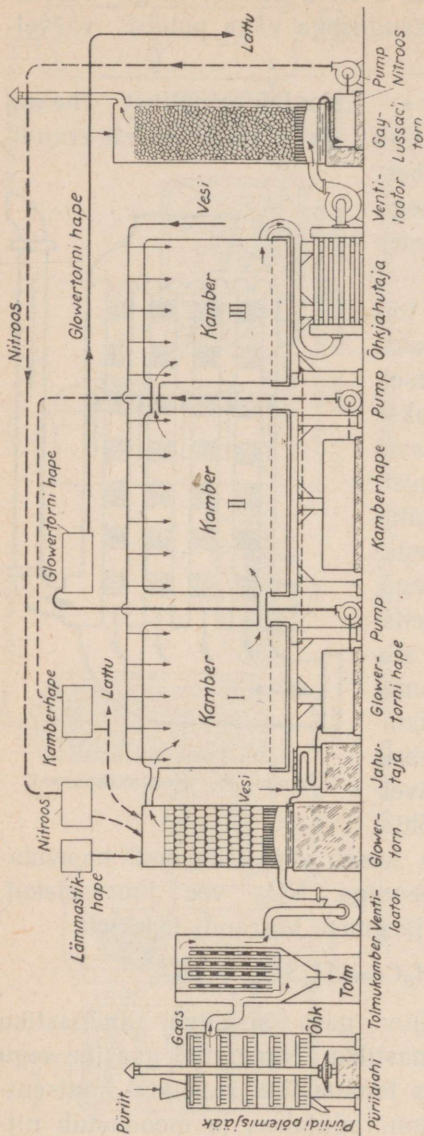
Kambermenetluse olemus seisab väävlishapendi hapendamises lämmastik-kahelishapendiga NO₂ vee juuresolekul. Hapendusreaktsioon kulgeb järgmise võrrandi kohaselt:



Viimasest kambrist väljuv gaas sisaldab lämmastiku hapendeid, hapnikku ja lämmastikku. Nimetatud gaaside segu läbib Gay-Lussac'i torni, kus lämmastiku hapendid kontsentreeritud väävelhappe abil kinni püütakse, ja moodustub nit-



Joonis 28. Kontaktaparaat.



Joonis 29. Vabriku skeem vävelhappe saamiseks kambermenetlusel.

roos, mida torude kaudu pumbatakse Glover'i torni, kus temast eralduvad uuesti lämmastiku hapendid.

Kambermenetlusel saadud hape sisaldab 63—65% H_2SO_4 ühes paljude kõrvalainetega. Sel viisil saadud hapet kasutatakse teistes tööstustes.

3. Tornmenetlus. Viimasel ajal leiab laialdast kasutamist kolmas, nn. tornmenetlus, mis osutub kambermenetluse teisendiks. Tornmenetlus erineb kambermenetlusest peamiselt selle poolest, et temas on kambrid asendatud tornidega, milledest ühed toimivad Glover'i, teised — Gay-Lussac'i tornidena. Meil Nõukogude Liidus töötab suurem osa uutest vabrikutest tornmenetluse põhjal. Torn-

menetluse paremused võrreldes kambermenetlusega seisavad väiksemas seatina ja lämmastikhappe kulutuses ning kangema väävelhappe (75—78% H_2SO_4) saamisest.

Väävelhappe tähtsusest ja kasutamisest.

Väävelhappel on suurim tähtsus keemia saavutuste ja meetodite rakendamise alal meie maa rahvamajanduses. Väävelhappe kasutamine kunstväetiste valmistamisel on põhilise tähtsusega meie maa kogu rahvamajandusele.

Väävelhappe abil valmistatakse kahte tähtsamat kunstväetist: fosforväetist — superfosfaati ja lämmastikväetist — ammoniumsulfaati. Seega osutub väävelhappe üheks tähtsaks teguriks meie põldude viljakuse tõstmise alal, mis on kolossaalse tähtsusega meie sotsialistlikule põllumajandusele.

Teiseks kasutatakse väävelhapet peaaegu kõikide lõhkeainete valmistamisel, mis on tarvilikud riigikaitseks, ja tööstustes.

Kolmandaks kasutatakse väävelhapet teiste hapete tootmiseks, kuna ta on üks odavamaid happeid, olles sealjuures väga püsiv ja mittelenduv.

Peale selle kasutatakse väävelhapet mitmesuguste soolade, mineraalvärvide, tekstiiltööstuses kasutatavate värvainete, kunstkiudainete valmistamiseks; edasi kasutatakse teda metallurgias, naftatööstuse saaduste — petrooleumi, bensiini ja määrdeainete puhastamiseks, rasvade töötlemisel, suhkru- ja nahatööstuses, akumulaatorite täidisena jne.

Ei ole ühtegi keemiatööstuse haru, kus ei kasutata väävelhapet.

Leheküljel 58 on toodud tabel väävelhappe kasutamise kohta. Tabelis on toodud töödeldav tooraine ja sellest väävelhappe toimet saadud produktid.

Töödeldav tooraine	Valmissaadused	Tööstuseharu
Fosforiit	Superfosfaat Pretsipitaat	Kunstväetiste tööstus
Ammoniaak	Ammooniumsulfaat	
Glütseriin	Nitroglütseriin Dünamiit	Sõjatööstus Tekstiiltööstus
Tselluloos	Suitsuta püsirohi Kunstiid	
Kivisüsi	Lõhkeained Värvained Arstimid	
Keedusool	Soolhape Naatriumsulfaat	Happetööstus
Tšiili salpeeter	Lämmastikhape Naatriumsulfaat	
Sulapagu	Fluorvesinikhape	
Savi	Alumiiniumsulfaat Maarjas	Soolade tööstus
Kroomimaak	Kroomsulfaat Kroomiühendid	
Monatsiitliiv	Tooriumsulfaat Gaasvalgustussukad	
Püriidi särdam	CuSO_4 , FeSO_4 , ZnSO_4	
Nafta, bensiin, petrooleum, mineraalõlid	Puhastatud bensiin, petrooleum, mineraalõlid	Naftatööstus
Rasvad	Glütseriin Steariin	Orgaaniliste ainete tööstused
Alkoholid	Eetrid	Toiduainetetööstus
Tärklis	Siirup Glükoos	
Maagid	Al, Mg, Ca, Hg, Co, Ni	Metallurgia

Väävelhappe soolade kasutamine.

Suure praktilise tähtsusega on järgmised väävelhappe soolad:

a) Glaubrisool $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, nii nimetatud arst ja keemik Glauber'i järgi, kes teda esimesena kasutas arstimina.

Kasutatakse toorainena sooda- ja klaasitööstuses, naatriumtiosulfaadi $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, ultramariini (sine) ja teiste ainete valmistamisel. Arstiteaduses kasutatakse lahtistina.

b) Kaaliumsulfaati K_2SO_4 kasutatakse kaaliväetisena.

c) Baariumsulfaati BaSO_4 kasutatakse valgete värvide (litopooni, blanfiks'i jt.) valmistamisel.

d) Kaltsiumsulfaati ehk väävelhapu kaltsiumi CaSO_4 leidub looduses suurtes hulkades kipsina $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ja anhüdriidina CaSO_4 . Kuumutamisel kuni 150° kaotab kips osa vett ja muutub nn. „põletatud kipsiks“ $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Veega segamisel moodustab põletatud kips taignataolise massi, mis omandab kergesti iga soovitava kuju. Lühikese aja pärast kõvastub mass, kuna põletatud kips, sidudes vett, muutub taas kipsiks. Selle omaduse tõttu kasutatakse kipsi laialdaselt mitmesuguste kujundite, kujukeste ja teiste esemete valmistamiseks. Kipsi kasutatakse peamiselt aga lubja lisandina seinte ja lagede krohvimisel.

e) Magneesiumsulfaati ehk väävelhapu magneesiumi leidub merevees. Puhtal kujul kasutatakse lahtistina (kibe- ehk inglissool) $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

f) Rauavitriol $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ moodustab rohelisi kristalle. Tehnikas kasutatakse teda laialdaselt tindi ja värvide valmistamisel, fotoasjanduses jne. Edasi kasutatakse teda võitluses taimekahjuritega (näklastega).

g) Vasevitriol $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ on siniseid kristalle moodustav aine. Mürgise toime tõttu kasutatakse vasevitrioli lahust, millele on lisandatud kustutamata lupja bordoo-vede-

liku nime all taimede seenhaiguste ärahoidmiseks. Kuiva $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ kasutatakse seemnevilja puhtimisel nõgipea tõrjeks. Edasi kasutatakse vasevitrioli värvimisel maalrivärvi-dega ja sitsitrükkimisel.

h) Tsingivitriol $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ moodustab värvu-setuid kristalle. Tsinksulfaadi lahust kasutatakse puidu immu-tamiseks ja tekstiiltööstuses.

K a a l i u m - a l u m i i n i u m m a r j a s t $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ kasutatakse naha parkimisel, värvimistööstuses, arsti-teaduses, paberitööstuses jne.

Küsimusi ja harjutusi.

1. Missuguseist toorainest saadakse väävelhapet? Kirjutage nende ainete särdamise võrrandid!
2. Kirjutage väävelhappe saamise reaktsiooni põhivõrrand kontakt-menetlusel! Nimetage selleks kasutatavaid katalüsaatoreid!
3. Kirjutage väävelhappe saamise reaktsiooni põhivõrrand kamber-menetlusel!
4. Milleks kasutatakse peamiselt väävelhapet?
5. Nimetage tähtsamad väävelhappe soolad ja seletage nende kasu-tamist!

Keemia põhitööstusest.

Tutvusime väävelhappe kasutamisega tööstuses ja igapäe-vases elus. Rea näidete varal veendusime, et väävelhappel on erakordselt suur tööstuslik tähtsus. Peaaegu kõikides keemia-tööstustes kasutatakse väävelhapet pooltootena teiste tarvilike ainete tootmisel. Väävelhappe on keemia tööstuse alu-seks. Väävelhappel on esikoht keemia põhitööstuses. Kee-mia põhitööstuse ülesandeks on valmistada teiste ainete toot-miseks vajalikke aineid (pooltooteid), mitte otseseid tarbe-aineid (laiatarbekaupu), nagu kummi, klaasi, seepi, arstimeid jne. Peale väävelhappe toodab keemia põhitööstus veel teisi happeid, leelisi ja mineraalväetisi.

NSV Liidu sotsialistliku ehituse, põllumajanduse industrialiseerimise ja tööstuse vägeva arengu perioodil on keemia põhitööstusel eriti suur osatähtsus.

Partei XVII kongressi määruses seisab keemia põhitööstuse kohta järgmist: „...täies ulatuses likvideerida mahajäämus rahvamajanduse arengu tempost. Pöörata erilist tähelepanu keemia põhitööstuse arengule ja enne kõike mineraalväetiste tootmisele, selleks kindlustada vabrikute ümberseadistumist ja igakülgset hoogustada uute ehitamist“.

Juba esimese viisaastaku jooksul saavutati suuri tulemusi. Esimese viisaastaku tulemuste kohta ütles seltsimees Stalin: „Meil ei olnud tõsist ja ajakohast keemiatööstust. Nüüd on ta meil olemas“.

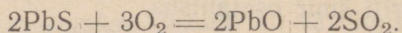
Nõukogude Liidu keemia põhitööstus tõusis stalinlike viisaastakute jooksul ühele tasemele teiste rahvamajanduse harudega.

Ehitati hiiglaslikud keemiakombinaadid, rajati uusi keerulisi tööstusi.

Keemiatööstuse toodang tõusis järsult. Ainult kolm väävelhappevabrikut — Konstantinovski, Nevski ja Voznessenski — andsid kolm korda rohkem väävelhapet kui tsaariaegse Venemaa 33 vabrikut kokku. Nõukogude Liidus hakati tootma sõjatööstuses tarvilikke aineid, s. o. igasuguseid lõhkeaineid, mis on vajalikud meie riigi sõjaliseks võimsuseks ja tema valmisolekuks iga minut tõrjuda tagasi meile vaenlike imperialistlike riikide kallaletungi.

Keemia põhitööstus on tihedalt seotud tööstuse teiste harudega. Ta kasutab teiste tööstuste mitmesuguseid jäätmeid ja kõrvaltooteid. See, mida varem arvati jäätmeks, on nüüd väärtuslikuks lähteaineks teiste ainete tootmisel. Nii näiteks kasutatakse vase, tsingi, seatina saamiseks tavaliselt nende metallide ühendeid väävliga, s. o. tsinkläiku ZnS , seatinaläiku PbS , vaserähka $CuFeS_2$ jt. Need ühendid allutatakse eelnevale

särdamisele, kusjuures saadakse metallide hapendid ja väävlishapend SO_2 . Näiteks:



Kaua aega juhiti metallurgilistes tehastes tekkinud väävlishapend õhku. Segunedes õhuga mürgistas ta selle ja hävitas seetõttu tehaste ümbruses igasuguse taimekasvu.

Nüüd kasutatakse seda gaasi väävelhappe saamiseks. Seega osutub ta väärtuslikuks tooraineks. Näiteks võib 1 tonnist vaserähast saada 220 kg vaske ja 1,25 tonni väävelhapet.

Stalinlike viisaastakute jooksul on meil püstitatud terve rida väävelhappevabrikuid, mis kasutavad toorainena metallurgiliste tehaste lahkaase.

Siin näeme erinevate tööstuste omavahelist ratsionaalset sidumist, mis võimaldab ehitada metallurgilistest tehastest ja keemiavabrikuid koosnevaid kombinat-gigante.

Isesuguste tööstuste sidumine on tohutu majandusliku tähtsusega ja leiab laialdast rakendamist Nõukogude Liidu sotsialistlikus ülesehituses.

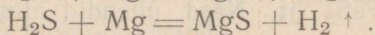
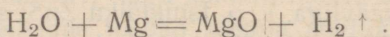
Kombinaatide ehitamisel sotsialistliku korra juures on piiramatud võimalused, mis on täiesti kättesaamatud kapitalistlikele riikidele, kus tööstuste omavaheline sidumine põrkab kokku kapitalistide ja töösturite erahuvidena.

Hapniku ja väävli sarnasus ja erinevused.

Vaadeldes hapniku ja väävli keemilisi omadusi võime täheldada keemilist sarnasust nende elementide vahel.

Nii väävli kui ka hapnikul on omadus moodustada vabas olekus mitmesuguseid allotroopilisi teisendeid.

Nende vesinikühendid sarnanevad koostise poolest: H_2O ja H_2S . Nimetatud ühendite vesiniku aatomid on asendatavad metallidega:



Hapnikühendite koostis sarnaneb väävelühendite koostisega:

tsinkhapendile ZnO vastab tsinksulfiid ZnS ,
sööbenaatriumile $NaOH$ vastab naatriumbisulfiid $NaHS$,
süsihappegaasile CO_2 vastab väävelsüsinik CS_2 .

Sel põhjal võib öelda, et väävli ja hapniku vahel on olemas keemiline sarnasus.

Hapniku ja väävli sarnasuse kõrval võime täheldada ka olulisi erinevusi: hapnik on värvusetu, maitseta ja lõhnata gaas; väävel on kollase värvusega tahke aine. Hapniku vesinikühend — vesi H_2O on lõhnata ja maitseta vedelik, kuna väävli vesinikühend — väävelvesinik H_2S on vastiku lõhnaga gaas.

Keemiliste omaduste poolest on väga sarnased hapniku ja väävliga veel kaks elementi — seleen ja telluur. Seleen (Sēlenium) Se , aatomkaal 79,26, ja telluur (Tellurium) Te , aatomkaal 127,6. Seleen on looduses võrdlemisi levinud element, kuna telluur on väga haruldane. Nagu väävel ja hapnik, moodustavad ka seleen ja telluur allotroopilisi teiseid. Kuigi seleen ja telluur on mittemetallid, ilmnevad nendel mõningad metalliomadused, näiteks on kristallilisel seleenil metalline läige ja ta juhib elektrit, eriti valgustamisel. Seleen leiab praktilist kasutamist optiliste riistade — fotomeetrite ja valgussignaalaparaatide valmistamisel ning samuti televisioonis, sest temal on eriline omadus seda paremini elektrit juhtida, mida tugevamalt ta on valgustatud. Telluuril on selgelt avalduv metalline läige. Juhtides hästi elektrit ja soojust, läheneb ta selles suhtes metallidele.

Seleeni ja telluuri sarnasus väävliga ilmneb eriti tugevalt nende ühendites. Vesinikühenditest on seleenvesinik H_2Se ja telluurvesinik H_2Te väävelvesinikuga väga sarnased värvitud, mürgised ja vastiku lõhnaga gaasid. Nagu väävelvesinikulgi on nende vesilahused nõrgad happed. Nende soolasid saadakse H_2Se ja H_2Te toimet metallide lahustuvaisse sooladesse ja nimetatakse seleniidideks ja telluriidideks, näi-

teks FeSe ja FeTe. Seeleni ja telluuri põlemisel õhus saadakse hapendid: seleenishappe anhüdriid SeO_2 ja telluurishappe anhüdriid TeO_2 , mis vees lahustamisel moodustavad väävlis-
happega H_2SO_3 sarnase nõrga seleenishappe H_2SeO_3 ja telluurishappe H_2TeO_3 .

Energiliste hapendajate toimel hapenduvad SeO_2 ja TeO_2 seelenhappeks H_2SeO_4 ja telluurhappeks H_2TeO_4 .

Nagu väävelhape, osutub ka seelenhape vähe lenduvaks, ühineb energiliselt veega ja söestab orgaanilisi aineid. Võrreldes väävelhappega on telluurhape väga nõrk hape.

Seega moodustavad hapnik, väävel, seelen ja telluur nagu halogeenidki omavahel sarnaste elementide rühma.

Järgnevas tabelis on kõrvutatud selle rühma elementide mõningad omadused. Vaatlemisel selgub, et need omadused muutuvad nagu halogeenide rühmalgi aatomkaalu suurenemisel pidevalt.

Me näeme siin sama korrapärasust, mida kohtasime halogeenide rühma juures: kõik hapniku rühma elemendid moodustavad vesiniku ja hapnikuga ühte tüüpi kuuluvaid ühendeid, nende valents nii vesiniku kui hapniku suhtes on ühesugune (peale hapniku), see kõik iseloomustab antud elementide suurt sarnasust.

Sarnasuse kõrval täheldatakse ka erinevusi. Aatomkaalu suurenemisega nõrgenevad järk-järgult mittemetallised omadused ja ilmnevad metallide mõningad omadused, mis küllalt selgesti avalduvad telluuril. Elementide sulamistemperatuur ja keemistemperatuur tõuseb nende aatomkaalu suurenemisel. Vesinikühendite püsivus väheneb hapnikult kuni telluurini, samuti väheneb ka hapete keemiline aktiivsus, näiteks on väävelhape üks kangemaid happeid, kuna telluurhape kuulub nõrgemate hulka.

Sellest võime järeldada, et aatomkaalu tõusuga alanevad nimetatud elementide mittemetallised omadused ja tugevnevad

Elemendi nimetus	Hapnik	Väävel	Seleen	Telluur
Keemiline märk	O	S	Se	Te
Aatomkaal	16	32,06	78,96	127,6
Agregaatolek harilikul temperatuuril	gaas	tahke aine	tahke aine	tahke aine
Erikaal	1,12 (vedel)	1,96 2,06	4,26 4,8	6,24
Keemistemperatuur	—183°	444,5°	688°	1390°
Sulamistemperatuur	—218,5°	112,8° 119°	220,2°	452,5°
Valents vesiniku suhtes	2	2	2	2
Vesinikühendite tüübid	H ₂ O	H ₂ S	H ₂ Se	H ₂ Te
Ühinemisvõime vesinikuga	ühineb plahvatusega, soojendamisel laguneb 1000° juures	ühineb ja laguneb 310° juures	laguneb kergemini kui H ₂ S	laguneb veel kergemini kui H ₂ Se
Vesinikühendite happelised omadused	neutraalne hapend	nõrgad happed		
Valents hapniku suhtes	—	4 ja 6	4 ja 6	4 ja 6
Tähtsamad hapendid	—	SO ₂ SO ₃	SeO ₂ SeO ₃	TeO ₂ TeO ₃
Happed	—	H ₂ SO ₃ H ₂ SO ₄	H ₂ SeO ₃ H ₂ SeO ₄	H ₂ TeO ₃ H ₂ TeO ₄

nende metallised omadused järk-järgult hapnikust kuni teluurini.

Vaadeldes hapniku ja halogeenide rühma elementide omadusi, leiame nende vahel teatud sarnasust: hapniku rühma vesinikühendid (H_2S , H_2Se , H_2Te) ja halogeenide rühma omad (HF , HCl , HBr , HJ) on happed. Nende hapnikühendid on happeanhüdriidid, mis ühinedes vahetult metallidega moodustavad soolaid.

Halogeenide rühma ja hapniku rühma vahel täheldatud sarnasuse kõrval leidub ka olulisi erinevusi: hapniku rühma elemendid on vesinikühendites kahevalentsed, kuna halogeenid on ühevalentsed.

Hapniku rühma vesinikühendid on nõrgad happed, kuna halogeenvesinikhapped, vastupidi, on tugevad happed. Samuti täheldatakse erinevusi hapniku rühma ja halogeenide rühma elementide hapnikühendite ja soolade vahel.

Hapniku rühma elementide keemiline aktiivsus on tunduvalt väiksem kui halogeenide rühma elementidel.

Küsimusi.

1. Mida nimetatakse keemia põhitööstuseks?
2. Iseloomustage keemia põhitööstuse olukorda tsaariaegsel Venemaal ja tema arengu perspektiive NSV Liidus!
3. Missuguse tähtsusega on kombinat keemiatööstuses?
4. Missugustes tingimustes on teostatav tööstuste laialdane ühendamine? Sotsialistliku süsteemi eelised võrreldes kapitalistlikuga.
5. Milles erineb ja sarnaneb hapnik väävliga?
6. Iseloomustage hapniku rühma sarnasuse ja erinevuse suhtes!
7. Võrrelge hapniku rühma halogeenide rühmaga!

Teine peatükk.

LÄMMASTIK JA FOSFOR.

Lämmastik — *Nitrogenium*.

Keemiline sümbol N. Aatomkaal 14.

Füüsilised omadused.

Lämmastik on värvusetu, lõhnata ja maitseta gaas. Tema lahustuvus vees on väga väike. Lämmastik on õhust veidi kergem; normaalseil tingimustel kaalub 1 liiter 1,25 g (1 liiter õhku kaalub 1,29 g). Tugeva jahutamise ja kõrge rõhu korral muutub lämmastik vedelikuks, mis keeb $-195,87^{\circ}$ juures ja tahkub $-210,5^{\circ}$ juures lumetaoliseks massiks.

Keemilised omadused.

Lämmastik on tüüpiline mittemetall. Tema molekulid koosnevad kahest aatomist — N_2 . Harilikes tingimustes on lämmastik oma keemiliste omaduste poolest väga inertne. Lämmastik ei põle ega võimalda põlemist ja hingamist. Lämmastiku atmosfääri asetatud loomad surevad väga kiiresti, kuid mitte lämmastiku mürgisuse tõttu, vaid lihtsalt hapniku puudusel. Sellega seletub ka tema venekeelne nimetus „azot“, mis on tületatud kreekakeelsest sõnast „azotos“, s. o. elutu. Lämmastiku ladinakeelne nimetus „nitrogenium“ tähendab „salpeetri tekitaja“.

Kõrgel temperatuuril ühineb lämmastik võrdlemisi kergesti mõningate metallidega, näiteks liitiumiga, magneesiumiga,

kaltsiumiga jt., moodustades lämmastiku ja metalli ühendeid — nitriide, näiteks: magneesiumnitriid Mg_3N_2 , kaltsiumnitriid Ca_3N_2 jt. Volta kaare temperatuuril ühineb lämmastik vahetult hapnikuga lämmastikhapendiks NO ja hapendub õhu toimel lämmastik-kahelishapendiks NO_2 . Kõrgel temperatuuril ja suure rõhu juures ühineb lämmastik katalüsaatorite vahendusel vesinikuga ammoniaagiks NH_3 . Peale selle võib lämmastik teatud tingimustel ühineda ka teiste elementidega.

Õeldust selgub, et lämmastik on harilikes tingimustes keemiliselt inertne, kuid aktiivsem kõrgematel temperatuuridel. See seletub lämmastiku molekulide suure püsivusega madalail temperatuuridel. Kõrgeil temperatuuridel lagunevad aga lämmastiku molekulid aatomiteks $N_2 = 2N$; selline atomaarne lämmastik on tekkimise momendil suure keemilise aktiivsusega, mistõttu lämmastik reageerib energiliselt mitmesuguste ainetega.

Tuntakse väga paljusid lämmastiku ühendeid, mida saadakse peamiselt kaudsel teel.

Lämmastik esineb kolmevalentse elemendina ühendites metallidega ja vesinikuga — Mg_3N_2 , NH_3 ; ühendites hapnikuga kõigub tema valents 1-e ja 5-e piirides, näiteks lämmastikhapendis NO on ta kahevalentne, lämmastikhappe anhüdriidis N_2O_5 aga viievalentne.

Lämmastik looduses.

Lämmastikku leidub looduses peamiselt vabas olekus. Nagu teada, moodustab lämmastik õhu peamise massi, kuna ta sisaldab lämmastikku ruumala järgi 78% või kaalu järgi 75,5%. Atmosfääri ülemised kihid sisaldavad veel rohkem lämmastikku. Atmosfääris leiduva lämmastiku koguhulka märgitakse hiigelsuure arvu $4 \cdot 10^{15}$ tonni piirides.

Peale selle leidub lämmastikku looduses veel „seotud kujul“, s. o. keemiliste ühendite näol. Tähtsamad neist on lämmastikhappe soolad ehk nitraadid, mida nimetatakse ka salpeetriteks: kaaliumnitraat ehk lämmastikhapu kaalium KNO_3 ; naatriumnitraat, ka lämmastikhapu naatrium ehk tšiili salpeeter NaNO_3 , mille suuri lademeid leidub Lõuna-Ameerikas Tšiili rannikul. Tunduvaid lämmastikuhulki sisaldab maapinnas, peamiselt lämmastikhappe soolade näol. Peale selle kuulub lämmastik veel paljude taimsete ja loomsete organismide koostisse, peamiselt valkude koostisse. Valgud sisaldavad keskmiselt 15—19% lämmastikku.

Õhu koostis.

Õhk kujutab endast mitme gaasi segu. Alles XVIII sajandi lõpul, peale selle kui läks korda saada õhust puhast hapnikku, selgus, et õhk on mitme gaasi segu. Muinasajast alates peeti õhku kaua aega üheks algaineks, alles XVIII sajandi lõpul selgitati katsetega õhu koostise küsimus. Tehti kindlaks, et õhk koosneb lämmastikust, hapnikust, süsihappegaasist ja veeaurust. 1892. a. avastasid õpetlased Rayleigh (loe: reili) ja Ramsay (loe: rämsi) õhukoostise uurimisel kuni selle ajani tundmatuid gaase — argooni, heeliumi, neoni, krüptooni ja ksenooni; neid gaase nimetati v ä ä r i s g a a s i d e k s.

Tänapäeval peetakse õhku järgmise koostisega gaaside seguks:

Koostisosad	S i s a l d u s %	
	ruumala järgi	kaalu järgi
Lämmastik	78,16	75,5
Hapnik	20,9	23,2
Väärisgaasid	0,94	1,3

Hapnik, lämmastik ja vääriskaasid kuuluvad õhu alatiste koostisosade hulka, kuna nende sisaldus õhus on praktiliselt igal pool ühesugune. Ainult atmosfääri kõrgemais kihtides muutub nende sisaldus, näiteks sisaldab õhk 30 km kõrgusel 84,26% lämmastikku ja 15,18% hapnikku.

Teiste õhu lisandite — süsihappegaasi, veeauru, tolmu jne. sisaldus on väga väike ja oleneb mitmesuguseist tingimustest.

Nagu teada, tekib süsihappegaas kütuse põlemisel, loomade ja taimede hingamisel, kõdunemisel. Eriti palju süsihappegaasi satub atmosfääri suurtes tööstuskeskustes, kus vabrikuis ja tehastes põletatakse suured kütusehulgad.

Puhas õhk sisaldab süsihappegaasi umbes 0,03—0,04% ruumala järgi, tihedasti asustatud kohtades võib tema sisaldus tõusta 0,06 kuni 0,07%. Ehkki õhku satub palju süsihappegaasi, leidub teda seal taimede elutegevuse ja süsihappegaasi hea lahustuvuse tõttu vees keskmiselt umbes 0,03%.

Veeauru sisaldus õhus on väga kõikuv ja oleneb vee lähedusest, temperatuurist ja teistest tingimustest.

Õhus leidub alati tolmu hõljuvas olekus. Tolmu koostis oleneb tööstuslike ettevõtete liikidest ja paikkonnast.

Peale selle leidub suurte tööstuskeskuste õhus kahjulikke gaase, mis vabrikuis ja tehastes tekkides satuvad õhku.

Vääriskaasid.

Kaua aega arvati, et õhu koostis on lõplikult selgunud ning pole midagi uut enam avastada. Kuid kasutades tänapäeva teaduse ja tehnika saavutuste põhjal väljatöötatud uusi meetodeid avastati õhulämmastikus, peale hapniku eraldamist, veel teisi gaase. Nende gaaside uurimisel selgus, et nad erinevad omadustelt teistest elementidest ning ei anna keemilisi ühendeid ei omavahel ega ka teiste ainetega. Neid iseloomustavaks omaduseks on seega keemiline passiivsus. Nad ei ühine ühegi teise elemendiga. Seepärast nimetati neid gaase vääriskaasideks.

Väärisgaaside edaspidisel uurimisel selgus, et olles omadustelt sarnased, moodustavad nad eri rühma keemilisi elemente. Väärisgaaside hulka kuuluvad heelium, argoon, neon, krüpton ja ksenoon. Õhus leidub neid väga vähe, umbes 1%, seepärast nimetatakse neid ka haruldasteks gaasideks.

Heelium He. Aatomkaal 4. Heelium avastati esmalt 1868. a. päikese atmosfääris ja protuberantside spektri uurimisel. Õpetlased eeldasid uue, Maakeral tol ajal tundmatu elemendi olemasolu Päikesel, mida Päikese auks nimetati heeliumiks. Alles 1898. a. tõestati ühe mineraali uurimisel heeliumi olemasolu Maakeral.

Heelium on värvuseta gaas. Ta on vesinikust kaks korda raskem, kuid õhust tunduvalt kergem (1 liiter He kaalub 0,1784 g; 1 liiter õhku 1,29 g). Heeliumi keemistemperatuur on $-268,8^{\circ}$. Vedel heelium on kõige külmem vedelik, tema abil on võimalik saavutada Maakeral kõige madalamat temperatuuri.

Heeliumi leidub atmosfääris tähtsusetul hulgal. Heeliumi sisaldub suurel hulgal looduslikes gaasides ja mineraalvetes. Heeliumi kasutatakse laialdaselt lennuasjanduses, kuna heeliumiga täidetud õhulaev ei plahvata, nagu see võib sündida tema täitmisel tuleohtliku vesinikuga.

Suurem osa heeliumist toodetakse USA-s, kes teda põhimõtteliselt teistele riikidele ei müü, kogudes endale tagavarsid kavatsetava tulevase vallutussõja jaoks. Tänapäeval toodetakse heeliumi ka meil NSV Liidus.

Argoon Ar. Aatomkaal 39,94. Argoon on värvuseta gaas, õhust ligi poolteist korda raskem (1 liiter argooni kaalub 1,7837 g). Õhus leidub argooni ruumala järgi 0,94% või kaalu järgi 1,3%. Peale selle leidub argooni mõnedes haruldastes mineraalides ja paljudes mineraalvee-allikais.

Argooni iseloomustab täielik keemiline passiivsus, millest on pärit ka tema nimi (argon tähendab kreeka keeles „tegevusetu“). Argooni kasutatakse elekterhõõglampide täitmiseks.

Hõrendatud argooniga täidetud klaastorudest elektrit läbi lastes hakkab see ereda sinise värvusega helenduma. Selliseid lampe (torusid) kasutatakse äri vitriinide ilustamiseks, valgusreklaamiks jne.

Neoon Ne. Aatomkaal 20,18. Värvuseta gaas. Oma nime on ta saanud kreekakeelsest sõnast „uus“. Neoniga täidetud torukujulised lambid helenduvad elektri läbimisel ereda punakasoranži valgusega. Neonlampe kasutatakse vitriinide ilustamiseks, tuletornides ja elektrotehnikas muundajana. Teised vääriskaasid krüpton Kr (varjatud), ksenoon Xe (võõras), radoon Rn ei leia praktilist kasutamist.

Vääriskaasid moodustavad oma omaduste tõttu keemiliste elementide loomuliku rühma. Seda rühma nimetatakse veel nullrühmaks, kuna nad on keemiliselt passiivsed ja nende valents võrdub nulliga. Vääriskaaside molekulid koosnevad ühest aatomist.

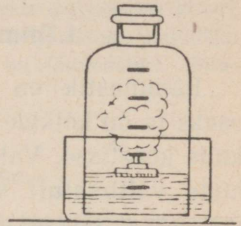
Vääriskaaside füüsilised omadused ja nende sisaldus õhus on toodud järgnevas tabelis:

Omadused	Heelium	Neon	Argoon	Krüpton	Ksenoon	Radoon
Keemiline märk . . .	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
Aatomkaal	4,002	20,183	39,944	83,7	131,3	222
Keemistemperatuur .	-268,8 ⁰	-245,9 ⁰	-185,8 ⁰	-151,7 ⁰	-106,9 ⁰	-62 ⁰
Sulamistemperatuur .	-272 ⁰	-248,6 ⁰	-190 ⁰	-157 ⁰	-111,5 ⁰	-71 ⁰
1 liitri kaal g-des .	0,178	0,899	1,78	3,71	5,85	9,96
Ligikaudne sisaldus 1000-es ruumalas õhus	0,005	0,018	9,323	0,001	0,00008	—

Nagu tabelist näha, muutuvad nende elementide füüsilised omadused seadusepärases olenevuses aatomkaalust. Aatomkaalu suurenemisega tõuseb sulamis- ja keemistemperatuur ning suureneb erikaal.

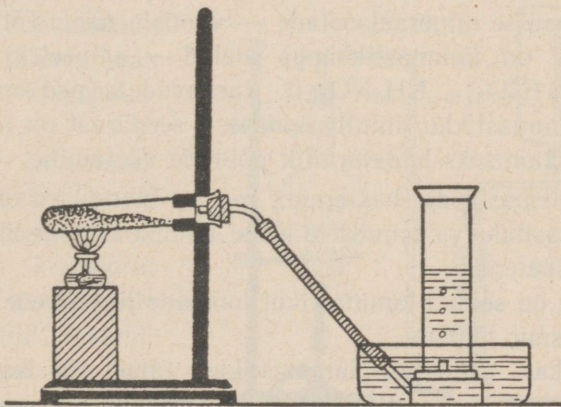
Lämmastiku saamine.

Kõige lihtsam on saada lämmastikku õhust. Selleks tuleb õhust eemaldada hapnik, sidudes teda mõne sobiva ainega. Õppeolukorras eemaldatakse hapnik õhust fosfori abil. Selleks paigutatakse fosfor korgile asetatud kausikesse, mis ujub veepinnal kupli all (joon. 30). Fosfor süüdatakse ja kuppel korgitakse kiiresti. Fosfor põleb, kuni kõik hapnik on ära tarvitatud. Põlemisel tekkinud valge suits — fosforhapend P_2O_5 — lahustub vees. Välisõhu rõhutamisel tõuseb vesi kõrgemale ja täidab ligikaudu $\frac{1}{5}$ kupli ruumalast, millesse on jäänud lämmastik. Sel teel saadud lämmastik pole täiesti puhas, kuna sisaldab teisi lisandeid.



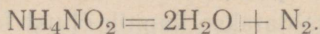
Joonis 30.
Fosfori põletamine
kupli all.

Tehnikas saadakse lämmastikku õhu juhtimisel üle kuumendatud vaselaastude; vask hapendudes seob õhuhapniku. Lämmastikku saadakse samuti vedela õhu töötlemisel (frakt-



Joonis 31. Lämmastiku saamine NH_4NO_2 lagundamisel.

sioneerimisel). Laboratooriumides saadakse lämmastikku ammoniumnitriidist NH_4NO_2 , mis soojendamisel laguneb lämmastikuks ja veeks (joon. 31):



Lämmastiku tähtsus ja kasutamine.

Lämmastik on elavate organismide vältimatuks koostisosaks ja on kõikide eluliste protsesside aluseks. Ta kuulub valkude koostisse. Valguta ei ole elu, ja kuna lämmastik on valkude vältimatult vajalikuks koostisosaks, siis on arusaadav, missugust tähtsat osa etendab see element looduses.

Vaatamata sellele, et atmosfääris on ammendamatu lämmastiku varu, pole enamik loomi ja taimi suutelised vahetult omandama — assimileerima õhust vaba lämmastikku. Nad võivad assimileerida ainult seotud lämmastikku, s. o. lämmastiku ühendite näol. Valgud võivad tekkida ainult taimeorganismides, mis oma elutegevuse tulemusena moodustavad valku veest, süsihappegaasist ja mineraalsooladest.

Taimede toitumiseks tarvilik seotud lämmastik viiakse maapinnasesse mineraalsoolade — väetiste näol. Tähtsamaiks väetisteks on lämmastikhappe soolad — salpeetrid: NaNO_3 , KNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NH_4NO_3 jt. Kasvavad taimed omandavad seotud lämmastikku ainult pinnasest, seepärast on suuremate saakide saamiseks hädatarvilik põldude väetamine.

On olemas rida baktereid, kes on suutelised omandama õhulämmastikku ja taimedele edasi andma lämmastikku sisaldavate ainetena.

Seega on seotud lämmastikul loomade ja taimede elus erakordselt suur tähtsus.

Tehnikas saadakse lämmastikku õhust ja kasutatakse ammoniaagi, lämmastikhappe ja mitmesuguste soolade saamiseks.

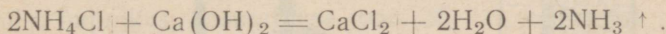
Küsimusi.

1. Kuidas tõestada hapniku ja süsihappegaasi olemasolu õhus?
2. Millel põhineb lämmastiku ja hapniku õhust saamise viis?
3. Mispärast kasutatakse heeliumi lennuasjanduses?
4. Mispärast peetakse õhku gaaside seguks ja mitte keemiliseks ühendiks?
5. Täidame viis klaaspurki gaasidega. Esimesse paigutame kloori, teise lämmastikku, kolmandasse väävlishapendit, neljandasse hapnikku ja viiendasse süsihappegaasi. Missuguses purgis on lämmastik? Põhjendage oma vastus!

Ammoniaak ja tema saamine.

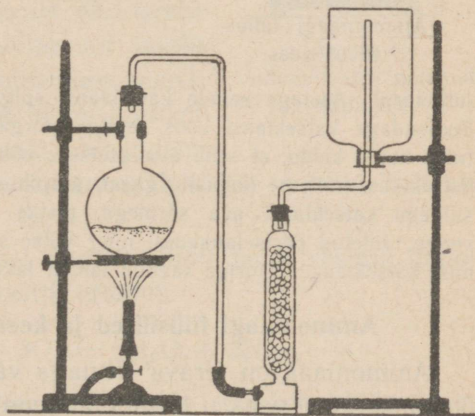
Lämmastik annab vesinikuga mitu ühendit. Tähtsaim neist on ammoniaak NH_3 .

Laboratooriumides saadakse ammoniaaki salmiaagi NH_4Cl ja kustutatud lubja $\text{Ca}(\text{OH})_2$ segu kuumutamisel (joon. 32):



Salmiaagi ja kustutatud lubja segu asetatakse kolbi ja soojendatakse. Ammoniaagi kuivatamiseks juhitakse ta läbi klaassilindri, mis on täidetud kustutamata lubjaga. Ammoniaak kogutakse klaaspudelisse.

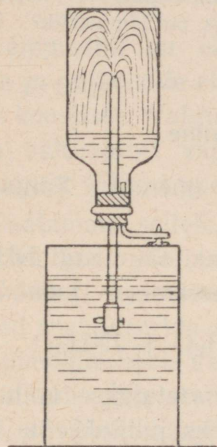
Kuiva ammoniaagiga täidetud pudel suletakse korgiga, mida läbib klaastoru; klaastoru ühele otsale on asetatud kummi-voolik näpitsaga, kuna teine pudelisse ulatuv ots on veega



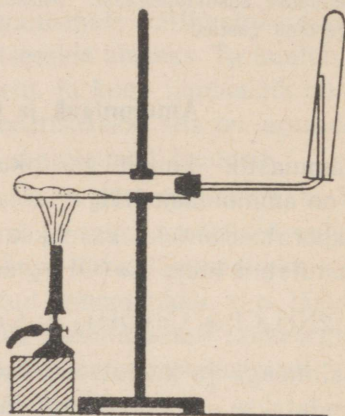
Joonis 32. Seadis ammoniaagi saamiseks.

hästi märjaks tehtud. Nüüd pistetakse toru alumine ots lakmusega punaseks värvitud vette ja avatakse näpits. Vesi purskub pudelisse, täites teda peaaegu täielikult ja värvudes siniseks. (Joonis 33.)

Katse. Segage uhmrís pulbrikujulist kustutamata lupja salmiaagiga, võttes kumbagi üks teelusikatäis. Nuusutage segamisel saadud segu! Asetage segu katseklaasi ja sulgege katseklaas korgiga, mida läbib ära-



Joonis 33.
Ammoniaagi lahustu-
vus vees.



Joonis 34. Ammoniaagi saa-
mine.

juhtetoru! Asetage sellele katseklaas, sulgedes viimase ava vatitükiga. Soojendage katseklaasi koos seguga nõrgalt 2—3 minutit! Katseklaas tuleb hoida kaldu, et selle ava asetseks põhjast veidi madalamal. Võtke katseklaas, millesse kogusite gaasi, ärajuhtetorult maha, kõrvaldage vatt, sulgege katseklaasi ava sõrmega, pistke katseklaas teda kallutamata veega täidetud portselankaussi ning võtke sõrm ära! Jälgige vee tungimist katseklaasi! Uurige saadud lahust lakmuspaberiga!

Ammoniaagi füüsilised ja keemilised omadused.

Ammoniaak on terava lõhnaga värvuseta, ligi kaks korda õhust kergem gaas. 1 liiter ammoniaaki kaalub normaalseil tingimustel 0,77 g.

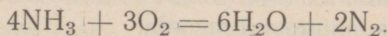
Katsest selgus, et ammoniaak ühineb ahnelt veega. 1 ruumala vett lahustab harilikul temperatuuril 750 ruumala ammoniaaki. Seda lahust nimetatakse igapäevases elus nuuskpiirituseks. Temperatuuri tõusuga alaneb ammoniaagi lahustuvus. Seetõttu eraldub ammoniaak kontsentreeritud lahuste soojendamisel, mida mõnikord kasutatakse laboratooriumides väikeste ammoniaagi koguste saamiseks.

Kuni $-33,4^{\circ}$ jahutatult veeldub ammoniaak harilikul rõhul läbipaistvaks vedelikuks, mis tahkub $-77,7^{\circ}$ juures. Vedelat ammoniaaki on võimalik alal hoida teraspudelites ka harilikul temperatuuril 6—7 at rõhul.

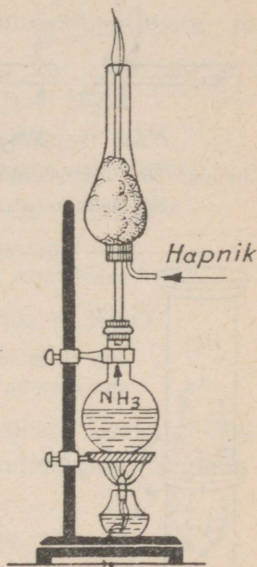
Õhus ammoniaak ei põle, kuid võib põleda hapnikus. Et jälgida ammoniaagi põlemist hapnikus, kasutatakse joon. 35. kujutatud seadist.

Valame kolbi kanget ammooniumhüdroksüüdi ja asetame kolvi suudmesse toru, millele kinnitame korgi abil lambiklaasi. Gaseetrist juhime alt lambiklaasi hapnikujoa ja soojendame nuuskpiiritust. Kui me tunneme lõhnast, et kolvist eraldub ammoniaak, lähendame toruotsale süüdatud tiku. Ammoniaak süttib ja põleb kahvatu roheka leegiga.

Ammoniaagi põlemisel ühineb ainult tema vesinik hapnikuga veeks, kuna lämmastik eraldub.



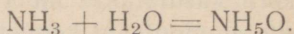
Et veenduda vee tekkimises, tuleb hoida leegi kohal külm klaas.



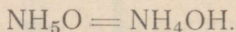
Joonis 35.
Ammoniaagi põlemine hapnikus.

Ammooniumi soolad.

Ammoniaagi vesilahusel on leelisene reaktsioon. Me teame, et leelisene reaktsioon on tingitud leeliste (NaOH, KOH jt.) olemasolust lahuses, järelikult saadakse ammoniaagi lahustumisel vees leelis.



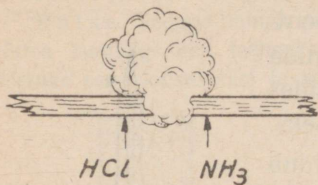
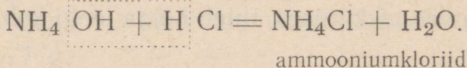
Kuna leelis kuulub aluste klassi ja koosneb hüdroksüülist ja metalli aatomitest, siis peab ka NH_5O -es olema metall ja hüdroksüül. Selle tähistamiseks kirjutame valemi teisiti:



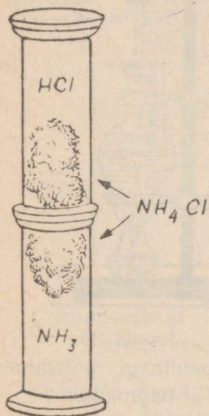
Rühm NH_4 esineb ühevalentse metalli osas. Seda rühma nimetatakse a m m o o n i u m i k s, ta ei esine vabal kujul. Ainet NH_4OH nimetatakse ammooniumhüdroksüüdiks.

Ammooniumi metallilist iseloomu kinnitab soolade tekkimine, mida nimetatakse ammooniumsooladeks.

Ammooniumsoolasid võib saada tavalisel viisil, ammooniumhüdroksüüdi NH_4OH neutraliseerimisel hapetega. Nii saadakse näiteks ammooniumhüdroksüüdi neutraliseerimisel soolhappega HCl ja peale neutraliseeritud lahuse kuivaks aurutamist salmiak ehk ammooniumkloriid, mis kujutab endast soolhappe ammooniumsoola.



Joonis 36. Ammooniumkloriidi tekkimine.

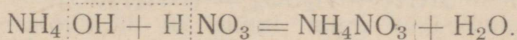


Joonis 37. Salmiaagi tekkimine ammoniaagi ja kloorvesiniku gaasidest.

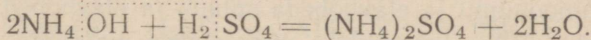
aurutamist salmiak ehk ammooniumkloriid, mis kujutab endast soolhappe ammooniumsoola.

Katse. Kastke klaaspulgake (ehk pird) kontsentreeritud soolhappesse ja teine pulgake kangesse ammoniaagi lahusesse! Lähendage pulgakesi teineteisele nii, et nad kokku ei puutuks! Pange tähele iseloomustava valge suitsu — ammooniumsoola osakeste — tekkimist! (Joon. 36.) Korra sama katse, võttes aga soolhappe asemel kontsentreeritud lämmastikhappe.

Samal viisil saadakse ka väävel-, lämmastik-, fosfor- jt. hapete ammooniumsoolasid.



ammooniumnitraat ehk
lämmastikhapu ammoonium

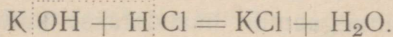


ammooniumsulfaat ehk
väävelhapu ammoonium

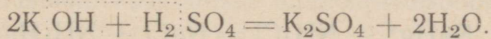


ammooniumfosfaat ehk
fosforhapu ammoonium

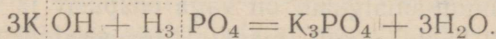
Nagu näha, on need reaktsioonid täiesti analoogilised samade hapete neutraliseerimisreaktsioonidele sööbenaatriumiga või sööbekaaliumiga:



kaaliumkloriid ehk
soolhapu kaalium

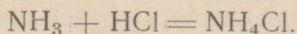


kaaliumsulfaat ehk
väävelhapu kaalium



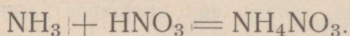
kaaliumfosfaat ehk
fosforhapu kaalium

Peale selle on võimalik saada ammooniumsoolasid ammoniaagi toimetel hapetesse. Nii tekib ammoniaagi toimetel soolhappesse ammooniumkloriid NH_4Cl :

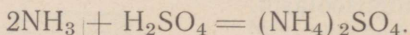


Ka ammoniaagi ja kloorvesiniku vastastikusel toimel tekib NH_4Cl .

Lämmastikhappega annab ammoniaak ammooniumnitraadi:

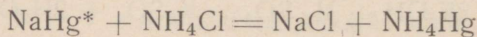


Väävelhappega annab ammoniaak ammooniumsulfaadi:



Ammooniumrühma NH_4 metallilist iseloomu kinnitab mitte ükski ammooniumsoolade, vaid ka ammoonium-amalgaami, s. o. ammooniumi ja elavhõbeda sulami ja elavhõbeda sulami olemasolu. (Amalgaamideks nimetatakse metallide sulameid elavhõbedaga.)

Ammoonium-amalgaami saamiseks valmistatakse esiti naatrium-amalgaami. Selleks valatakse portselan-uhmrise veidi elavhõbedat ja visatakse sellesse tikupea suurune tükk värskelt lõigatud metallilist naatriumi. Vajutades nuiaga naatriumi tükile, võimaldatakse tal reageerida elavhõbedaga (on võimalik järsk süttimine). Lisades veel mõni tükk naatriumi, saadakse taignataolise konsistentsiga amalgaam. Saadud naatrium-amalgaamile lisandatakse küllastatud ammooniumkloriidi lahust. Reaktsiooni tulemusena saadakse ammoonium-amalgaami koheda metallilise massina.



naatrium-amalgaam

ammoonium-amalgaam

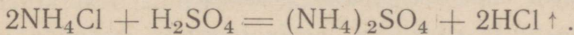
Ammoonium-amalgaam on väga ebapüsiv ja teda on võimalik alal hoida ainult madalal temperatuuril. Harilikul temperatuuril laguneb ta ammoniaagiks, vesinikuks ja elavhõbedaks.

* Amalgaamide NaHg ja NH_4Hg märkimine on võetud tingimisi, kuna nad on muutuva koostisega.

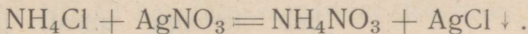
Ammooniumsoolade koostis.

Kõik ammooniumsoolad on tahked kristallilised ained, mis peaaegu kõik vees hästi lahustuvad. Nende lahused on soolase maitsega. Nad reageerivad kergesti hapetega, leelistega ja teiste sooladega, kusjuures ammoonium vahetab oma koha vesiniku või metallidega.

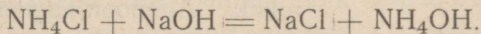
Näiteks, kui valada salmiaagile kontsentreeritud väävelhapet, siis eraldub ka sel puhul, nagu väävelhappe toimel keedusoolasse NaCl, kloorvesinik HCl ja tekib sool — $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.



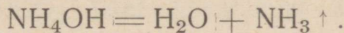
Lisades ammooniumkloriidi lahusele hõbenitraati, eraldub iseloomustav hõbekloriidi sade:



Ammooniumsoolade soojendamisel leelistega eraldub ammoniaak.



Tekkinud ammooniumhüdrosüüd on ebapüsiv ühend ja laguneb kohe ammoniaagiks ja veeks:



Seda reaktsiooni kasutatakse ammooniumsoolade avastamiseks lahustes.

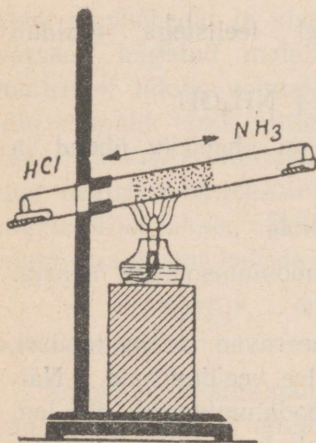
Paljud ammooniumsoolad sublimeeruvad soojendamisel, s. o. muutuvad auruks ilma vahepealse veeldumiseta. Näiteks, kui katseklaasis soojendada ammooniumkloriidi, siis lendub see, jäädes ise tahkeks, et uuesti koguneda peenikeste kristallidena katseklaasi ülemisele külmale osale. Salmiaagi sublimeerimise täpsemal uurimisel selgus, et salmiaak ei muutu lihtsalt auruks, vaid laguneb ammoniaagiks ja kloorvesinikuks. Kuna mõlemad gaasid lenduvad koos, siis ühinevad nad jahtumisel uuesti ja moodustavad jälle salmiaagi.

Seega koosneb salmiaagi aur ammoniiaagi ja kloorvesiniku segust.

Et näidata salmiaagi lagunemist, teostame järgmise katse (joonis 38):

Kaldu kinnitatud klaastorru asetatakse mõne sentimeetri pikkune NH_4Cl kork (ammooniumkloriid pressitakse kokku pulgakesega). Veidi allapoole korki paigutatakse NH_4Cl pulber, mida seejärel soojendatakse. Ülespoole suunduv ammoniiaak ja kloorvesinik on sunnitud läbima soojendamata NH_4Cl poorse massi. Ammoniaak, tungides kiiremini korgist läbi, värvib toru ülemisse ossa asetatud niiske punase lakmuspaberi siniseks. Toru alumises osas valitseb aga kloorvesiniku ülehulk, mis värvib sinna asetatud sinise lakmuspaberi punaseks.

Salmiiaagi lagunemisele analoogiliselt lagunevad soojendamisel ka teised ammooniumsoolad. Juhul, kui soola moodustav hape on lenduv, eraldub ta koos ammoniiaagiga ja ühineb temaga uuesti jahtumisel. Mittelenduvate hapete puhul eraldub soojendamisel ainult ammoniaak. Ammooniumsoolade omadust sublimeeruda kasutatakse nende puhastamisel ning eraldamisel teistest sooladest.



Joonis 38. Salmiiaagi lagunemine.

Ammoniaagi ja ammooniumsoolade kasutamine.

Nagu öeldud, muundub ammoniaak kergesti vedelikuks, mille keemistemperatuur on -34° lähedal. Ammoniaagi veeldamiseks harilikul temperatuuril on küllalt 7–8 at rõhust. Vedela ammoniaagi aurumisel neeldub tunduval hulgal soojust. Seda omadust kasutatakse külmetusseadmeis, mis võimaldab laialdaselt ladude ja aitade jahutamist, milledes hoi-

takse alal kiiresti riknevaid toiduaineid, ning kunstjää valmistamisel.

Ammoniaagi vesilahuseid kasutatakse mitmesugustes keemiatööstuse harudes nõrga, kergelt lenduva alusena, samuti ka arstiteaduses ja koduses elus. Kuid tänapäeval tohutuis hulkades toodetud ammoniaagi peamist massi kasutatakse lämmastikhappe ja lämmastikväetiste tootmiseks. Ammooniumsoolasid kasutatakse väetisena.

Ammooniumsooladešt on suurima tähtsusega väävelhapu ammoonium ehk ammooniumsulfaat $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, mida kasutatakse suurtes hulkades väetisena. Ammooniumsulfaati saadakse ammoniaakvee neutraliseerimisel väävelhappega või NH_3 ja H_2SO_4 vahetel ühinemisel.

Soõlhapu ammooniumi ehk ammooniumkloriidi (salmiaaki) NH_4Cl kasutatakse värvimistööstuses, sitsitrükkimisel, jootmisel ja väetisena. Sõjaasjanduses kasutatakse ammooniumkloriidi üheks suitsutekitajaks.

Lämmastikhapu ammoonium ehk ammooniumnitraat NH_4NO_3 kuulub mineraalväetiste koostisse ja kasutatakse mõningate lõhkeainete valmistamisel.

Hapu süsihapu ammoonium ehk ammooniumbikarbonaat NH_4HCO_3 leiab kasutamist pärmi asendajana leivaküpsetamisel. Soojendamisel laguneb ta ammoniaagiks ja süsihappegaasiks, mis eraldudes kergitavad taigat.

Ammoniaagi tootmine.

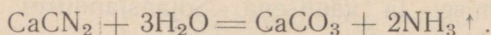
Kuni XX sajandi alguseni olid ammoniaagi ainukeseks saamisallikaks kivisõe ja teiste kütuste kuivdestillatsiooni (utmise) gaasid.

Kuivdestillatsiooniks nimetatakse aine lagundamist kuumutamisel ilma õhu juurdepääsuta. Kaevandatava kütuse mitmesuguseis liikides — kivisões, pruunsões, turbas ja põlevkivis leidub alati teatud hulk seotud lämmastikku (kuni

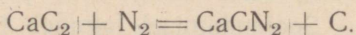
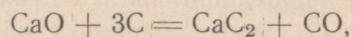
2¹/₂%). Kütuse põlemisel muundub süsinik süsihappegaasiks ja vesinik veeks, kuna lämmastik eraldub õhku vabal kujul. Kuivdestillatsioonil eraldub aga umbes 15% lämmastikust ammoniaagina, mida saadakse ammoniaakveena. Viimases leidub peale selle veel umbes 15% ammoniumsoolaid, peamiselt ammoniumkarbonaadina (NH₄)₂CO₃. Ammoniaakveest saadakse ammoniaaki ja tema soolaid.

XX sajandi algul leiutati ka teisi meetodeid ammoniaagi tehniliseks saamiseks, mis põhinesid õhulämmastiku kinnistamisel ühenditesse. Esimene nendest meetoditest põhineb kaltsiumtsüaanamiidi lagunemisel vee toimel.

Kaltsiumtsüaanamiid on tahke aine koostisega CaCN₂. Veeauru toimel laguneb kaltsiumtsüaanamiid 110—115° juures ja 6 at rõhul kergesti kaltsiumkarbonaadiks ja ammoniaagiks:



Kaltsiumtsüaanamiidi saadakse lämmastiku juhtimisel üle hõõguva kaltsiumkarbiidi CaC₂, mida omakorda saadakse kustutamata lubja ja söe kuumutamisel elektriahjus:



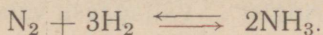
Saadud kaltsiumtsüaanamiidi kasutatakse mitte ainult ammoniaagi saamiseks, vaid ka suurepärase väetisena.

Teine tähtis ammoniaagi saamise meetod põhineb ammoniaagi sünteesil lämmastikust ja vesinikust. Tänapäeval kasutatakse seda meetodit kui kõige tõhusamat mitmel maal, nende hulgas ka NSV Liidus.

Ammoniaagi sünteesimismeetod töötati välja Saksamaal (1914. a.) saksa õpetlase Haber'i poolt. Tuleb tähendada, et silmapaistev õpetlane Fritz Haber, kes oli palju korda saatnud keemia ja keemiatööstuse arendamise alal, oli sunnitud fašis-

tide võimuletulekul oma kodumaalt — Saksamaalt põgenema; ta suri maapaos.

Lämmastiku ühinemine vesinikuga kulgeb võrrandi järgi:



Ammoniaagi tekkimisreaktsioon on pöörduv. Pöörduvaiks reaktsioonideks nimetatakse reaktsioone, mis ei kulge lõpuni, vaid justnagu peatuksid, niipea kui on tekkinud teatud kindel hulk reaktsiooniprodukte. Kuid reaktsiooni peatumine on ainult näiv. Ammoniaagi tekkimisreaktsioon ja ammoniaagi lagunemisreaktsioon kulgevad üheaegselt, ainult erineva kiirusega. Algul kulgeb reaktsioon ammoniaagi tekkimise poole. Ühes ammoniaagi molekulide hulga kasvamisega suureneb aga ammoniaagi lagunemisreaktsiooni kiirus, kuna ammoniaagi tekkimisreaktsiooni kiirus järk-järgult väheneb. Lõpuks saabub moment, kus mõlemad kiirused muutuvad võrdseiks. Kaks protsessi kulgeb edasi, kuid tasakaalustavad teine-teist. Tekib dünaamiline tasakaal — ajaühiku kestel tekkivate ammoniaagi molekulide arv on võrdne lagunevate ammoniaagi molekulide arvuga. Harilikes tingimustes (harilikul temperatuuril ja atmosfäärsel rõhul) kulgeb lämmastiku ja vesiniku vaheline reaktsioon sedavõrd aeglaselt, et ei suudeta segus kindlaks teha isegi ammoniaagi jälgi. Ammoniaaki võib avastada segus ainult 200^o juures. Ammoniaagi saagis sellistel tingimustel võrdub 15%, kuid NH₃ tekkimisreaktsiooni kiirus on äärmiselt väike. Kõrgemal temperatuuridel nihkub aga reaktsiooni tasakaal vaskule, s. o. tugevneb ammoniaagi lagunemisreaktsioon, mille tõttu saadakse ainult ammoniaagi jälgi. Ammoniaagi saagis 500^o juures on 0,121%. Et saada suuremat ammoniaagi saagist, peaks reaktsioon kulgema madalal temperatuuril, kuid madalail temperatuuridel on tekkimisreaktsiooni kiirus jälle äärmiselt väike. Temperatuuri tõstmisega on võimalik suu-

rendada reaktsiooni kiirust, kuid siis muutub ammoniaagi hulk jälle tähtsusetult väikseks.

Visa töö tulemusena leidis Haber oma kaastöölistega väljapääsu sellest „nõiaringist“. Väljapääsu vahendiks oli 1) katalüsaatori rakendamine ja 2) rõhu suurendamine.

Mis puutub katalüsaatoritesse, siis ei avalda isegi kõige aktiivsemad nendest märgatavat kiirendavat mõju reaktsiooni kiirusele madalail temperatuuridel. Otsustava tähtsusega on rõhu suurendamine.

Rõhu suurendamine võimaldab teostada reaktsiooni kõrgel temperatuuril, kuna sel puhul suureneb tekkimisreaktsiooni kiirus ja katalüsaator muutub aktiivsemaks, ühtlasi suureneb ka ammoniaagi saagis. Peale selle lähendab suurenenud rõhugaasi molekulule üksteisele, mis juba iseenesest suurendab reaktsiooni kiirust.

Haberi meetodil teostub ammoniaagi süntees 500—600° temperatuuril ja 200 at rõhul. Sünteesil Casale'i meetodil, mis on Haberi meetodi teisendiks, tõstetakse rõhk kuni 800 at. See meetod on tänapäeval kõige levinum.

Kordamisküsimusi.

1. Kuidas saadakse ammoniaaki laboratooriumis ja tööstuses?
2. Missuguse aina esineb ammoniaak vesilahuses?
3. Kuidas saadakse ammooniumsoolasid?
4. Mis sünnib leelise toimele ammooniumsooladesse?
5. Kuidas tõestatakse, et ammooniumkloriidi aurud koosnevad ammoniaagi ja kloorvesiniku segust?
6. Kui palju salmiaaki ja kustutamata lupja läheb tarvis 5 g ammoniaagi saamiseks?
7. Kui palju ammoniaaki on tarvis 10 g 20%-se väävelhappe neutraliseerimiseks ja kui palju ammooniumsulfaati sel puhul saadakse?
8. Kirjutage reaktsiooni võrrandid, mis toimuvad a) ammooniumnitraadi ja väävelhappe, b) ammooniumjodiidi ja hõbenitraadi ning c) ammooniumatsetaadi ja baariumhüdrosüüdi reageerimisel!

Lämmastikoksüüd ja lämmastikdioksüüd.

Lämmastik tekitab hapnikuga viis hapendit. Neid kõiki on võimalik saada lämmastikhapest ja tema sooladest.

N_2O_5 — lämmastikhappe anhüdriid ehk lämmastikpentoksüüd on tahke kristalliline aine, mis veega ühinedes annab lämmastikhappe.

NO_2 — lämmastik-kahelishapend ehk lämmastikdioksüüd on punakaspruun gaas.

N_2O_3 — lämmastikushappe anhüdriid ehk lämmastiktrioksüüd. Tuntakse ainult madalal temperatuuril tumesinise vedelikuna. Temale vastab lämmastikushape.

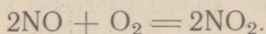
NO — lämmastikhapend ehk lämmastikoksüüd on värvusetu gaas.

N_2O — lämmastik-alahapend ehk dilämmastikoksüüd on värvusetu gaas.

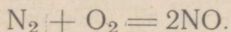
Tähtsamad lämmastiku hapendid on lämmastikoksüüd NO ja lämmastikdioksüüd NO_2 .

Lämmastikoksüüd NO .

Lämmastikoksüüd NO on värvusetu, vees vähe lahustuv gaas. Ta ei moodusta veega happeid. Seetõttu lämmastikhapend ei ole happe anhüdriidiks. Ühineb harilikul temperatuuril hapnikuga pruuniks lämmastikdioksüüdiks NO_2 :

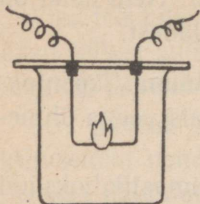


Lämmastik ühineb hapnikuga lämmastikoksüüdiks elektrisädeme läbimisel nende segust:



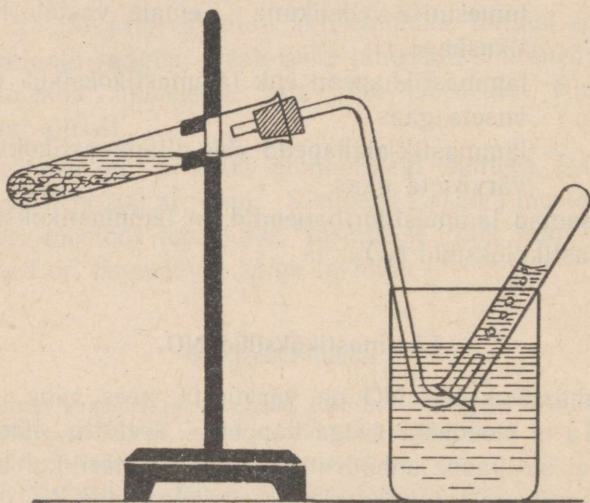
Paigutame suurde purki (joon. 39) traadiotsad, mis on ühendatud elektrisädemeid andva seadisega (induktoriga).

Traadi otste vahel tekib kollane leek, see on õhuhapnikus põleva lämmastiku leek. Mõne aja pärast pruunistub purgis olev õhk tekkinud lämmastikdioksüüdi NO_2 tõttu. Lämmastiku põlemine on endotermiline reaktsioon ja kulgeb ainult niikaua, kuni reaktsiooniks vajalik soojus väljastpoolt elektrisädemetega juurde voolab.



Joonis 39.
Lämmastiku põlemine hapnikus.

Lämmastikoksiüüdi on võimalik saada puhtal kujul lahjendatud lämmastikhappe toimel vasesse.



Joonis 40. Lämmastikhapendi saamine.

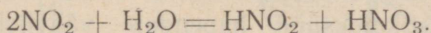
Katse. Katseklaasi (joon. 40) asetatakse tükike vaske ja valatakse sinna tugevasti lahjendatud lämmastikhapet. Katseklaas suletakse korgiga, mida läbib ärajuhtetoru. Kui katseklaasist algab tugev gaasi eraldumine, kogutakse teda katseklaasi vee all. Koguda 2–3 katseklaasitäit gaasi. Katseklaasi koguneb värvusetu gaas — see ongi lämmastikoksiüüd NO .

Katseklaas, millesse on kogutud NO , suletakse vee all sõrmega ja võetakse veest välja. Katseklaas pööratakse avaga ülespoole ja avatakse.

Vaadates läbi gaasiga täidetud katseklaasi valgele paberile võib tähele panna, kuidas gaas pruunistub ja pruunide pilvedena katseklaasist väljub. See on tekkinud lämmastikdioksüüd NO_2 .

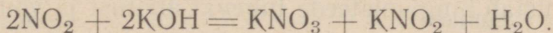
Lämmastikdioksüüd NO_2 .

Et veidi täpsemalt tutvuda lämmastikdioksüüdiga, juhime lämmastikdioksüüdiga täidetud katseklaasi, teda veest välja võtmata, ettevaatlikult ja väikestes kogustes hapnikku, katseklaasi pidevalt loksutades. Uue hapniku koguse juurdelisamisel võib täheldada pruuni lämmastikdioksüüdi tekkimist ja vee tõusmist katseklaasis, kuni katseklaas täitub üleni. Pöörame katseklaasi ümber ja lisandame sinist lakmuslahust; katseklaasi sisu värvub punaseks. Sellest järgneb, et lämmastikdioksüüd, lahustudes vees, ühineb veega ja annab happe. Lämmastikdioksüüdi ühinemisel veega saadakse kaks hapet: lämmastikhapet HNO_3 ja lämmastikushapet HNO_2 .



See reaktsioon on suure tehnilise tähtsusega ja kasutatakse lämmastikhappe saamisel.

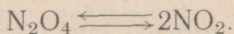
Lämmastikdioksüüd annab leelistega lämmastikus- ja lämmastikhappe soolaid:



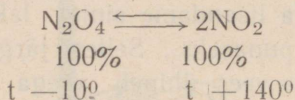
Seega osutub lämmastikdioksüüd anhüdriidiks; kuna aga tema lahustumisel vees moodustub kaks hapet — lämmastik- ja lämmastikushape, nimetatakse teda sega-anhüdriidiks.

Lämmastikdioksüüd on erilise lõhnaga, õhust raskem pruun gaas. Jahutamisel muutub ta heledamaks ja veeldub kollaseks vedelikuks, mis tardub -10° juures värvusetuks kristalliliseks massiks. Soojendamisel muutub vedel lämmastikdioksüüd aina kollasemaks ja kollasemaks ja hakkab $+21^\circ$ juures keema, muutudes punakaspruuniks gaasiks.

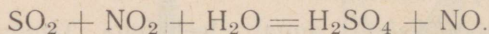
Lämmastikdioksüüdi värvuse muutumine olenevalt temperatuurist on tingitud tema molekuli koostise muutumisest. Vedela lämmastikdioksüüdi molekulkaalu määramisel selgus, et tema molekuli koostis on N_2O_4 . Soojendamisel dissotsieerub ehk laguneb saadud aine:



Täielik dissotsiatsioon toimub temperatuuril $+140^\circ$, temperatuuridel $+140^\circ$ -st kuni $+21^\circ$ -ni on meil tegemist lämmastikdioksüüdi NO_2 ja tema polümeeri N_2O_4 seguga. Temperatuuril -10° koosneb aine eranditult N_2O_4 molekulidest:



Lämmastikdioksüüd on äärmiselt tugev hapendaja. Paljud ained põlevad lämmastikdioksüüdis, võttes temalt hapniku ära. Lämmastikdioksüüd hapendab väävlisahapendit vee juuresolekul väävelhappeks, millele on rajatud väävelhappe saamine kamber- ja tornmenetlusel:

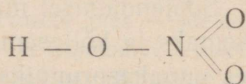


Lämmastikdioksüüd on üsna mürgine. Tema sissehingamine põhjustab hingamisteede tugevat ärritust ja võib lõppeda mürgistussurmaga.

HNO₃ saamine ja omadused.

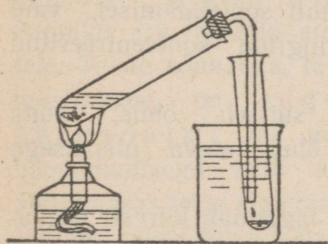
Tähtsaimaks lämmastiku hapnikühendiks on lämmastikhape HNO₃, millele vastab lämmastikhappe anhüdriid N₂O₅.

Lämmastikhappe struktuurvalem on:

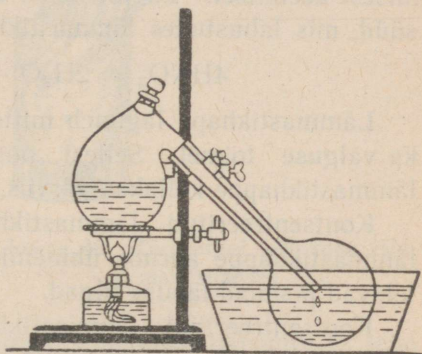


Oma füüsiliste omaduste poolest on lämmastikhape iseloomuliku terava lõhnaga vedelik, erikaaluga 1,53; ta keeb 86° juures. Kuna lämmastikhape on lenduv hape, siis võib teda (nagu iga lenduvat hapet) saada kontsentreeritud väävelhappe toimel tema sooladesse.

Katse. Asetage katseklaasi naatriumnitraati ($\frac{1}{5}$ ruumalast), valage juurde niipalju kontsentreeritud H_2SO_4 , et kogu naatriumnitraat oleks happega niisutatud (segage pulgakesega)! Sulgege katseklaas korgiga, mida läbib ärajuhtetoru, ja kinnitage statiivi külge selliselt, et toru ots ulatuks külma veega täidetud klaasi asetatud katseklaasi! Soojendage katseklaasi ettevaatlikult niikaua, kuni vastuvõtjasse koguneb veidi lämmastikhapet! Pange tähele, kuidas lämmastikhape hävitab korki! (Joonis 41.)

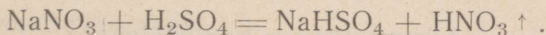


Joonis 41. Lämmastikhappe saamine.

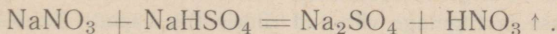


Joonis 42. Lämmastikhappe saamine retordis.

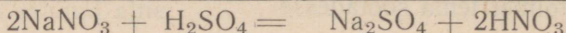
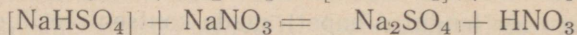
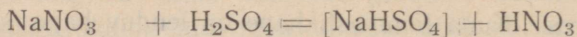
Nõrgal soojendamisel tekib reaktsioonil hapu väävelhapu naatrium ehk naatriumdisulfaat:



Kõrgemal temperatuuril reageerib tekkinud naatriumdisulfaat teise naatriumnitraadi molekuliga, moodustades neutraalse soola:

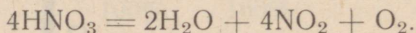


Liites mõlemad võrrandid saame reaktsiooni summaarse võrrandi:



Suurema lämmastikhappe hulga saamiseks toimetatakse katse kolvis ja tekkinud lämmastikhape kogutakse veega jahutatud kolvis (joon. 42).

Lämmastikhapet ei saada mitte värvuseta, vaid kollaka vedelikuna, mis on tingitud lämmastikhappe osalisest lagunemisest keetmisel. Lagunemisel eraldub pruun lämmastikdioksüüd, mis lahustudes lämmastikhappes värvib teda kollaseks:



Lämmastikhape laguneb mitte ainult soojendamisel, vaid ka valguse toimel. Sellest ongi tingitud kontsentreeritud lämmastikhappe kollakas värvus.

Kontsentreeritud lämmastikhape suitseb õhus, kuna lämmastikhappe aurude ühinemisel õhus oleva niiskusega tekivad pisimad lahuse tilgad.

Kontsentreeritud lämmastikhape lagundab kiiresti orgaanilisi aineid. Kontsentreeritud lämmastikhappe tilk tekitab käele sattudes kollase pleki, isegi siis, kui käed kohe puhtaks pestakse; maha pesemata jäänud hape võib nahale tekitada haava.

Lämmastikhape on väga energiline hape. Lämmastikhape moodustab kergesti alustega, metalli hapenditega sooli.

Lämmastikhape hapendajana.

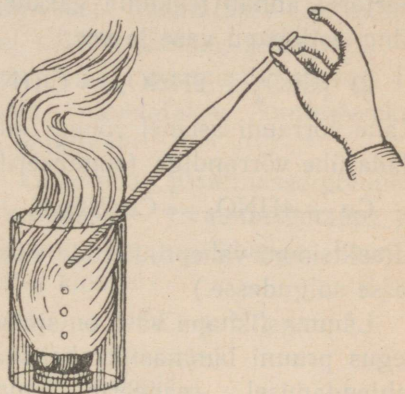
Lämmastikhappe hapendav toime ilmneb järgmistes katsetes:

Katse. Uurige laboratoorselt valmistatud lämmastikhapet! Kastke pird happesse ja tilgutage värvitud riidele tilk hapet! Tekib hele plekk.

Katse. Soojendage katseklaasis kontsentreeritud lämmastikhapet ja puudutage hõõguva pirruga happe pinda! Hõõguv süsi põleb happes eredalt.

Katse. Valage väikesesse portselankaussi võrdsed hulgad soojendatud NHO_3 ja H_2SO_4 ; asetage kauss avarasse klaasi! Tilgutage kaussi pipeti abil tärpentiini! Iga tilk süttib kerge plahvatusega ja põleb pika leegiga.

Me näeme, et lämmastikhape valastab värvi, et hõõguv süsi põleb edasikeevas lämmastikhappes, et tärpentiin süttib lämmastik- ja väävelhappe segus. See on tingitud sellest, et lämmastikhape annab lagunedes kergesti oma hapniku ära teistele ainetele. Teiste sõnadega, lämmastikhape on tugev hapendaja. Ühe aine hapendumisega käib aga alati kaasas teise aine taandamine. Sama toimub ka lämmastikhappes: hapendades teisi aineid taandub ta seejuures ise. Metallide lahustumine lämmastikhappes on hapendumise-taandumise nähtus. Lämmastikhape eriline toime metallidesse on seletatav tema hapendavate omadustega.

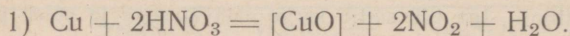


Joonis 43. Tärpentiini süttimine lämmastikhappes.

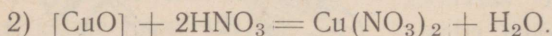
Kõik metallid peale plaatina ja kulla lahustuvad lämmastikhappes. Metallide lahustuvus hapetes oleneb tunduvalt happe kontsentratsioonist.

Katse. Asetage katseklaasi tükike vaskraati ja valage sellele kontsentreeritud lämmastikhapet! Varsti algab tugev reaktsioon, kusjuures eraldub pruun lämmastikkahelishapendi NO_2 aur. Lahus muutub rohelisteks, kuid veega lahendamisel omandab ta lämmastikhapu vase lahuse sinist värvust.

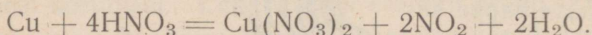
Kontsentreeritud lämmastikhappe ja vase vahel toimub järgmine reaktsioon: esmalt hapendub vask lämmastikhappe toimel vaskhapendiks, kusjuures tekib samaaegselt lämmastikkahelishapend ja vesi:



Seejärel annab tekkinud vaskhapend lämmastikhappe liiaga lämmastikhapu vase ja vee:



Kahe võrrandi asemel võime kulgevaid reaktsioone väljendada ühe võrrandiga (summeeritult):



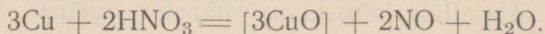
(Reaktsiooni vaheproduktide valemid on asetatud nurgelistesse sulgudesse.)

Lämmastikhapu vask on sinise värvusega sool, mis muutub segus pruuni lämmastikkahelishapendiga roheliseks. Veega lahjendamisel reageerib lämmastikkahelishapend sellega, andes värvusetuid aineid (HNO_3 ja HNO_2), ning lämmastikhapu vase sinine värvus tuleb nähtavale.

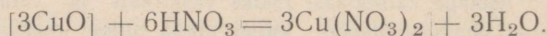
Lahjendatud lämmastikhappe toimel vasesse saadakse samuti lämmastikhapu vask, kuid peale selle lämmastikhapendit ja vett (vaata katse lk. 88).

See reaktsioon on analoogiline kontsentreeritud lämmastikhappe toimele vasesse ja kulgeb allpool toodud võrrandite kohaselt:

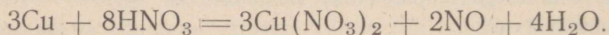
1. Vase hapendumine lahjendatud lämmastikhappe toimel:



2. Vaskhapendi lahustumine lämmastikhappe liias:



Kahe võrrandi asemel võime reaktsiooni väljendada järgmiselt:



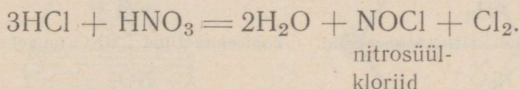
Kontsentreeritud HNO_3 -es ei lahustu raud, alumiinium ja nikkel.

Seletatav on see sellega, et nende metallide pinnal moodustub õhuke hapendikiht, mis kaitseb metalli edasise happe toime eest. Nimetatud metallid on passiivsed lämmastikhappe suhtes.

Raua ja alumiiniumi passiivsust kasutatakse keemilise metallaparatuuri valmistamisel töödeks lämmastikhappega.

Segu, mis koosneb ühest ruumalast lämmastikhappest ja kolmest ruumalast soolhappest, nimetatakse kuningveeks. Kuningvesi lahustab kulda ja platinat.

Kuningvee lahustuv toime kullasse ja platinasse põhineb lämmastikhappe hapendavil omadustel. Lämmastikhappe ja soolhappe kokkuvalamisel ühineb lämmastikhappe hapnik soolhappe vesinikuga, vabastades kloori:

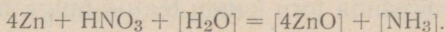


Eralduv kloor ühineb kullaga vees-lahustuvaks kuldkloriidiks AuCl_3 . NOCl nimetatakse nitrosüülkloriidiks.

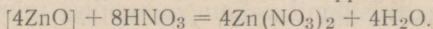
Lämmastikhappe toimel aktiivsesse metallidesse, mis kergesti tõrjuvad hapetest vesinikku, nagu magneesium, kaltsium, tsink jt., toimub rida keerulisi reaktsioone. Saadakse lämmastikhappe soolasid ja lämmastikhappe taandumissaadusi, mis olenevad happe kontsentratsioonist ja temaga reageerivast metallist.

Näiteks võib tsingi lahustumist lahjendatud lämmastikhappes kujutada järgmiselt:

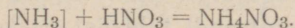
1. Tsingi hapendumine lahjendatud lämmastikhappe toimel:



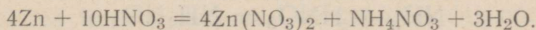
2. Tsinkhappendi lahustumine lämmastikhappes:



3. Ammoniaagi ühinemine lämmastikhappega ja lämmastikhapu ammoniumi tekkimine:

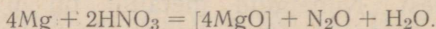


Eespool toodud kolme reaktsiooni liitmisel saame:

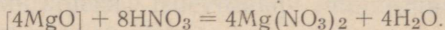


Aktiivsete metallide (Mg, Ca, Zn jt.) lahustumisel kontsentreeritud lämmastikhappes saadakse lämmastikhappe soolasid, lämmastikalahapend ja vesi; näiteks toimuvad magneesiumi lahustumisel kontsentreeritud lämmastikhappes järgmised reaktsioonid:

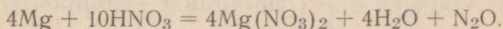
1. Magneesiumi hapendumine lämmastikhappe toimel:



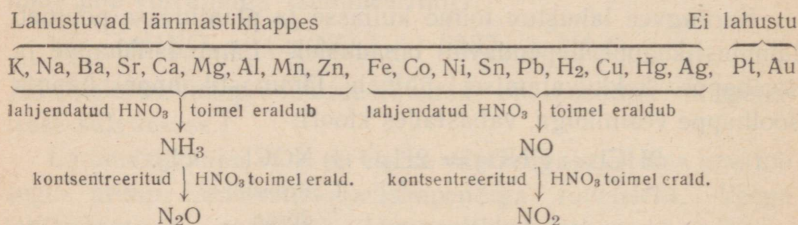
2. Magneesiumhapendi lahustumine lämmastikhappe liias:



Eespool toodud kahe reaktsiooni liitmisel saame:



Lämmastikhappe toime skeem metallidesse:

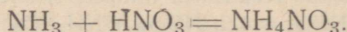


Lämmastikhappe saamine ammoniaagi hapendamisel.

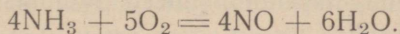
Lämmastikhapet võib saada ammoniaagi katalüütilisel hapendamisel õhuhapnikuga.

Lämmastikhappe saamist ammoniaagi hapendamisel selgitab järgmine katse.

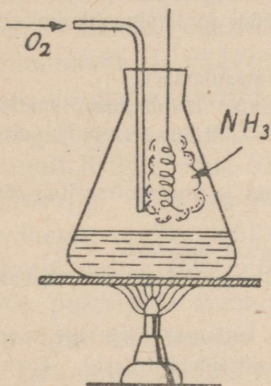
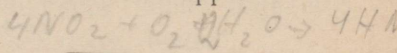
Soojendame väikeses kolvis kontsentreeritud ammoniaaki (joon. 44). Kui vedelikupealne ruum on täitunud ammoniaagiga, juhime sinna toru kaudu teatud hulga hapnikku ning asetame kolvi hõõgkuuma plaatinaspiraali. Algab ammoniaagi hapendamine, reaktsioonil vabaneva soojuse toimel jätkub spiraali hõõgumine. Tekkinud lämmastikhape reageerib ammoniaagi liiaga, mille tagajärjel tekib kolvis valge suits, mis koosneb ammoniumnitraadi tahkeist osakestest.



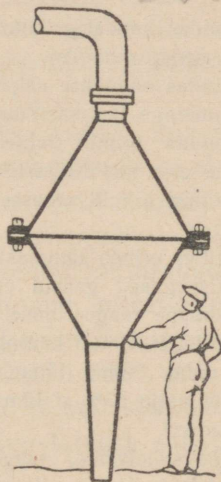
Kui juhtida ammoniaagi ja õhuhapniku segu üle kuumen-
datud katalüsaatori, milleks on platinatraadist valmistatud
võrk, siis muutub ammoniaak 750° temperatuuril lämmastik-
oksüüdiks.



Saadud lämmastik-oksüüd hapendub kergesti lämmastik-diok-
süüdiks, mis veega ühinedes annab lämmastikhappe.



Joonis 44. Ammoniaagi katalüütiline hapendamine.

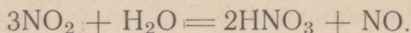


Joonis 45. Skemaatiline lõige konverterist ammoniaagi hapendamiseks.

Tööstuses juhitakse ammo-
niaagi ja õhu segu läbi aparadi,
mis välimuselt kujutab kaks põh-
jadega vastamisi asetatud koo-
nust, millede vahel asetseb pinguli tõmmatud platinavõrk

(joon. 45). Võrk on eelkuumendatud, edasi jätkub selle hõõgu-
mine reaktsioonil vabaneva soojuse mõjul. Gaaside segu juhi-
takse aparadi alt. Tekkinud lämmastik-oksüüd juhitakse torude
kaudu läbi rea tornide, kus nad veega ühinedes annavad läm-

mastik- ja lämmastikushappe segu või ainult lämmastikhappe, võrrandi kohaselt:



Lämmastik-oksüüd hapendub uuesti lämmastik-dioksüüdiks.

Mõnikord juhitakse kontaktaparaadist tulevad gaasid lubjapiimasse, sel puhul saadakse kaltsiumnitraati.

Kordamisküsimusi.

1. Kuidas saadakse lämmastik-oksüüdi ja lämmastik-dioksüüdi ning kirjeldage nende omadusi.
2. Kuidas saadakse salpeetrist lämmastikhapet?
3. Nimetage lämmastikhappe tähtsamad taandamisproduktid!
4. Kuidas toimib lahjendatud ja kontsentreeritud lämmastikhape mitmesugustesse metallidesse?
5. Kuidas toimib rauasse lahjendatud ja kontsentreeritud lämmastikhape?
6. Milles erineb lämmastikhape teistest hapetest?
7. Missugused gaasid eralduvad (lahjendatud ja kontsentreeritud) lämmastikhappe reageerimisel vasega?
8. Millega seletub kuningvee toime kullasse? Kirjutage võrrand!
9. Kuidas toimib lämmastikhape mittemetallidesse? Tuua näiteid.
10. Kui palju 63%-st lämmastikhapet on võimalik saada 1,7 kg naatriumnitraadist?
11. Vääveldioksüüdi reageerimisel lämmastikhappega vee juuresolekul tekib NO ja H₂SO₄. Kirjutada reaktsiooni võrrand!

Lämmastikhappe tähtsusest lõhkeainete tööstuses.

Lämmastikhapet kulutatakse suurtes hulkades lõhkeainete valmistamiseks, millede enamik valmistatakse lämmastikhappe abil.

Lõhkeaineid valmistati ja kasutati suurtes hulkades möödunud maailmasõjas, kuid vajatakse ka inimese ülesehitavas tegevuses. Lõhkeainete abil kaevatakse tunnleid, lastakse õhku veeluseid kive, purustatakse karestikke ja muudetakse

jõed laevandatavaiks. Lõhkeainete abil kaevandatakse maa-põues igasuguseid maake, mineraale, kive. Lõhkeainet kasutatakse ka põllumajanduses kändude juurimisel jne.

Lõhkeaine purustav mõju plahvatusel on seletatav ta peaaegu silmapilkse lagunemisega mitmesugusteks gaasilisteks aineteks, millega kaasas käib suurte soojushulkade vabanemine. Plahvatusel eralduva soojuse mõjul soojenenud ja paisunud gaasid toimivadki pihustavalt ja paiskavalt.

Lõhkeaineid saadakse lämmastikhappe toimel orgaanilistesse ainetesse, nagu glütseriini, tselluloosi, fenooli.

Üheks selliseks lõhkeaineks on nitroglütseriin, mida saadakse lämmastik- ja väävelhappe segu toimel glütseriini. Väävelhappe ülesandeks on siduda vett.

Nitroglütseriin on paks, õlitaoline vedelik, mis plahvatab mitte ainult löögist, vaid ka põrutusest. Seepärast ei tarvitata nitroglütseriini iseseisva lõhkeainena, vaid temast valmistatakse vähemtundlikke lõhkeaineid — dünamiite. Dünamiidid on nitroglütseriini želatiinitaolised segud mitmesuguste poorsete või pulbriliste ainetega (puidujahu, nitrotselluloos jt.).

Dünamiite kasutatakse peamiselt mäetööstuses ja ehitustööl. Dünamiidi leiutas rootslane Nobel 1866. a.

Lämmastik- ja väävelhappe segu toimel tselluloosi (vatti) saadakse nitrotselluloos, millest valmistatakse suitsuta püsirohi.

Suurtükimürskude täitmiseks kasutatakse trotüüli, mida saadakse lämmastik- ja väävelhappe segu toimel toluooli. Toluool C_7H_8 on värvusetu vedelik, mida saadakse kivisöe tõrvast.

Mida kiiremini toimub lagunemine, seda rohkem energiat vabaneb ajaühikus, seda suurem on plahvatusel jõud ja purustav toime. Eriti tugev plahvatus, s. o. väga kiire lagunemine, toimub siis, kui ühe lõhkeainega tekitatakse plahvatus teise lõhkeaine läheduses. Sellist nähtust nimetatakse detonatsiooniks ja seda põhjustanud ainet detonaatoriks.

Tähtsaimaks detonaatoriks on paukelavhõbe $\text{Hg}(\text{ONC})_2$. Paukelavhõbe on hallikas pulber, mida saadakse lämmastikhappe ja piirituse toimel elavhõbedasse. Ta laguneb nõrgast löögist ja põhjustab teiste ainete detonatsiooni.

Nitraadid ja nende kasutamine.

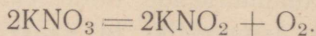
Lämmastikhappe soolasid nimetatakse nitraatideks; mõningaid nendest nimetatakse ka salpeetriteks. Kõik lämmastikhappe soolad on vees hästi lahustuvad.

Katse. Puistake katseklaasi umbes 2 g kaalisalpeetrit, kinnitage katseklaas statiivi külge ja kuumutage! Uurige eralduvat gaasi hõõguva pirruga!

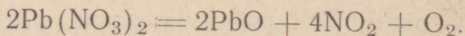
Saadud sulavasse massi asetage hõõguv süsi! Süsi põleb heledasti. Järgnevalt asetage katseklaasi tükike väävlit! Väävel põleb heledasti.

Katse. Puistake katseklaasi 2–3 g seatina-nitraati või vasknitraati ja kuumutage! Missugune gaas eraldub? Kirjutage reaktsiooni võrrand, teades, et teisteks reaktsiooni saadusteks on metalli hapend ja hapnik.

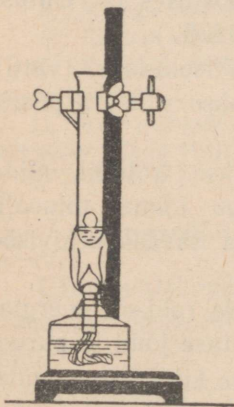
Enamik kergete metallide (leelis- metallide, kaltsiumi, baariumi, kuid mitte alumiiniumi) lämmastikhappe soolasid laguneb kuumutamisel, eraldades hapnikku ja tekitades lämmastikhappe soolasid:



Enamik raskete metallide (peale Ag) lämmastikhappe soolasid laguneb kuumutamisel metallide hapenditeks, lämmastik-dioksüüdiks ja hapnikuks:



Paljusid lämmastikhappe soolasid kasutatakse väga laialdaselt ja mitmesugusteks otstarveteks.



Joonis 46. Sõe põlemine salpeetris.

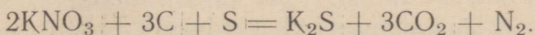
Tšiili salpeeter, peamiselt lämmastikhapu naatrium ehk naatriumnitrat NaNO_3 , oli veel hiljuti maailmas ainukeseks seotud lämmastiku saamise allikaks. Tšiili salpeeter on väga hea väetusaine. Peale selle võib teda kasutada lämmastikhappe ja selle soolade tootmiseks.

Kaaliumnitrat ehk lämmastikhapu kaalium (kaalisalpeeter) KNO_3 sarnaneb NaNO_3 -ga. Võrreldes NaNO_3 ei ole ta hügrokoopiline, s. o. ta ei ima õhust niiskust ega kivistu.

NSV Liidus leidub suuri kaalisalpeetri-lademeid Usbeki NSV-s ja Kasahhi NSV-s muistsete mahajäetud linnade ja asulate läheduses.

Kaaliumnitraati kasutatakse väetisena, liha konservimisel ja musta püssirohu valmistamisel.

Üheks vanimaks lõhkeaineks on must püssirohi, mida hakati XIV sajandil Euroopas laialdaselt kasutama. Must püssirohi on kaalisalpeetri, söe ja väävli segu. Püssirohu põlemisel õhus toimub terve rida üheaegseid reaktsioone, kuid enamik temast laguneb järgmise võrrandi kohaselt:

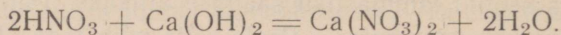


Musta püssirohu puuduseks on tema väike purustusvõime ja suitsu tekkimine põlemisel.

Kui segada pulbritaolist salpeetrit, väävlit ja sütt hulka, mis vastavad eespool toodud reaktsioonivõrrandile (segada tuleb paberilehel, mitte uhmris) ja süüdata saadud pulbrinunnik põleva pürruga, siis plahvatab see põlema. Püssirohu põlemisest ei võta osa õhuhapnik. Selles võib veenduda, kui asetada püssirohi süsihappegaasiga CO_2 täidetud purki; puudutades teda hõõguva traadiotsaga, plahvatab ta samuti põlema kui õhu käes, kuigi CO_2 ei võimalda põlemist.

Kaltsiumnitrat ehk lämmastikhapu kaltsium

(norra salpeeter) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ saadakse lämmastikhappe neutraliseerimisel lubjaga ja kasutatakse väetisena:



Hõbenitraati ehk põrgukivi AgNO_3 tarvitatakse arstimina, fotograafias, galvanoplastikas ja laboratoorseil töödel.

Kordamisküsimusi.

1. Kus leidub lämmastikhappe soolasid ja milliseid neist tarvita-
takse?
2. Mille poolest erineb lämmastikhapu kaaliumi lagunemine kuumu-
tamisel lämmastikhapu seatina lagunemisest?
3. Missuguseid lõhkeaineid tunnete?
4. Millel põhineb lõhkeainete toime?
5. Kuidas tõestate, et must püssirohi koosneb kaalisalpeetri, väävli
ja söe segust? Andke täpne seletus!
6. Missugune allpool nimetatud väetistest on kõige lämmastiku-
rikkam: kaalisalpeeter, tšiili salpeeter, norra salpeeter või ammonium-
salpeeter?

Seotud lämmastiku tähtsusest taimede ja loomade elus.

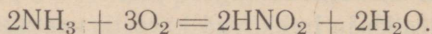
L ä m m a s t i k u r i n g k ä i k.

Lämmastik on elusate loomsete ja taimsete organismide hädavajalikuks koosteosaks, kuna elavate organismide rakkudes leiduv valk sisaldab lämmastikku.

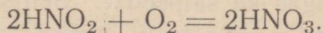
Inimesed ja loomad pole suutelised valke valmistama ja omandavad neid kas otseselt taimedelt või kaudselt loomade lihana, sest osa valkudest siirdub taimedest rohusööjate loomade organismi ning sealt lihana jälle inimeste ja lihasööjate loomade organismi.

Kuidas hangivad taimed neile tarvilikku lämmastikku? Enamik taimi ei saa kasutada õhus olevat lämmastikku, nad võivad elada ja kasvada ainult siis, kui nad saavad omandada lämmastikku keemiliste ühendite — salpeetrite KNO_3 , NaNO_3 ,

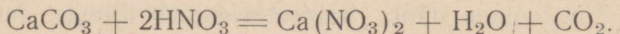
gist lendub õhku, kuid suurem osa peetakse pinnases kinni. Kinnipeetud ammoniaak hapendub õhuhapniku arvel eriliste bakterite, nn. nitrifitseerivate bakterite toimetel. Ühed nendest — nn. nitritbakterid hapendavad ammoniaagi lämmastikushappeks:



Teised — nitraatbakterid hapendavad lämmastikushapet lämmastikhappeks:



Tekkinud lämmastikhape reageerib maapinnases olevate süsihappe sooladega ja muudab neid nitraatideks:



Pinnases toimuvat ammoniaagi hapendumisprotsessi nimetatakse nitrifitseerimiseks.

Nitrifitseerimisprotsess kulgeb maapinnases ja vees ning tugevneb eriti soojal aastaajal. Nitrifitseerivate bakterite töö toimetel on tekkinud kõik salpeetrilademed pinnases.

Niiviisi osutub loomade ja taimede organismide lämmastik üleviiduks anorgaanilisteks ühenditeks, mille näol kasutavad teda taimed. Taimede organismis muutub ta uuesti keerulise koostisega valkudeks.

Kuid mitte kogu taimede ja loomade kehas olev lämmastik ei pöördu maapinnasesse tagasi nitraatide näol, teatud osa temast eraldub lagunemisel õhku. Peale selle lahustab vesi osa pinnases olevaist nitraatidest ja kannab nad edasi jõgedesse ja meredesse, kust neil pole tagasipöördumist maapinnasesse. Ka tulekahjude puhul eraldub osa taimede lämmastikust õhku. Ning lõpuks on olemas ka baktereid, mis mitte küllaldaselt õhu juurdevoolul pinnasesse ja rikkalikul toitumisel orgaaniliste ainetega võivad lagundada nitraate ja neid taandada vabaks lämmastikuks (N_2). Selliste bakterite tegevust tuntakse denitrifikatsiooni nime all ja nad põhjustavad

taimedele kasutatavate lämmastiku soolade muutumist neile kasutamatuks vabaks lämmastikuks.

Seega ei pöördu mitte kogu surnud taimede koostisse kuuluv lämmastik maapinnasesse tagasi. Osa lämmastikust eraldub vabal kujul ja kaotab oma tähtsuse taimedele. Kuid looduses on ka protsesse, mis asendavad lämmastiku kadu.

Üheks maapinnase lämmastikuga rikastajaks on äike. Atmosfäärsete elektrilaengute lahendusel tekib alati teatud hulk lämmastiku hapendeid, mis veega ühinedes annavad lämmastikhapet. Teda leidub vihmavees 2 kuni 0,2 mg liitris. Sattudes koos vihmaga maapinnasele, reageerib lämmastikhape maapinnase alustega, moodustades nitraate. Kuid lämmastikhappe hulga määramised äikeseaegses vihmavees näitavad, et äike üksi ei suuda tasandada lämmastiku kadusid pinnases.

Teiseks tähtsaks lämmastiku täiendusallikaks on erilised bakterid, mis asuvad liblikõieliste taimede — ristiku, viki, herne, lupiini jt. juurtel. Nad moodustavad nende taimede juurtel silmaga nähtavad mügarad ja nimetatakse seepärast mügarbakteriteks (joon. 47). Mügarbaktereid avastas vene teadlane Voronin.

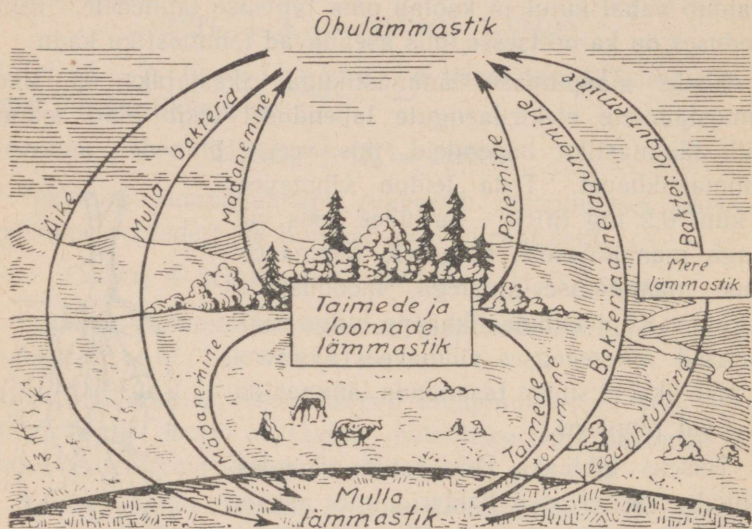
Mügarbakterid on suutelised lämmastiku ühendeid ehitama vahetult õhulämmastikust; mügarbakterite lämmastiku ühendeid omandavad liblikõielised taimed. Lämmastiku ühendeid sisaldavad liblikõieliste taimede jäätmed rikastavad pinnast nitraatidega. Liblikõieliste taimede kultuuridega võib pinnast tunduvalt parandada.

Maapinnases asuvad veel vabalt elutsevad bakterid (lämmastikbakterid), mis on võimelised siduma õhulämmas-



Joonis 47.
Mügarbakterid liblikõieliste taimede juurtel.

tikku. Väljasurnud bakterite kehasse kogunud lämmastik rikastab pinnast kõdunemisel lämmastikuga. Õhulämmastikku siduvaid pinnase baktereid avastas vene õpetlane Vinogradov 1893. a.



Joonis 48. Lämmastiku ringkäik looduses.

Seetõttu jääb looduslikes tingimustes seotud lämmastiku hulk pinnases enam-vähem muutmatuks, vaatamata lämmastikku sisaldavate ainete lagunemisel esinevaile kadudele. Lagunevad lämmastikühendid asendatakse uutega ja niiviisi toimub looduses pidev lämmastiku ringkäik. (Joonis 48.)

Lämmastikväetised.

Lämmastiku loomulikku ringkäiku segab end tahtlikult inimene. Ta künnab üles tohutuid maa-alasid, seemendab neid, koristab vilja ja veab seda tihti hoopis teise kohta ning

ühes viljaga võetakse pinnaselt ka lämmastik. Maa ebaõige harimine häirib lämmastiku bakterite tegevust, mille tõttu nad pole suutelised valmistama lämmastikku pinnasele vajalikul hulgal. Maapinnas muutub lämmastikuvaeseks, taimed hakkavad nälgima ja muutuvad kiduraiks. Nende arendamiseks tuleb pinnasele kunstlikult lisandada lämmastikku väetiste näol. Koos teiste agrotehniliste võtetega tõstab väetis tunduvalt kõikide taimekultuuride saaki.

Juba vanast ajast kasutab inimene sõnnikut maapinnase väetamiseks. Kuid arvestus näitab, et sõnnikuga ei tagastata pinnasele kaugeltki mitte kõike temast väljavõetud lämmastikku. Teravilja kasvatavais majandites ei ole sõnnik suuteline katma taimekultuuride lämmastiku vajadusi.

Vaatamata sellele, et meie kolhooside ja sovhooside kasutada on suur hulk majapidamises saadud väetisi (sõnnik, virts, turbakompost, tuhk jm.), näitavad kogemused, et parimaid saake saadakse orgaaniliste ja mineraalväetiste ühisel kasutamisel.

Tähtsamaiks mineraalväetisteks on lämmastik-, kaali- ja fosforväetised. Kaaliväetisi käsitleti VIII klassi õpikus, kuna fosforväetisi käsitletakse järgmises peatükis.

T ä h t s a m a d l ä m m a s t i k v ä e t i s e d :

1. Väävelhapu ammoonium ehk ammooniumsulfaat $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Sisaldab 20% N.

2. Lämmastikhapu ammoonium ehk ammooniumnitraat NH_4NO_3 . Sisaldab 33% N.

3. Väävel- ja lämmastikhapu ammoonium ehk ammooniumsulfaat-nitraat $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{NH}_4\text{NO}_3$. Hea väetis, eriti kartulile, suhkrupeedile ja teistele kultuuridele, sisaldab 26% N.

4. Kaalialpeeter (kaaliumnitraat) KNO_3 on väga väärtuslik kaali-lämmastikväetis.

Kuna kaalisalpeeter sisaldab kaaliumi kolm korda rohkem kui lämmastikku, siis ei vasta ta hea kaali-lämmastikväetise nõuetele, mis peab sisaldama lämmastikku ja kaaliumi võrdses hulkades või isegi lämmastikku rohkem. Seepärast kasutatakse kaalisalpeetrit peamiselt kombineerituna teiste väetistega.

5. Norra salpeeter $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. Väärtuslik lämmastikväetis. Sisaldab 13% lämmastikku.

6. Tšiili salpeeter NaNO_3 . Sisaldab 15—16% N. Ei kasutata peaaegu üldse NSV Liidus. Asendatakse väärtuslikumate kodumaiste väetistega.

7. Ammooniumkloriid ehk salmiaak NH_4Cl , sisaldab 25% N.

8. Kusiaine $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ on väga väärtuslik väetis. Sisaldab 46% N. Kasutatav kõikidele kultuuridele.

9. Kaltsiumtsüaanamiid CaCN_2 on must pulber. Sisaldab 20% N.

Peale selle kasutatakse NSV Liidus veel bakterväetisi — mügarbaktereid (nitragiini nime all), milledega idutatakse liblikõieliste taimede seemneid või mulda enne külvi ja mullabaktereid (azotogeeni ehk azotobakteri nime all); viimastega toimetatakse idutamiskatseid mitteliblikõieliste taimede (nisu, kartuli, suhkrupeedi, maisi, kapsa, tubaka jt.) külimisel.

Lämmastiku ühendite tähtsus NSV Liidu rahvamajanduses ja riigi kaitsevõime kindlustamisel.

Viimasel ajal läks juhtiv osa maailma keemiatööstuses üle lämmastikhappetööstusele, mis võttis väävelhappelt tema esikoha tööstuses. Põhjus on selge: lämmastikhape on mineraalväetiste, lõhkeainete, sünteetiliste värvide, arstimite, plastmasside, keemiliste ründeainete jne. valmistamise lähteaineks.

Tsaariaegsel Venemaal ei olnud peaaegu mingit lämmastikutööstust. NSV Liidu tänapäeva lämmastikutööstus, mis rajati esimese viisaastaku ajal, etendas tähtsat osa rahva-

majanduse arengus ja riigikaitsevõime kindlustamisel. Eriti tugevasti arenes lämmastikutööstus teise viisaastaku perioodil.

Keemiatööstuse 1937. a. toodang on kolm korda suurem 1932. a. toodangust ja 15 korda suurem võrreldes 1913. aastaga.

Rahvamajanduse taastamise ja arendamise stalinlik viis-aastak näeb ette keemiatööstuse toodangu poolteisekordset suurenemist 1950. aastaks, võrreldes ennesõjaaegse tasemega.

Eriti suur on põllumajanduse nõudmine mineraalväetiste järgi. Mineraalväetistest oleneb tähtsal määral teraviljade, suhkrupeedi-, kanepi-, lina-, päevalille- jt. kultuuride viljakuse tões.

Tsaariaegsel Venemaal oli 1909.—1913. a. keskmine nisusaak 7,3 tsentnerit hektaari kohta. Tänu põldude harimisele traktoritega ja mineraalväetiste kasutamisele tõusis NSV Liidus 1933.—1937. a. nisusaak juba 9,1 tsentnerile hektaari kohta. Uue, neljanda viisaastaku kestel küünib nisusaak 12 tsentnerile hektaari kohta, s. t. ta ületab 65% võrra vana vene küla viljakuse.

Lämmastikväetiste toodang suureneb 1950. a. 1,8 korda, võrreldes ennesõjaaegse toodanguga.

Nõukogude lämmastikutööstus asub käesoleval ajal esikohal maailmas.

Fosfor — Phosphorus.

Keemiline sümbol P. Aatomkaal 31,02.

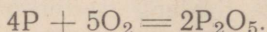
Fosfori allotroopsed teisendid ja nende omadused.

Tuntakse mitu fosfori allotroopset teisendit. Tähtsamad neist on valge ehk värvusetu (ka kollane) ja punane fosfor.

Valge fosfor tekib fosfori aurude kiirel jahtumisel. See on tahke kristalline aine, erikaaluga 1,83. Täiesti puhtal kujul on ta peaaegu värvusetu ja läbipaistev, kuid tavaliselt on ta kollaka värvusega ja sarnaneb välimuselt vahaga. Kül-

malt on valge fosfor rabe, kuid temperatuuridel üle 15⁰ muutub ta pehmemaks ja on noaga kergesti lõigatav. Valge fosfor sulab 44⁰ juures ja keeb 280,5⁰ juures. Lahustub hästi väävelsüsinikus CS₂, bensiinis ja petrooleumis, vees on ta lahustumatu. Valge fosfor on kangemaid mürke, juba väikesed hulgad (0,1 g) mõjuvad surmavalt. Fosfor ühineb energiliselt õhuhapnikuga, helendades sel puhul pimedas, millega on seletatav ka tema nimi *phosphorus* — „valgusekandja“, mis on tuletatud kreekakeelseist sõnadest *phos* — „valgus“ ja *phero* — „kannan“. Fosfor süttib nõrgal soojendamisel, milleks on küllaldane lihtne hõõrumine. Fosfori põlemisel eraldub palju soojust. Fosfori süttimistemperatuur on 50⁰ lähedal. Valge fosfor süttib õhus iseenesest põlema. Järelikult on valge fosfor väga tuleohtlik ja teda tuleb hoida vee all.

Valge fosfor suitseb õhu käes, kuna ühinemisel õhuhapnikuga tekib fosforhapend. Fosfori põlemisel tekib tihe suits, mis koosneb fosforhappe anhüdriidi P₂O₅ väikestest tahketest osakekestest:



Soojendamisel 250—300⁰ kinnises nõus ilma õhu juurdepääsuta muutub valge fosfor teiseks fosfori modifikatsiooniks — punaseks fosforiks.

Punane fosfor erineb oma omadustelt tunduvalt valgest fosforist. Ta hapendub aeglaselt õhu käes, ei sütti iseenesest, ei helendu pimeduses, ei ole mürgine, ei lahustu väävelsüsinikus, süttib soojendamisel 260⁰ juures, järelikult ei ole ta tuleohtlik, seetõttu hoitakse teda kuivas olekus. Tema erikaal on 2,2. Tugeval soojendamisel muutub punane fosfor auruks, mille jahtumisel tekib uuesti valge fosfor.

Valge ja kollase fosfori keemilise aktiivsuse võrdlemiseks võib toimetada järgmise katse: metallplaadikesele asetatakse teatud kaugusele teineteisest veidi valget ja punast fosforit.

Seejärel hakatakse soojendama punasele fosforile lähemal asuvat plaadikese serva. Leegist kaugemal asetsev valge fosfor süttib varemini kui punane (joon. 49).

Must fosfor tekib punase fosfori soojendamisel 350° juures ja 200 at rõhu all. Omadustelt meenutab ta grafiiti; kompimisel tundub rasvasena, juhib elektrit, on keemiliselt väheaktiivne, süttib 490° juures, erikaal 2,7.

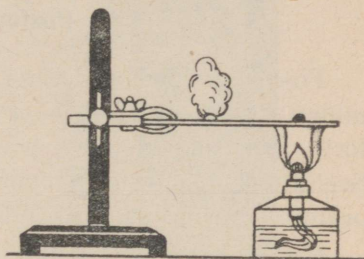
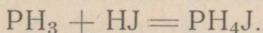
Õeldust selgub, et vaba fosfor on äärmiselt aktiivne. Hapnikuga moodustab ta mitu hapendit, milledest kõige tähtsam on lämmastikhappe anhüdriidile N_2O_5 analoogiline fosforhappe anhüdriid P_2O_5 , milles fosfor on viievaleentne. Fosfori põlemisel

õhus või hapnikus tekib fosforhappe anhüdriid P_2O_5 , kuna fosfori aeglasel hapendumisel tekib peale fosforhappe anhüdriidi veel teatud hulk fosforishappe anhüdriidi P_2O_3 . Lämmastikhappe anhüdriidile N_2O_3 analoogilises P_2O_3 on fosfor kolmevalentne.

Fosfor ei ühine otseselt vesinikuga. Fosfori ühendeid vesinikuga saadakse kaudsel teel. Tuntakse mitu fosfori ühendit vesinikuga. Tähtsaim ühend on fosforvesinik ehk fosfiin PH_3 , koostiselt ammoniaagile analoogiline.

Fosfiin PH_3 on ebameeldiva, küüslaugutaolise lõhnaga värvusetu ja väga mürgine gaas.

Nagu ammoniaak, nii ühineb ka fosfiin PH_3 halogeenvesinikhapetega, moodustades soolasid, milledes metalli osa etendab elementide rühm PH_4 ; seda rühma nimetatakse fosfooniumiks, näiteks PH_4J — fosfooniumjodiid.



Joonis 49. Valge ja punase fosfori süttimine.

Fosfooniumsoolad sarnanevad ammooniumsooladega. Peale selle ühineb fosfor energiliselt paljude elementidega, näiteks kloori, broomi, väävli ja paljude metallidega. Analoogiliselt nitriididele nimetatakse fosfori ühendeid metallidega fosfiidideks, näiteks Ca_3P_2 , Mg_3P_2 jt.

Fosfor looduses.

Fosfor on looduses väga levinud element ja moodustab umbes 0,06% maakera koorest. Looduses ei leidu vaba fosforit. See on seletatav tema suure keemilise aktiivsusega. Seetõttu leidub fosforit looduses ainult keemiliste ühenditena, peamiselt fosforhappe soolade näol.

Fosfori ühenditest kõige tähtsam on fosforhapu kaltsium ehk kaltsiumfosfaat $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, mis mineraali fosforiidina moodustab suuri lademeid. Sageli kohatakse ka mineraali apatiiti, mis sisaldab peale $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ veel CaCl_2 või CaF_2 .

Fosforiidide tagavarade suhtes on NSV Liit rikkaimaks maaks maailmas. Ajavahemikul 1920 kuni 1928 avastasid nõukogude geoloogid akadeemik Fersmani juhtimisel Koola poolsaarel Hibini tundrais (Kirovski linn) suuri apatiidilademeid. Need apatiidilademed on kõige suuremad ja omaduselt parimad maailmas.

Fosforiidilademed asetsevad hajusalt üle kogu Nõukogude Liidu. Kõige rikkamad leiukohad on Kara-Tau mägedes Lõuna-Kasahstanis. Peale selle leidub neid veel Džambuli, Kirovi, Orjoli, Kurski ja teistes oblastites. Eesti NSV-s on fosforiidilademed Tallinna lähedal Maardus.

Peale mineraalide leidub fosforit veel loomsete ja taimsete valkude koostises. Fosforit leidub seemneis, piimas, lihastes, veres, aju- ja närvikudedes. Suuri fosforihulki leidub selgrooliste loomade kontides kaltsiumfosfaadi $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ näol.



Akadeemik Fersman.

Aleksander Fersman sündis 8. novembril 1883. a. Peterburis. Tema isa oli noores eas arhitektiks ning hiljem ohvitseriks ja kindraliks Vene sõjaväes, kellena võttis osa ka 1878. a. Türgi sõjast. Sügavalt haritud inimesena sisendas isa pojasse huvi teaduse vastu. Noort Fersmani huvitasid eriti mineraloogia ja geoloogia. Juba maast madalast kogus ta

mitmevärvilisi kive, koostades nendest suurepärase kogu. Elades vanematega Krimmis, ronis Fersman väsimatult Simferopoli ümbruse kaljudel ning kogus merekaldal ilusaid rannakive.

Lõpetanud 1901. a. gümnaasiumi, astus Fersman Novorossiiski ülikooli (Odessas) füüsika-matemaatika teaduskonda, kus ta alustas suure õhinaga mineraloogia õppimist. Otsustava tähtsusega tema edasisele tegevusele oli tema siirdumine Moskva ülikooli, mis toimus seoses isa ümberpaigutusega Moskva.

Moskva ülikooli mineraloogia kateedri eesotsas oli sel ajal väljapaistev õpetlane — akadeemik V. Vernadski, kes etendas tähtsat osa mineraloogia ajaloos. V. Vernadski ümber rühmitus rida andekaid noori õpetlasi; sellesse üksmeelsesse perre sattus noor Fersman.

Juba üliõpilasena avaldas Fersman trükkis 5 tööd.

Peale ülikooli lõpetamist komandeeriti Fersman välismaale. Välismaal viibides uuris Fersman mineraalide leiukohti Itaalias, Sveitsis, Saksamaal, Prantsusmaal ja mujal.

Naasnud kodumaale, alustas Fersman kalliskivide leiukohtade uurimist Uuralis, Kesk-Aasias, Ukrainas, Taga-Baikalis.

Fersmani peamiseks uurimisalaks oli geokeemia, teadus, mis tegeleb maapõue keemiliste elementide uurimisega. Ta oli selle teadusharu üheks silmapaistvamaks rajajaks.

Isevalitsuse süngeil aastail puudusid noorel õpetlasel nii ainelised vahendid kui ka võimalused veel uurimata Venemaa alade tundmaõppimiseks. Tagasihoidlikust teenistusest jätkus vaevalt elatamiseks. Tuli abistada ka vanemaid, kuna Fersmani isa oli sunnitud 1912. a. minema erru isevalitsuse vastu võitlevate isikute toetamise pärast.

Alles peale Suurt Sotsialistlikku Oktoobrirevolutsiooni suutsid end täielikult avaldada Fersmani hiilgavad teaduslikud ja organisatoorsed võimed. Samuti teostusid tema unistused Venemaa mineraalsete rikkuste igakülgselt uurimisest ja nende laialdasest praktilisest kasutamisest.

V. I. Lenini juhtnööridel 1918. a. hakkas Teaduste Akadeemia süsteemaatiliselt uurima meie maa looduslikke ressursse. 1919. a. valiti 36-aastane Fersman akadeemikuks.

Raskeil kodusõja aastail evis Fersmani tegevus erilist tähtsust meie kodumaa teadusele.

20-ndail aastail teostati rida suuri ekspeditsioone Fersmani vahetusel juhtimisel. Ta jõudis viibida nii Koola poolsaare Hibiini tundra lumistel kõrgendikel, Kara-Kumi lämmatavalt kuumadel liivadel, Taga-Baikali sügavais taigades kui ka Uurali idapoolse nõlva soostunud metsades. 10 000 km² aastas — selline oli Fersmani pulbitseva tegevuse mõõdupuu.

Nende ekspeditsioonide praktilised ja teaduslikud tulemused olid äärmiselt suured. Erilise tähtsusega oli Hibiini tundrate uurimine (1920—1930), mis alustati Fersmani initsiatiivil ja juhtimisel ning S. M. Kirovi toetusel. Hibiinides avastati rikkaimad apatiidi, niklimaagi, nefeliini ja teiste kasutatavate maapõuevarade lademed, millede baasil algas keemia suurkätiste ehitamine.

Suure tähtsusega oli Fersmani 1925. a. sõit Kara-Kumi väävli leiukohtadesse, mille tulemusena rajati esimene väävlivabrik NSV Liidus.

Eriti suure tähtsusega on tema õpetus keemiliste elementide levikust maakooses ja maailmaruumis ning mineraalide ja maakide leiukohtade tekkimisest.

Fersmani teaduslikud tööd omandasid ülemaailmse tunnustuse ja kuulsuse. Fersmani 60. sünnipäevaks määras Londoni Geoloogiline Selts temale Wollastoni — (loe: uolestn'i) nimelise palladiumi medali — kõrgeima geoloogilise autasu, mille osaliseks sai omal ajal nisugune teadlane nagu Charles Darwin. Geokeemiliste tööde eest sai Fersman Belgia ülikoolilt suure kuldmedali. Koola poolsaare kasutatavate maapõuevarade uurimistööde eest autasustati teda I järgu Stalini preemiaga.

Fersman oli meie kodumaa mineraalsete varade väsimatu otsija ja uurija, väljapaistev õpetlane, organisaator ja ühiskonnategelane, suurepäraste geoloogia-alaste populaarteaduslike raamatute autor. Ta jättis teadusele rikka päranduse. Tema poolt koostatud teaduslike ja populaarteaduslike tööde arv ületab 1000.

Väsimatu ja pingeline töö laostas tema tervise. 1943. a. haigestus ta tõsiselt, kuid ei suutnud end lahti kiskuda pulbitsevast teaduslikust tööst. Ta suri 20. mail 1945. a. Jõudu säästmata andus Fersman armastatud teadusele, kodumaale ja rahvale.

Fosfori kasutamine.

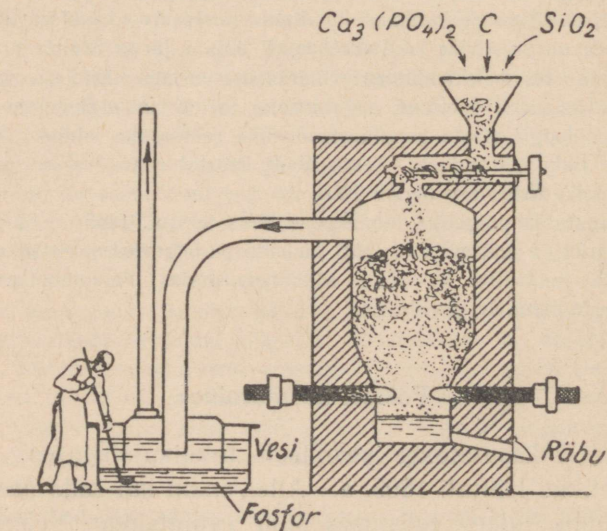
Fosforit kasutatakse peamiselt tuletikutööstuses. Esimesed tuletikud leiutati 1805. a. Alles enam kui sada aastat hiljem toimus tuletikutööstuses suur evolutsioon. Tänapäeval valmistatakse tuletikke järgmiselt: tikupea valmistatakse bertolee soola $KClO_3$, väävelantimoni Sb_2S_3 (või väävli), mangaandioksüüdi MnO_2 segust klaasipuru (hõõrdumise suurendamiseks) ja liimiga. Tikutoosi süütepind kaetakse punase fosfori, väävelantimoni ja liimi seguga.

Tikupea hõõrumisel vastu karbi süütepinda tekib soojus. Hõõrumissoojuse toimel muundub punane fosfor valgeks fosforiks, mis süttib ja põhjustab plahvatuse, kusjuures $KClO_3$ lagunemisel eraldub hapnik ja toimub väävelantimoni või väavli põlemine. Seejärel süttib juba tuletikk ise.

Valget fosforit kasutatakse ka sõjaasjanduses. Temaga täidetakse süütemürske ja pomme. Peale selle kasutatakse valget fosforit veel suitskatte tekitamiseks.

Fosfori saamine.

Tänapäeval saadakse fosforit fosforiididest või apatiitidest. Selleks segatakse fosforiiti $Ca_3(PO_4)_2$ liivaga SiO_2 (rän-

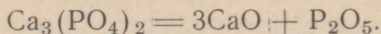


Joonis 50. Elektriahi fosfori saamiseks.

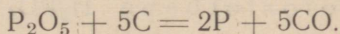
happe H_2SiO_3 anhidriid) ja koksiga (süsinikuga). Saadud segu kuumutatakse erilistes ahjudes elektrivoolu toimel (joon. 50).

Volta kaare kõrge temperatuuri toimel sulab võetud segu ahjus, kusjuures toimub rida järjestikku kulgevaid reaktsioone, mille tagajärjel eralduvad vaba fosfori aurud.

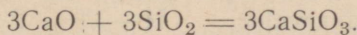
Ahjus toimuvate protsesside olemuse selgitamiseks võib neid keemilisi reaktsioone kujutada järgmise skeemi abil. Esmalt laguneb kaltsiumfosfaat fosforhappe anhüdriidiks P_2O_5 ja kaltsiumhapendiks CaO :



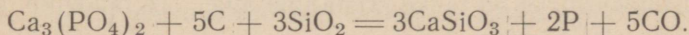
Seejärel reageerib süsinik fosforhappe anhüdriidiga, võttes temalt hapniku ära. Taandamisreaktsiooni tulemusena tekib vaba fosfor:



Liiv ühineb kaltsiumhapendiga ja moodustab kergesti sulava räbu — ränihapu kaltsiumi (ehk kaltsiumsilikaadi), mida ahju alumise ava kaudu välja lastakse:



Kolme reaktsiooni liitmisel saadakse summaarne võrrand:



Eralduvad fosforiaurud juhitakse künataolisse vastuvõtjasse, kus fosforiaurud jahtudes muunduvad valgeks fosforiks, mida kogutakse vee all.

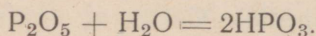
Fosforhappe anhüdriid P_2O_5 .

Me teame, et fosfor moodustab põlemisel õhus või hapnikus fosforhappe anhüdridi P_2O_5 . Fosforhappe anhüdriid on valge kohe lumetaoline mass. Fosforhappe anhüdriid neelab ahnelt vett, teda kasutatakse seetõttu kui vett hästi siduvat ainet. Ta võib vett isegi ära võtta teistelt ühenditelt, näiteks väävelhappelt ja lämmastikhappelt.

Fosforhapped.

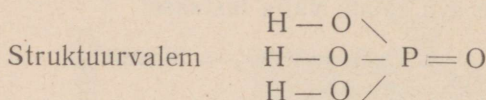
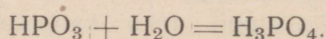
Olenevalt temperatuurist võib fosforhappe anhidriid liita erineva hulga vett.

Fosforhappe anhidriid moodustab harilikul temperatuuril (veega analoogiliselt) lämmastikhappega metafosforhappe HPO_3 :



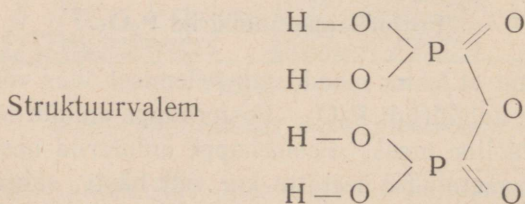
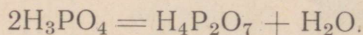
Metafosforhappe on ühealuseline hape. Ta on tahke läbipaistev aine, mis kergesti lahustub vees. Metafosforhappe on väga mürgine.

Metafosforhappe vesilahuse keetmisel või kauaaegsel seismisel tekib ortofosforhappe H_3PO_4 . Metafosforhappe liidab endaga veel üht vee molekuli ja muutub kolmealuseliseks happeks:



Ortofosforhappe on tahke kristalline aine. Ta lahustub hästi vees ega ole mürgine.

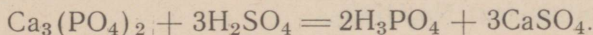
Ning lõpuks, kuiva ortofosforhappe kuumutamisel kuni 215° kaotab ta osa veest ja muutub pürofosforhappeks $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$:



Pürofosforhappe on vees hästi lahustuv neljaaluseline hape.

Kolmest eespool nimetatud fosforhapest on kõige tähtsam ja püsivam ortofosforhape H_3PO_4 . Tema soolad on looduses laialt levinud fosforiitide näol.

Tehniliselt saadakse ortofosforhapet ta looduslike soolade — fosforiitide, apatiitide ja kondituha töötlemisel soojendatud väävelhappega.



Fosforhappe lahus on kergesti eraldatav vees peaaegu lahustamatust kaltsiumsulfaadist. Lahja happe aurutamisel saadakse kontsentreeritud hape.

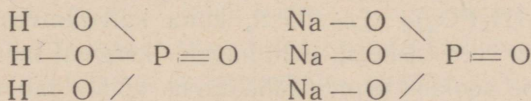
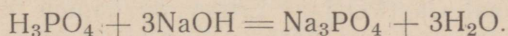
Fosforhapet kasutatakse väetiste ja teiste soolade saamiseks.

Fosforhappe soolad.

Ortofosforhappe normaalsoolasid nimetatakse ortofosfaatideks ehk lihtsalt fosfaatideks.

Olles kolmealuseline hape, moodustab ortofosforhappe kolm rida soolasid:

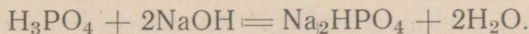
1. H_3PO_4 normaalsoolasid saadakse fosforhappe molekuli kõigi kolme vesiniku aatomi asendamisel metalliga, näiteks:

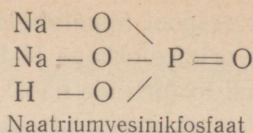
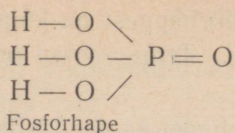


Fosforhape

Fosforhappu naatrium ehk naatriumfosfaat
(ka trinatriumfosfaat)

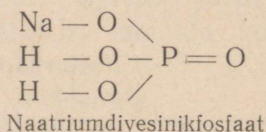
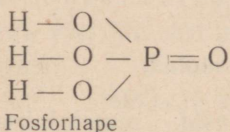
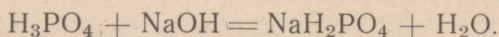
2. H_3PO_4 hapusid soolasid ühe vesiniku aatomiga happejäägis saadakse fosforhappe molekuli kahe vesiniku aatomi asendamisel metalliga, näiteks:





Säärased hapud soolad nimetatakse vesinikfosfaatideks ehk teisiti kahelisasendusfosfaatideks. Näiteks naatriumvesinikfosfaat Na_2HPO_4 .

3. H_3PO_4 hapusid soolasid kahe vesiniku aatomiga happesäägis saadakse fosforhape molekuli ühe vesiniku aatomi asendamisel metalliga, näiteks:



Säärased hapud soolad nimetatakse divesinikfosfaatideks ehk teisiti ühelisasendusfosfaatideks. Näiteks naatriumdivesinikfosfaat NaH_2PO_4 .

Kõik leelismetallide fosfaadid on vees hästi lahustuvad, kuna teiste metallide soolad on vees lahustumatud, näiteks kaltsiumfosfaat $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Erinev on hapude kaltsiumfosfaatide lahustuvus vees, näiteks lahustub kaltsiumdivesinikfosfaat $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ vees hästi, kuna kaltsiumvesinikfosfaat CaHPO_4 on vees raskesti, kuid hapetes kergesti lahustuv sool. Fosforhappe soolade erinev lahustuvus võimaldab neid kasutada laialdaselt põllumajanduses isesuguste pinnaste väetamisel.

Fosfori ühendite osa loomade ja taimede elus.

Fosforhappe soolad etendavad väga tähtsat osa loomade ja taimede elus. Nagu mainitud, kuulub fosfor paljude loomse kui ka taimse päritoluga valkude koostisse. Peale selle koos-

neb selgrooliste loomade skelett kaltsiumfosfaadist, mis on läbi imunud orgaaniliste rasvade ja liimi andvate ainetega.

Seega on fosfor loomadele ja taimedele valgu põhikoostisosana peaaegu niisama hädavajalik kui lämmastik. Taimed omandavad fosforit maapinnasest seal leiduvate fosforhappe soolade näol.

Fosforvæetiste mõju taimekasvule ja viljasaagile.

Maapinnases leidub võrdlemisi vähe fosforit, mitte üle 0,2% P_2O_5 . Fosforipuudus maapinnases mõjutab tunduvalt viljasaagi suurust ja alandab viljaterade kvaliteeti, eriti kõrsviljadel. Selleks, et tõsta pinnase viljakust, tuleb teda vâetada fosforvæetistega.

Fosforvæetiste kasutamine tõstab maapinnase viljakust ja parandab viljasaagi kvaliteeti, näiteks suureneb kõrsviljaterades valgu protsentuaalne sisaldus, peedis suhkru protsentuaalne sisaldus jne.

Praktika on näidanud, et 1 tonn fosforhapet suurendab toitteravilja saaki 12—14 tonni võrra, see tähendab, et fosforvæetist kasutamata oleks saadud 12—14 tonni vähem toitteravilja. Kuna superfosfaat sisaldab tavaliselt 12—15% fosforhapet, siis suureneb 1 tonni superfosfaadi kasutamisel toitteravilja saak keskmiselt 2 tonni võrra. Seega olenevad sotsialistliku põllumajanduse saavutused ja meie kolhooside põldude viljakus suurel määral fosforvæetiste olemasolust ja nende tootmisest.

Fosforvæetisi.

Fosforvæetisi valmistatakse peamiselt looduslikest ühenditest — fosforiididest ja apatiitidest.

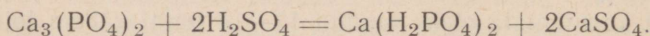
Meie maal on tohutud looduslike toorainete tagavarad kunstlike fosforvæetiste valmistamiseks ja tal on sel alal esi-

koht maailmas. Umbes 63% maailma fosforiidide tagavaradest asub meil.

Vaatleme tähtsamaid fosforvætisi.

1. Fosforiit- ja apatiitjahu on hästi peenestatud fosforiit või apatiit. Kuid looduslikud fosforiidid on iseenesest vähe kõlblikud vætisena, kuna sisaldavad fosforit vähe lahustuva kaltsiumfosfaadina $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Fosforiidide omastavuse määr oleneb nii taime liigist kui ka pinnasest. Fosforiite omastavad halvasti mustmullal kasvavad taimed, paremini leetmullal ja turbamullal kasvavad. Turbamullas muutub fosforiit orgaaniliste hapete toimel lahustuvaiks ühenditeks. Mustmullal ei omasta kõrsviljad üldse fosforiite, kuna mõningad taimed — tatar, lupiin ja hernes — omandavad paremini toorfosforiite.

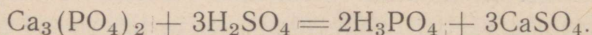
2. Superfosfaat. Enamik taimi ei suuda fosforiite omandada, seetõttu tuleb neid üle viia taimedele kättesaadavasse olekusse. Fosforiidide töötlemise olemus seisab kaltsiumfosfaadi muutmises monokaltsiumfosfaadiks ehk kaltsiumdivesinikfosfaadiks. Selleks töödeldakse fosforiite väävelhappega. Reaktsioon kulgeb järgmise võrrandi kohaselt:



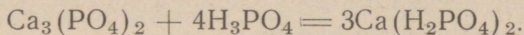
Saadud $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ja CaSO_4 nimetatakse superfosfaadiks. Kaltsiumsulfaat on ballastiks ja taimedele tarbetu, kuna $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ on hästi lahustuv ja taimede poolt kergesti omandatav.

Superfosfaat on tähtsaimaks fosforvætiseks.

3. Kahekordne superfosfaat. Superfosfaadis on kaltsiumsulfaat CaSO_4 liigseks ballastiks ja teeb vætise transpordi kalliks. Teistsugusel fosforiidi töötlemisel vabaneb kaltsiumsulfaadist ja saadakse kahekordne superfosfaat. Esmalt saadakse fosforiididest fosforhapet:

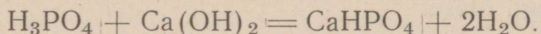


Saadud fosforhape eraldatakse kaltsiumsulfaadist ja mõjutatakse uue fosforiidi hulgaga:



Seda väetist nimetatakse kahekordseks superfosfaadiks.

4. P r e t s i p i t a a t. Pretsipitaadi valmistamiseks küllastatakse fosforiidi töötlemisel saadud fosforhapet lubjapiimaga kuni kaltsiumvesinikfosfaadi ehk pretsipitaadi tekkimiseni:



Pretsipitaat on väga hea mineraalväetis. Kuigi ta on vees lahustumatu ja seetõttu ei uhuta teda maapinnasest sügavemale, omandavad taimed temast kergesti fosforit. See on tingitud pinnase hapete ja taimejuurte happeliste erituste toimest väetisele.

5. T o o m a s j a h u. Saadakse metallurgiatööstuses kõrvalsaadusena terase valmistamisel toormalmist (vaata terase saamine) Thomas'e menetlusel.

Toomasjahu sisaldab fosforit nõrkades hapetes lahustuva soola $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaO}$ näol. See aine sisaldab CaO nagu ühe molekuli võrra rohkem kui $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, on seetõttu rohkem aluselise iseloomuga ning kasulik tarvitada huumushapperikastel turba- ja soomuldadel.

6. K o n d i j a h u. Sisaldab tunduval hulgal $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

7. L i i t - e h k k o m b i n e e r i t u d v ä e t i s e d. Paljudel juhtudel ei vajata väetamiseks mitte ainult fosforit, vaid ka kaaliumi ja lämmastikku. Seepärast on hakatud viimasel ajal valmistama väetisi, mis sisaldavad mitu taimedele tarvilikku toiteelementi. Tähtsamad neist on: ammofos $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$; diammofos $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$; leunafos $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$; nitrofoska (ka azofoska) — soolade $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, KCl ja NH_4NO_3 segu.

Seda segu on võimalik valmistada erineva toiteelementide sisaldusega.

Mineraalväetiste tööstus NSV Liidus.

NSV Liidu keemiatööstuses toodangu suuruse poolest omab esikoha mineraalväetiste tööstus.

Kuni Oktoobrirevolutsioonini oli tsaariaegse Venemaa mineraalväetiste tööstus täiesti algelises seisundis, kuna mineraalväetisi kasutati ainult mõisnike ja kulakute põldudel, ja sealgi harva; algelises väiketalupoja majandis ei kasutatud neid peaaegu üldse.

Kõikide vabrikute aastatoodang oli 1913. a. kõigest 21 000 tonni.

Peale nõukogude võimu kehtestamist tõusis meie maa väetiste tarvitus, kuna põllumajanduses algas üleminek industrialiseeritud ja mehhaniseeritud sotsialistlikule majandusele. Seetõttu pidi meie keemiatööstus ilmutama bolševistlikku hoogu mineraalväetiste tööstuse arendamise alal.

Uute keemiavabrikute ehitamine algas 1925.—1926. a. ja teostus kohe hiigelulatuses ja seniolematu kiirusega. Stalinlike viisaastakute vältel ehitati NSV Liidus terve rida suuremaid mineraalväetise vabrikuid ja kombinäate, milledest paljud oma võimsuse poolest ei jää maha ka kõige suuremaist Ameerika ja Lääne-Euroopa vabrikuid.

Tsaariaegse Venemaa superfosfaaditööstus, olles täielikus sõltuvuses välismaisest toorainest, töötas ümber peamiselt sisseveetavaid (Lõuna-Aafrika ja Maroko) fosforiite, Nõukogude Liidus aga loodi juba ammu võimas superfosfaaditööstus kodumaisel tooraine baasil.

1931. a. oli meie maa järele jõudnud ja möödunud reast kapitalistlikest maadest, nende hulgas ka Inglismaast ja Belgiast.

1932. a. toodeti NSV Liidus 614 000 tonni superfosfaati, kuid 1937. a. ligi 3 000 000 tonni.

NSV Liidu 1937. a. fosforväetiste toodang ületas kõikide kapitalistlike maade toodangu, peale USA.

Neljanda viisaastaku lõpul, 1950. a. ületab mineraalväetiste toodang eelsõjaaegse fosforväetiste toodangu kahe-kordselt. Käesoleva viisaastaku jooksul ehitatakse neli superfosfaadivabrikut, nendest kaks Usbeki NSV-s, üks Kasahhi NSV-s ja üks Turkmeeni NSV-s. Uute vabrikute ettenähtud toodang on 2720 tuhat tonni superfosfaati. Kesk-Aasia liiduvabariikide Kara-Tau vastavastatud fosforiitide lademetega alusel luuakse mineraalväetiste tööstus kodumaisel baasil.

Kokku võttes võib öelda, et fosforväetiste tootmise alal omab meie kodumaa ühe esikohtadest maailmas.

Lämmastiku ja fosfori sarnasus ja erinevus.

Lämmastik ja fosfor on tüüpilised mittemetallid. Keemiliste omaduste poolest on neil teatud sarnasus. Näiteks ühinevad nad vesinikuga ainult kaudselt, nende vesinikühendid NH_3 ja PH_3 on lõhnavad gaasid, milledes nii lämmastik kui ka fosfor on kolmevalentne. Halogeenvesinikega annavad nad ammooonium- ja fosfooniumsoolasid. Hapnikuga moodustavad nad rea hapendeid. Tähtsamad neist on N_2O_5 ja P_2O_5 , milledes antud elemendid on viievalentsed. Nimetatud happendid annavad veega analoogilisi happeid HNO_3 ja HPO_3 .

Kuid sarnasuse kõrval võime täheldada ka olulisi erinevusi. Näiteks esineb lämmastik looduses vabal kujul, kuna fosforit leidub ainult keemilistes ühendites. Lämmastik ühineb hapnikuga väga raskesti ja ainult kõrgemal temperatuuril, kuna fosfor ühineb temaga kergesti juba nõrgal soojendamisel. Lämmastik on vabal kujul gaas, fosfor aga tahke aine. Lämmastik ei ole mürgine, valge fosfor aga on mürgine.

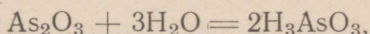
Teisi lämmastikurühma elemente.

Lämmastiku ja fosforiga sarnanevad teatud määral elemendid arseen ja antimon. Vaatleme mõningaid nende tähtsaimaid omadusi.

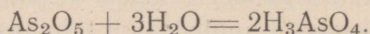
arsen
Arseen As, aatomkaal 75. Ngu fosfor, esineb ka arseen mitmel allotroopsel kujul. Üks neist teisenditest — kristalline arseen on tahke, halli värvusega, nõrga metallise läikega aine, mis juhib elektrit; soojendamisel muutub ta auruks, mille jahutamisel saadakse kollane arseen. Viimane hapendub kergesti ja helendub õhus nagu fosfori.

Vesinikuga moodustab arseen gaasilise aine — arseenvesiniku AsH_3 . Hapnikuga tekitab arseen nagu fosfor ja lämmastik kaks hapendit: arseenishappe anhüdriidi As_2O_3 ja arseenhappe anhüdriidi As_2O_5 .

As_2O_3 tekitab veega arseenishappe:



kuna As_2O_5 annab arseenhappe:



Nii arseen kui ka tema ühendid on äärmiselt mürgised. Ühendites on arseen kolme- ja viievalentne. Arseeniühendeid kasutatakse keemiliste ründeainete valmistamiseks — näiteks ljuisiit, samuti ka põllumajanduses rohutirtsude ja teiste putukate tõrjeks. Paljusid arseenipreparaate kasutatakse heade ravimitena. Looduses leidub arseni arseenopüriidis FeAsS .

antimon
Antimon Sb, aatomkaal 122. Antimoni leidub mitmel allotroopsel kujul, milledest kõige püsivam on metalline antimon. Välimuselt on viimane hõbevalge metall; ta on kaunis rabe ning juhib halvasti soojust ja elektrit. Vesinikuga moodustab antimon mürgise gaasi — antimonvesiniku SbH_3 . Hapnikuga tekitab ta antimonhappe anhüdriidi Sb_2O_5 , mis annab meta-antimonhappe HSbO_3 . Ühendites on antimon kolme- ja viievalentne.

Metallilist antimoni kasutatakse kergesti sulavate sulamite valmistamiseks (laagrimetallid, trükitähed, haavlid jt.).

Lämmastikurühm.

Lämmastik, fosfor, arseen ja antimon moodustavad oma iseloomustavate omadustega sarnaste elementide rühma. Nende elementide sarnasus seisab selles, et ilmutades sama valentsi, moodustavad nad sarnase koostisega ühendeid. Eri-nevused avalduvad aga nende füüsilistes ja keemilistes omadustes, mis reeglipäraselt muutuvad aatomkaalu suurenemisega, nagu on näha allpool toodud võrdlustabelist.

	Lämmastik	Fosfor	Arseen	Antimon
Keemiline märk	N	P	As	Sb
Aatomkaal	14	31,02	74,91	121,76
Erikaal	0,885	1,83	5,72	6,69
	(vedel)	(valge)	(metall)	(metall)
Sulamistemperatuur	—210,5	+44,0	+817	+630
Keemistemperatuur	—195,7	+280,5	+630	+1635
Agregaatolek	gaas	tahke keha	tahke	tahke metal- lise läikega
Valents vesiniku suhtes	3	3	3	3
Peaühend vesini- kuga	NH ₃	PH ₃	AsH ₃	SbH ₃
Valents hapniku suhtes	3 ja 5	3 ja 5	3 ja 5	3 ja 5
Happe anhüdriid	N ₂ O ₃ N ₂ O ₅	P ₂ O ₃ P ₂ O ₅	As ₂ O ₃ As ₂ O ₅	Sb ₂ O ₃ Sb ₂ O ₅
Happed	HNO ₂ HNO ₃	H ₃ PO ₃ HPO ₃ H ₃ PO ₄	H ₃ AsO ₃ H ₃ AsO ₄	H ₃ SbO ₃ HSbO ₃

Nende elementide füüsilised ja keemilised omadused on seadusepärasel sõltuvusel aatomkaalu muutumisest; aatomkaalu kasvades suureneb erikaal, tõuseb keemise- ja sulamistemperatuur, nõrgenevad mittemetallised (happelised) oma-

dused, tugevnevad metallised (aluselised) omadused. Suurema aatomkaaluga elemendid arseen ja antimon on metalliste omadustega: neil on metalline läige, nad juhivad elektrit ja soojust.

Ülaltoodust selgub, et lämmastik, fosfor, arseen ja antimon moodustavad sarnaste omadustega elementide loomuliku rühma, millel aatomkaalu suurenedes suurenevad metalle iseloomustavad omadused, kuna mittemetalle iseloomustavad omadused nõrgenevad.

Halogeenide, hapniku ja lämmastiku rühma elementide omaduste võrdlemisel võib leida samuti seadusepärast sarnasust ja erinevust nende rühmade vahel. Näiteks halogeenide rühmas leiduvail elementidel on tugevasti avalduvad mittemetallised omadused, s. o. nad annavad tugevaid happeid, mistõttu neid nimetatakse tüüpilisteks mittemetallideks.

Hapnikurühma elemendid on väiksema aktiivsusega kui halogeenid. Nii näiteks sarnaneb telluur Te teatud määral metallidega ja on võimeline ühinema kloori ja broomiga, tekitades soolasid.

Lämmastikurühma elemendid avaldavad tunduvat sarnasust metallidega, nii näiteks leiame juba antimonil kõik metallisuse tunnused. Antud rühma elementide keemiline aktiivsus on väiksem kui hapniku rühma elementidel.

Vaadeldes tundma õpitud elementide keemilisi omadusi rühmade viisi, näeme, et need omadused on tihedas seoses elementide aatomkaaluga ja muutuvad pidevalt aatomkaalu muutumisega.

Küsimusi ja harjutusi.

1. Nimetage fosfori allotroopsed teisendid ja nende erinevusi!
2. Loetlege fosfori happed ja kirjeldage nende saamist!
3. Missugused soolad annab ortofosforhape?
4. Kus ja mil näol leidub fosforit looduses?

5. Kuidas saadakse fosforit?
6. Nimetage tähtsamad fosforvæetised!
7. Missugused elemendid kuuluvad læmmastikurühma? Iseloomustage neid!
8. Võrrelge læmmastikurühma teiste tuntud elementide rühmadega!
9. Kui palju superfosfaati saadakse 1 tonnist fosforiidist?

III peatükk.

GAASILISTE AINETE MOLEKULKAALU MÄÄRAMINE.

Avogadro seadus.

Vaatame, kuidas reageerivad gaasilises olekus olevad ained. Selleks võtame kaks paksuseinalist sama suurusega klaasilindrit ning täidame ühe vesinikuga ja teise klooriga. Katame silindrid klaasplaadikestega. Asetame silindrid avaus-
tega teineteise peale ja kõrvaldame ettevaatlikult kattepladi-
kesed. Seejuures tuleb vesinikuga täidetud silinder asetada
allapoole, kuna vesinik kloorist kergema gaasina tõuseb üles-
poole temale vastuvoolavale raskemale kloorile. Sel viisil teos-
tub hea gaaside segunemine, mis on tarvilik selleks, et gaasid
astuksid keemilisse reaktsiooni.

Katset ei tohi teostada otseses päikesevalguses. Valguse
toimel võib reaktsioon toimuda nii kiiresti, et gaaside segu
plahvatab. Kiire, kuid ohutuks reaktsiooni kulgemiseks aseta-
takse silindrid 60—80 cm kaugusele elektrilambist.

Peatselt valastub kloor. Silindrid sulletakse uuesti klaas-
plaadikestega. Nüüd tuleb tõestada, et vesiniku ühinemisel
klooriga tekkis uus aine. Selleks pistame ühte silindrisse
põleva pirru. Kuna põlev pird kustub ja ka gaas ei sütti
põlema, siis järgneb sellest, et silindris pole vesinikku. Teise
silindrisse valame sinist lakmuslahust, mis värvub otsekohe
punaseks. Klooril pole sääraseid omadusi. Saadud uus aine
on — kloorvesinik.

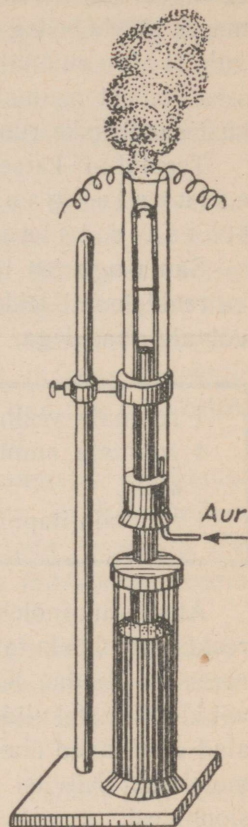
Teise katse jaoks võtame kaks võrdse ruumalaga silindrit,
üks täidetud kloorvesinikuga ja teine ammoniaagiga. Silind-

rite ühendamisel avaustega täituvad nad paksu valge suitsuga, mis mõne aja möödumisel sadestub silindri seintele valge pulbri näol. Tekkinud pulber on ammoniaagi ühend kloorvesinikuga ja nimetatakse ammooniumkloriidiks (salmiaagiks).

Viimase katsena korraldame vesiniku ühinemist hapnikuga. Katse teostatakse nn. eudiomeetrisel torus, mis kujutab endast jaotustega varustatud paksuseinalist klaastoru, mille kinnise otsa seintesse on joodetud kaks platinatraadikest. Täidame toru elavhõbedaga, suleme näpuga toru otsa ja asetame kaussi elavhõbedaga. Seejärel juhime eudiomeetrisse paukgaasi (kaks ruumala vesinikku ja üks ruumala hapnikku) ja paigutame tema ümber teise avarama toru, millest juhitakse läbi aur temperatuuriga 100° . Kui paukgaas ei paisu enam, s. o. kui tema temperatuur on tõusnud 100° -ni, märgime üles paukgaasi ruumala ja elavhõbede sambakõrguse eudiomeetris (joon. 51).

Vesiniku ühinemist hapnikuga kutsutakse esile elektrisädeme abil, mis tekitatakse toru seintesse joodetud traadikeste vahel induktorist saadud vooluga. Vesiniku ühinemisel hapnikuga tekib veeaur, seejuures tõuseb elavhõbede-samba tase eudiomeetris.

Saadud veeauru ruumala võrdlemiseks paukgaasi ruumalaga tuleb see mõõta samadel tingimustel, milles oli pauk-



Joonis 51. Vee süntees vesinikust ja hapnikust eudiomeetris.

gaas. Auru temperatuur on sama mis paukgaasilgi. Elavhõbedasamba tõusust järgneb aga, et auru rõhk on alanenud. Esialgse rõhu taastamiseks süüvitatakse eudiomeeter anumasse elavhõbedaga, kuni samba algseisu saavutamiseni. Selgub, et auru ruumala võrdub gaasiseгу $\frac{2}{3}$ esialgse ruumalaga, s. o. kahest ruumalast vesinikust ja ühest ruumalast hapnikust saadi kaks ruumala veeauru.

Teostatud katseist võime järeldada, et reaktsiooni astuvate gaaside ruumalad on omavahel lihtsais täisarvulistes suhetes.

Samasugustes lihtsais täisarvulistes suhetes on omavahel ka reaktsioonil tekkinud gaasilised ühendid reaktsioonist osavõtvate gaasidega.

<p>1 ruumala vesinikku ühineb 1 ruumala klooriga, 1 ruumala ammoniaaki ühineb 1 ruumala kloorvesinikuga, 1 ruumala hapnikku ühineb 2 ruumala vesinikuga.</p>
--

Atomistlik-molekulaarse teooria põhjal seisab ühinemisreaktsioon üksikute molekulide ja aatomite omavahelises ühinemises. Kuidas leida aga antud ruumalal olevate vesiniku või kloori molekulide arvu? Oletame, et võrdsete gaaside ruumalad sisaldavad ühesugusel temperatuuril ja rõhul võrdse arvu molekule. Niiviisi saame väga lihtsa kujutluse meie reaktsioonidest.

Esimese reaktsiooni puhul ühines üks kloori molekul ühe vesiniku molekuliga. Teise reaktsiooni puhul ühines kloorvesiniku molekul ühe ammoniaagi molekuliga. Kolmanda reaktsiooni puhul ühines kaks vesiniku molekuli ühe hapniku molekuliga.

Terve rea keemiliste nähtuste põhjal teame, et tõesti üks molekul kloori ühineb ühe vesiniku molekuliga, et üks molekul

ammoniaaki ühineb ühe kloorvesiniku molekuliga ja et üks molekul hapnikku ühineb kahe vesiniku molekuliga.

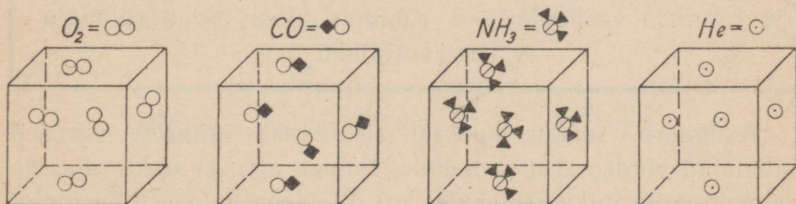
Tehtud oletuse kinnitamiseks, et gaaside võrdsed ruumalad sisaldavad võrdse arvu molekule, mainime veel, et kõik gaasid suhtuvad ühtlaselt temperatuuri ja rõhu muudatustesse; gaaside ruumala muutub tugevasti temperatuuri ja rõhu muutumisel, kuna tahkete kehade ja vedelike ruumala muutused on sel puhul väga väiksed.

Seega tekib mõte, et 1) gaaside ja aurude ruumalade muutused toimuvad molekulide vaheliste kauguste muutuste arvel, sest gaaside molekulide endi ruumalad on äärmiselt väiksed võrreldes gaasiga täidetud ruumala suurusega, ja 2) et ühesugustel füüsilistel tingimustel asetsevad isesuguste gaaside molekulid ühesugusel kaugusel teineteisest, ja kuna molekulid on väga väiksed, siis peavad isesuguste gaaside molekulide võrdsed hulgad omama võrdsed ruumalad.

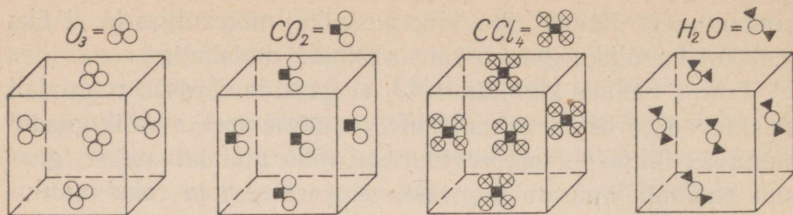
Oletuse, et kõikide gaaside võrdsed ruumalad sisaldavad võrdse arvu molekule, avaldas esimesena itaalia õpetlane Avogadro 1811. a. Tänapäeval tuntakse seda Avogadro seaduse nime all, mis on üheks tähtsamaks füüsika ja keemia seaduseks.

Seda seadust võime sõnastada järgmiselt: kõikide gaaside võrdsed ruumalad sisaldavad (ühesugusel temperatuuril ja rõhul) võrdse arvu molekule.

Skemaatiliselt võib kujutada Avogadro seadust järgmiselt:



Joonis 52-a.



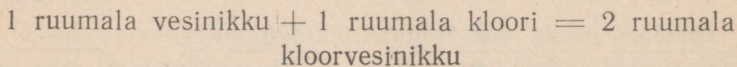
Joonis 52-b.

Kuubikud kujutavad mitmesuguste gaaside võrdseid ruumalasid võrdse molekulide arvuga.

Avogadro seadus kehtib ainult gaaside ja aurude kohta, vedelike ja tahkete kehade kohta seda rakendada ei saa, kuna viimaste molekulide vahekaugused on väga väiksed. Tänapäeval on läinud korda määrata molekulide arvu, mis sisaldub 1 cm^3 mingis gaasis. Temas leidub $27075 \cdot 10^{19}$ molekuli. Seda arvu on määratud mitmesuguste meetodite järgi ja kõikide määramiste tulemused on üksteisele väga ligidased.

Gaaside molekulide ehitusest.

Vaatleme nüüd ülaltoodud katset, mille tulemusel saadi ühe ruumala vesiniku ühinemisel ühe ruumala klooriga kaks ruumala kloorvesinikku.



Avogadro seaduse põhjal sisaldavad gaaside võrdsed ruumalad võrdse arvu molekule; ilmneb aga, et saadi niisama palju kloorvesiniku molekule, kui oli kloori ja vesiniku molekule kokku, s. o.:

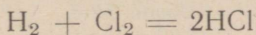
m molekuli kloori + m molekuli vesinikku = 2m molekuli kloorvesinikku

1 ruumala + 1 ruumala

2 ruumala

= 2 ruumala

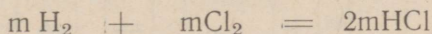
Selline reageerivate gaaside ruumalade ja nendes olevate molekulide arvu vastastikuine suhe on seletatav oletusel, et kloori ja vesiniku molekulid koosnevad kahest aatomist. Ainult sel puhul saadakse ühe molekuli kloori ühinemisel ühe molekuli vesinikuga kaks molekuli kloorvesinikku:



2 molekuli = 2 molekuli

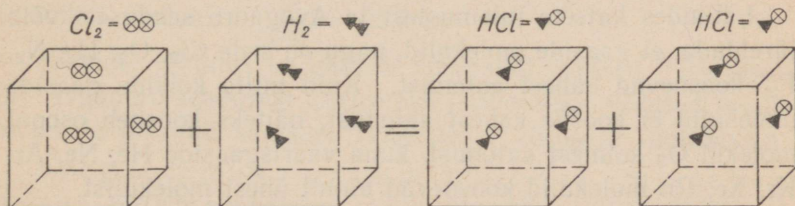
s. o. niisama palju molekule kloorvesinikku, kui oli kloori ja vesiniku molekule kokku.

Kui ruumala ühikus sisaldub m molekuli kloori ja m molekuli vesinikku, siis saadakse 2m molekuli kloorvesinikku:



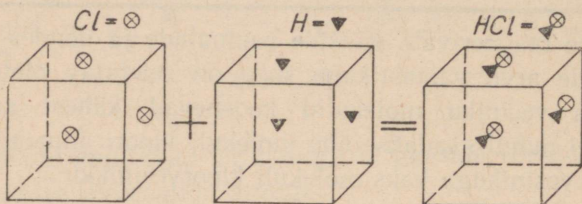
1 ruumala + 1 ruumala = 2 ruumala

Seda reageerivate gaaside molekulide arvu ja ruumalade vastastikust suhet võib kujutada skemaatiliselt järgmiselt:



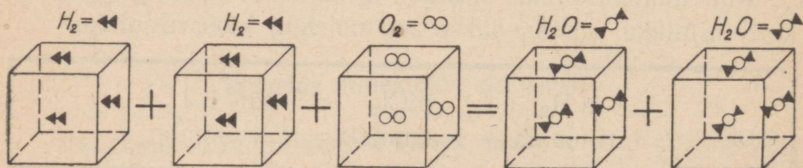
Joonis 52-c.

Juhul, kui reageerivate kloori ja vesiniku gaaside molekulid oleksid koosnenud ühest aatomist, oleksid kloori, vesiniku ja kloorvesiniku reageerimisel ilmnenuvad teistsugused ruumalalised suhted, mis oleksid olnud vastuolus toimetatud katsega.



Joonis 52.d.

Lähtudes oletusest, et vesiniku ja hapniku molekulid koosnevad kahest aatomist, võib samal viisil kujutada skemaatiliselt kahe ruumala vesiniku ühinemist ühe ruumala hapnikuga ühes kahe ruumala veeauru tekkimisega.



Joonis 52-e.

Lähtudes katsete tulemustest ja Avogadro seadusest võib järeldada, et gaaside molekulid, nagu on seda Cl_2 , O_2 , H_2 , N_2 , F_2 , koosnevad kahest aatomist. Kuid mitte kõikide gaaside molekulid ei koosne kahest aatomist, näiteks koosneb osooni molekul O_3 kolmest aatomist, kuna vääriskaaside He , Ne , Ar , Kr , Xe , Rn molekulid koosnevad ainult ühest molekulist.

Gaaside gramm-molekuli ruumala.

Gramm-molekuliks (lühendatult: g-moliks) nimetatakse aine hulka, mille mass grammides on võrdne aine molekulaaluga. Näiteks on vesiniku g-mol 2 g, O₂ g-mol on 32 g.

Tähistame vesiniku gramm-molekulis (2gH₂) leiduvat molekulide arvu tähega n. Kuna hapnik on vesinikust 16 korda raskem, siis peaks n molekuli hapniku kaal võrduma $2 \times 16 = 32$ g, s. o. hapniku gramm-molekuliga. Samuti peaks ka n molekuli lämmastiku kaal võrduma lämmastiku gramm-molekuliga ehk 28 g jne.

Võib tuua veel järgmine näide. Meil on kaks haavlikuhja; esimene kaalub 28 kg, kusjuures iga haavel kaalub 28 mg; teine kaalub 2 kg, siin kaalub iga haavel 2 mg. Mõlemas kuhjas on võrdne arv haavleid. Sama kehtib ka erisuguste ainete gramm-molekulide kohta. Gramm-molekul vesinikku kaalub 2 g, iga molekul vesinikku aga 2 hapnikühikut.

Sellest järgneb, et erinevate ainete gramm-molekulides on sama arv molekule. See arv on nüüd täpselt arvutatud ja võrdub $6,02 \cdot 10^{23}$. Seda arvu nimetatakse „Avogadro arvuks“.

Teades 1 liitri kaalu, võime arvutada gaasi gramm-molekuli ruumala normaalseis tingimustes. Näiteks 1 liiter lämmastikku kaalub 1,25 g, kuna lämmastiku gramm-molekul võrdub 28 g.

Siit leiame, et lämmastiku gramm-molekuli ruumala on $\frac{28}{1,25} = 22,4$ l, hapniku kohta on see ruumala $\frac{32}{1,43} = 22,4$ l, vesinikul võrdub ta $\frac{2}{0,089} = 22,4$ l.

Kõikidel juhtudel on gaaside ruumalad võrdsed. See osutub Avogadro seadusest tulenevaks järelduseks: võrdsed arvud molekule omavad samadel tingimustel võrdseid ruumalaid.

Seega omab gramm-molekul mistahes gaasi normaalseis tingimustes 0° C juures ja 760 mm rõhul 22,4-liitrist ruumala.

Kasutades arvu 22,4 liitrit on kerge arvutada gaasiliste ainete molekulkaalu. Selleks leitakse ainult gaasilise aine 22,4 liitri kaal grammides. Saadud arv võrdubki molekulkaaluga.

Näiteks 1 liiter lämmastikku kaalub 0° ja 760 mm juures 1,25 g. Leida lämmastiku molekulkaal (x):

$$x = 1,25 \cdot 22,4 \text{ ehk } 28 \text{ g}$$

Lämmastiku molekulkaal on 28 g.

See seadus kehtib ainult gaaside kohta. Gramm-molekul vedelikke ja tahkeid kehi sisaldab sama arvu molekule ($6,02 \cdot 10^{23}$), kuid omab erinevad ruumalad. Näiteks gramm-molekul väävelhapet on 98 g, tema ruumala on aga $\frac{98}{1,84} = 52,2 \text{ cm}^3$ (1,84 on väävelhappe erikaal), gramm-mol HNO_3 on 63 g, tema ruumala võrdub aga $\frac{63}{1,53} = 41,17 \text{ cm}^3$ jne.

**Andmed mõningate gaasiliste, vedelate ja tahkete ainete
gramm-molekulide kohta.**

Aine nimetus	Ühe gramm-molekuli kaal g	Molekulide arv gramm-molekulis	Gramm-molekuli ruumala normaal-seis tingimustes liitrites
Vesinik	2	$6,02 \cdot 10^{23}$	22,4 l
Hapnik	32	$6,02 \cdot 10^{23}$	22,4 l
Ammoniaak	17	$6,02 \cdot 10^{23}$	22,4 l
Süsihappegaas	44	$6,02 \cdot 10^{23}$	22,4 l
Soogaas ehk metaan	16	$6,02 \cdot 10^{23}$	22,4 l
Heelium	4	$6,02 \cdot 10^{23}$	22,4 l
Vesi	18	$6,02 \cdot 10^{23}$	umbes 18 cm ³
Väävelhape	98	$6,02 \cdot 10^{23}$	$\frac{98}{1,9} = 52,1 \text{ cm}^3$
Lämmastikhape	63	$6,02 \cdot 10^{23}$	$\frac{63}{1,53} = 41,17 \text{ cm}^3$
Naatriumkloriid	58,5	$6,02 \cdot 10^{23}$	$\frac{58,5}{2,17} = 27 \text{ cm}^3$
Kaaliumhüdrosüüd	56	$6,02 \cdot 10^{23}$	$\frac{56}{2,04} = 28,4 \text{ cm}^3$

Harjutusi.

22,4 l. kaal = molaar

1. Leida gaasi molekulaal, kui 1 liiter seda gaasi kaalub normaalseis tingimustes a) 0,09 g, b) 1,43 g, c) 2,89 g.

2. Leida a) 0,2 g-moli hapniku, b) 0,2 g-moli vesiniku, c) 1 g-moli vee ruumala normaalseis tingimustes. ^{g-mol} ^{minaal}

3. Kui suur on kahest g-molist süsihappegaasist ja kolmest g-molist vingugaasist koosneva segu ruumala normaalseis tingimustes? ^{CO₂}

4. Leida ühe g-moli a) soolhappe, b) väävelhappe ruumala.

Gaasi molekulaalu määramine.

Avogadro seadusel põhineb keemias molekulaalu määramine.

Olgu leida süsihappegaasi CO₂ molekulaal. Esmalt tuleb leida, mitu korda on süsihappegaas vesinikust raskem. Normaalseis tingimustes kaalub 1 liiter süsihappegaasi 1,97 g, kuna 1 liiter vesiniku kaalub samadel tingimustel 0,089 g. Siit järgneb, et süsihappegaas on $\frac{1,97}{0,089}$ ehk 22 korda raskem vesinikust.

Mingi gaasi teatud ruumala kaalu suhet vesiniku sama ruumala kaaluga nimetatakse selle gaasi tiheduseks vesiniku suhtes ja tähistatakse tähega d .

Seega oleks süsihappegaasi tihedus vesiniku suhtes $d_H = \frac{1,97}{0,089}$ ehk 22. Et süsihappegaas on 22 korda raskem vesinikust, siis peab ka iga süsihappegaasi molekul olema 22 korda raskem vesiniku molekulist. Kuna vesiniku molekul koosneb kahest aatomist, siis on tema molekulaal 2. Et aga süsihappegaasi molekul on 22 korda raskem vesiniku molekulist, siis on tema molekulaal $22 \cdot 2$ ehk 44. Tähistades süsihappegaasi molekulaalu tähega M , saame valemi:

$$M = 2d_H.$$

Mingi gaasi molekulkaalu määramine toimub järgmise suhte abil:

$$d_H = \frac{1 \text{ liitri gaasi kaal}}{1 \text{ liitri vesiniku kaal}} \text{ ehk } \frac{xM}{xM_1} \text{ ehk } \frac{M}{M_1} \text{ ehk } \frac{M}{2};$$

seega

$$d_H = \frac{M}{2} \text{ ja } M = 2d_H,$$

kus x — molekulide arv gaasi 1 liitris,

M — mingi gaasi molekulkaal,

M_1 — vesiniku molekulkaal (= 2-ga).

Harjutusi.

1. Leida gaasi molekulkaal, kui ta tihedus vesiniku suhtes on
a) $d_H = 20$, b) $d_H = 22$, c) $d_H = 29$.

2. Leida, mitu korda on a) CO, b) CH₄, c) CO₂, d) NH₃, e) SO₂,
f) NO₂, g) NO raskem vesinikust. *M on antud.*

3. Valge fosfori aurude $d_H = 62$. Leida tema molekuli valem.

$$M = 2d_H \quad M = \frac{124}{4} = 31$$

Arvutusi gaasiliste ainetega.

Näide 1. Kui suure ruumala võtab normaalseis tingimustes enda alla gaasisegu, mis koosneb 14 g lämmastikust ja 7 g vingugaasist?

Lahendus: Lämmastiku molekulkaal on $2 \cdot 14$ ehk 28.

Koostame võrde:

14 g lämmastikku — x g-moli N₂

28 g lämmastikku — 1 g-mol N₂

Siit leiame, et 14 g lämmastikku on 0,5 g-moli N₂.

CO molekulkaal on $12 + 16$ ehk 28.

28 g — 1 g-mol CO

7 g — x g-mol CO

Siit leiame, et 7 g CO on $\frac{7}{28}$ ehk 0,25 g-moli CO, seega on segus $0,5 + 0,25$ ehk 0,75 g-moli.

Kuna mingi gaasi g-moli ruumala on 22,4 liitrit, siis võrdub 0,75 g-moli ruumala $0,75 \cdot 22,4$ ehk 16,8 l.

N ä i d e 2. Kui palju kaalub gaasisegu, mis koosneb 5,6 liitrist lämmastikust ja 2,24 liitrist hapnikust?

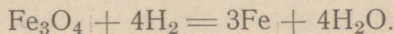
L a h e n d u s: 5,6 liitrile lämmastikule vastab $\frac{5,6}{22,4}$ ehk 0,25 g-moli N_2 . Kuna lämmastiku molekulkaal on 28, siis kaalub 0,25 g-moli N_2 $0,25 \cdot 28$ ehk 7 g.

2,24 liitrile hapnikule vastab $\frac{2,24}{22,4}$ ehk 0,1 g-moli O_2 . Kuna hapniku molekulkaal on 32, siis kaalub 0,1 g-moli O_2 $0,1 \cdot 32$ ehk 3,2 g.

Seega on segu kaal $7 + 3,2$ ehk 10,2 g.

N ä i d e 3. Mitu liitrit vesinikku, mõõdetud normaalseil tingimustel, reageerib 116 g rauahapendiga Fe_3O_4 selle taandamisel rauaks?

L a h e n d u s: Fe_3O_4 molekulkaal on $(3 \cdot 56) + (4 \cdot 16)$ ehk 232. 116 g rauahapendile vastab $\frac{116}{232}$ ehk 0,5 g-moli Fe_3O_4 .
Reaktsiooni võrrand:



1 g-moli Fe_3O_4 taandamiseks vajatakse 4 g-moli H_2 , 0,5 g-moli Fe_3O_4 taandamiseks vajatakse $0,5 \cdot 4$ ehk 2 g-moli H_2 .

Kuna vesiniku g-moli ruumala normaalseis tingimustes on 22,4 liitrit, siis on 2 g-moli H_2 ruumala $2 \cdot 22,4$ ehk 44,8 liitrit.

Harjutusi.

1. Kui palju kaalub normaalseis tingimustes gaasisegu, mis koosneb a) 2 liitrist hapnikust ja 1 liitrist vesinikust, b) 8 liitrist lämmastikust ja 2 liitrist hapnikust?

2. Kui suure ruumala võtab normaalseis tingimustes enda alla gaasisegu, mis koosneb 7 g lämmastikust ja 8,5 g ammoniaagist?

3. Mitu liitrit hapnikku võib saada (normaalseis tingimustes) 5 g bertolee soola lagundamisel?

4. Mitu liitrit süsihappegaasi (normaalseis tingimustes) võib saada 1 kg kaltsiumkarbonaadi lagundamisel?

5. Kui suur ruumala süsihappendit CO reageerib normaalseis tingimustes raudkolmelishapendiga Fe_2O_3 10 g raua tekkimisel?

Molekuli valemi leidmine.

Näide 1. Leida gaasi molekuli valem, mis sisaldab 80% C ja 20% H ja mille tihedus vesiniku suhtes d_H on 15.

Lahendus: Leiame, mitu gramm-aatomi iga elementi leidub 100 g aines,

$$\frac{80}{12} = 6,67 \text{ g-aatomi C} \quad \text{ja} \quad \frac{20}{1} = 20 \text{ g-aatomi H.}$$

Järelikult tuleb iga C g-aatomi kohta

$$\frac{20}{6,67} \text{ ehk } 3 \text{ g-aatomi H.}$$

Aine lihtsaim valem oleks CH_3 . Valemi $M = 2d_H$ põhjal leiame, et selle gaasi molekulkaal on

$$M = 2 \cdot 15 \text{ ehk } 30.$$

Seega ei ole antud gaasi molekuli valemiks mitte CH_3 , vaid C_2H_6 , sest $(12 \cdot 2) + 6 = 30$.

Harjutusi.

1. Leida gaasi valem, kui on teada, et ta tihedus vesiniku suhtes on 28 ja 6 k.ü. süsiniku kohta tuleb 1 k.ü. vesinikku.

2. Leida gaasi molekuli valem järgmiste andmete põhjal: C — 85,7%, H — 14,3%; tihedus $d_H = 21$.

3. Leida gaasi molekuli valem järgmiste andmete põhjal: C — 40%, O — 85,7%, H — 14,3%; tihedus $d_H = 15$.

4. Leida gaasi molekuli valem järgmiste andmete põhjal: C — 92,3%, H — 7,7%; 1 liitri kaal normaalseis tingimustes 1,16 g.

5. Põletades 1,3 g ainet tekib 4,4 g süsihappegaasi ja 0,9 g vett. Selle aine aurude tihedus vesiniku suhtes on 39. Leida tema molekuli valem.

Laboratoorne töö: süsihappegaasi molekulaalu määramine.

Gaasilises olekus oleva aine molekulaal võrdub tema kahekordse tihedusega vesiniku suhtes.

$$M = 2d_H,$$

kus d_H on gaasi ruumala kaalu suhe sama ruumala vesiniku kaaluga.

Järelikult on uuritava aine molekulaalu määramiseks küllaldane teada tema teatud ruumala kaalu gaasilises olekus ja sama ruumala vesiniku kaalu samades tingimustes.

Käesoleva töö puhul leitakse ainult uuritava gaasi kaal, kuna vesiniku liitrikaalu 0^0 ja 760 mm juures eeldame antuna (0,09 g).

Katse läbiviimine.

1. Kaaluge korgiga suletud kolb! Märkige üles kolvi ja temas asuva õhu kaal!

2. Täitke kolb süsihappegaasiga (Kipp'i aparaadist). Sissevoolutoru ots asetada kolvi põhja. Kontrollige kolvi täitumist gaasiga põleva tiku abil (tikk peab kustuma)! Põlev tikk tuleb hoida kolvi ava kohal. Peale kolvi täitumist gaasiga sulgege kolb sama korgiga!

3. Kaaluge kolb ühes temas oleva gaasiga! Märkige üles kolvi kaal gaasiga!

4. Juhtige kolbi teist korda gaas (Kipp'i aparaadist)! Veenduge tema täitumises gaasiga! Kaaluge teda teistkordselt! Korra ke seda kuni püsiva kaalu saamiseni! Märkige üles kolvi kaal süsihappegaasiga!

5. Täitke kolb (kuni korgini, veega ja määrake kolvis oleva vee ruumala mensuuri abil! Selliselt leitakse kolvi ruumala.

Ulestähenduste vorm.

1. Kolvi kaal ühes õhu ja korgiga — a ;
2. Kolvi kaal ühes süsihappegaasi ja korgiga — b ;
3. Kolvi ruumala — V ;
4. Temperatuur — t^0 ;
5. Rõhk — P (elavhõbedasamba mm-tes).

Tulemuste läbitöötamine.

1. Leida kolvis oleva õhu ruumala V_0 normaalseis tingimustes, kasutades selleks järgmist valemit:

$$V_0 = \frac{V \cdot P \cdot T_0}{P_0 \cdot T},$$

- kus V — kolvi ruumala,
 P — atmosfäärne rõhk,
 T — absoluutne temperatuur,
 T_0 — 273° ja
 P_0 — normaalne rõhk.

2. Leida kolvis oleva õhu kaal c , teades, et 1 liiter õhku kaalub normaalseis tingimustes 1,29 g.

3. Leida kolvi ruumalale vastava vesiniku hulga kaal d , teades, et 1 liiter vesinikku kaalub normaalseis tingimustes 0,09 g.

4. Leida kolvi puhaskaal ($a - c$), selleks lahutada kolvi ja õhu kogukaalust temas leiduva õhu kaal.

5. Leida kolvis oleva süsihappegaasi kaal g_{CO_2} :

$$g_{CO_2} = b(a - c).$$

6. Leida süsihappegaasi tihedus vesiniku suhtes:

$$d_H = \frac{g_{CO_2}}{d}.$$

7. Leida süsihappegaasi molekulkaal:

$$M = 2d_H.$$

IV peatükk.

Süsinik — *Carboneum*.

Keemiline sümbol C. Aatomkaal 12.

Süsiniku allotroopia.

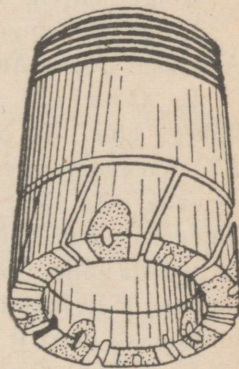
Vaba süsinik esineb looduses kolmes allotroopilises teisesdis: teemandi, grafiidi ja söe näol.

1. **T e e m a n t** on värvuseta läbipaistev kristalline aine. Murrab tugevasti valguskiiri. Teemant on kõige kõvem aine. Olles väga kõva, on teemant samal ajal ka väga rabe. Tema erikaal on 3,51.

Hapnikus kuumutamisel põleb teemant süsihappegaasiks.

Teemandi erandlik kõvadus võimaldab tema kasutamist klaasi lõikamisel, kõvade kivide ja materjalide töötlemisel. Möödunud sajandi teisel poolel hakati teemante kasutama kõvade kivimite puurimisel, mida tänapäeval kasutatakse eriti laialdaselt. Teemantpuurimisel kasutatakse torupuure, mille otsa on asetatud rida teemante (joon. 53).

Teemantpuuriga saab puurida kõige kõvemaid kivimeid naftatootmisel, kaevuste, tunnelite jne. ehitamisel. Tänu teeman-



Joonis 53. Teemantpuuri pea.

dile, arenesid tunduvalt tunnelite ehitamine ja mäetööstus ning tema abil saavutatakse nüüd suuri töökiirusi.

Teemantpulbrit kasutatakse kalliskivide ja ka teemandi enda lihvimiseks.

Puhtaid ja värvusetuid teemante leidub looduses harva, kõige sagedamini leidub kollase, roosa ja musta värvinguga teemante.

Suuri läbipaistvaid ja värvusetuid teemante leidub väga harva ja neid hinnatakse kõrgelt. Teemantidel ilmub pärast lihvimist ja poleerimist neile iseloomulik sära. Lihvitud korrapärase kujuga teemante nimetatakse briljantideks. Suure valgusemurdumise ja sellest tingitud „värvide mängu“ tõttu hinnatakse neid väga ehtesjadena. Teemantide ja teiste kalliskivide kaalu avaldatakse nn. karaatides. Üks karaat on ligikaudu 0,2 g.

Teemante leidub looduses võrdlemisi harva, tavaliselt väiksemate kristallide näol, mis asetsevad kivimites või uhtliivas.

Kõige suurem seni leitud teemant kaalub 620 g.

Kõige rikkamad teemandikaevandused asetsevad Lõuna-Aafrikas, Lõuna-Ameerikas ja Indias.

2. Grafiit on tumehall kristalline, nõrga metallise läikega aine. Ta on libelise struktuuriga. Erikaal 2,17 kuni 2,3. Vastandina teemandile on grafiit väga pehme ja katsudes rasvane. Ta lõhestub kergesti väga õhukesteks lamedaiks libledeks. Kui tõmmata grafiidi tükiga üle paberi, siis jätab ta tumeda jälje. Õhu käes ei sütti isegi väga tugeval kuumutamisel, kuid hapnikus põleb ta süsihappegaasiks. Grafiit juhib hästi elektrit.

Grafiidist valmistatakse elektriühjude elektroode. Grafiidi ja savi segust valmistatakse tulekindlaid tiigleid, mida kasutatakse metallide ja nende sulamite sulatamisel. Grafiidi ja savi segust pressitakse pliiatsite südamikud, mille savisisalduse vähenemisega suureneb pliiatsi pehmus. Grafiidi pulbrit tarvitatakse määrdeõlide asemel kõrgeil temperatuuridel tööta-

vate masinaosade määrimiseks. Väga hea määrdeaine on ka õlis hõõrutud grafiit. Grafiiti leitakse Tseilonis, Madagaskaris ja mujal. Meil leidub suuri ja kvaliteetseid grafiidi lademeid Siberis Irkutski läheduses, Krasnojarski krais Turuhhanski linna rajoonis, Altai ja Tunkini mägedes, Ukrainas ja mujal.

Tänapäeval saadakse kunstlikku grafiiti tõrva ja vähese liiva lisandiga segatud teralise koksi või söe kuumutamisel elektriühjus.

3. Süsi. Amorfset süsinikku nimetatakse söeks. Hari-likku sütt saadakse mitmesuguste süsinikuühendite, peamiselt loomse ja taimse päritoluga ja ka teiste nn. orgaaniliste ainete mittetäielikul põlemisel või kuumutamisel ilma õhu juurdepääsuta.

Orgaaniliste ainete kuumutamisel ilma või vähese õhu- hapniku juurdepääsuta lagunevad need terveks reaks süsinikuühenditeks, mis eralduvad aurude ja gaaside näol. Suurem osa süsinikust jääb järele söe näol.

Niisugust orgaaniliste ainete lagundamisprotsessi ilma õhu juurdepääsuta nimetatakse kuivdestillatsiooniks.

Olenevalt kuivdestillatsioonil võetud lähteainest saadakse mitmesuguseid söeliike: puidüsüi, kondisüsüi, koksi, tahma jne.

Puidüsütt saadakse mitmesuguste puiduliikide kuumutamisel; kondisüsüi tekib kontide kuumutamisel; koksi saadakse kivisöe kuumutamisel; puhas süsinik on tahm ehk nõgi, mis eralduv rasvade, õlide, tõrva, vaigu, nafta, tärpentiini, kase- tohu jt. süsiniku-rikaste ainete mittetäielikul põlemisel.

Süsi kuulub kõige raskemini sulavate ainete hulka. Tema sulamistemperatuur on 3500° ligi. Söe sulamist täheldatakse ainult väga tugeva elektrivoolu juhtimisel läbi söevarda. Sel puhul tekkinud sulasöe tilgad muunduvad tahkumisel puhtaks grafiidiks. Süsi on lahustumatu tavalistes lahustites, kuid lahustub paljudes sulametallides, näiteks rauas, niklis, plaa- tinas. Süsiniku erikaal kõigub 1,8 ja 2,1 piirides.

Puidusüsi. Puidusütt saadakse puidu kuumutamisel ilma õhu juurdepääsuta, s. o. kuivdestillatsioonil. Puidu keemilises koostises leidub põlevaid orgaanilisi aineid, vähesel määral anorgaanilisi aineid, mis põlemisel moodustavad tuha, ja suuremal või vähemal määral vett.

Puidusöe valmistamine toimub kahel viisil. Vanemal ja lihtsamal viisil — miilimisel laotatakse halud suurde kuhikusse, mis kaetakse mätastega. Õhu juurdevooluks jäetakse miilisse väiksemad avaused. Miilimisel põleb osa puidust ära, kuid suurem osa muundub puidusöeks. Tänapäeval toimub puidu söestumine suurtes raudretortides, mis võimaldavad kuivdestillatsioonil tekkivaid väärtuslikke produkte — puidupiiritust, äädikhapet jt. kinni püüda.

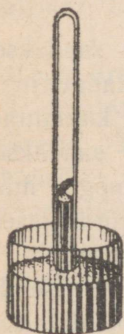
Kuivdestillatsioonil saadud puidusüsi säilitab puidu esialgse poorse struktuuri. Vette visatud puidusöetükk ujub veepinnal, sest poorides olev õhk hoiab teda ülal. Kuid sama süsi pulbristatuna vajub kohe vee alla.

Söe adsorptsioonivõime.

Puidusöe tähtsaimaks omaduseks on tema võime neelata gaase ja paljusid lahustunud aineid.

Et jälgida gaasi neelamist söe poolt, korraldame järgmise katse.

Täidame katseklaasi ammoniaagiga ja asetame avaga kaussi elavhõbedaga. Siis kuumutame põletil tükikest puidusütt, asetame jahtumiseks elavhõbedasse ja viime teda sealt välja võtmata ammoniaagiga täidetud katseklaasi. Süsi tõuseb katseklaasis elavhõbede pinnale ja neelab ammoniaagi, mida võib märgata kohe algavast elavhõbede samba tõusust (joon. 54).



Joonis 54.
Ammoniaagi
adsorbeerimine söe
poolt.

Sõe neelavat toimet lahusele selgitab järgmine katse. Võtame mingisuguse värvistatud lahuse (lakmuse-, fuksiini-, indigo- või mõne teise aine lahuse), lisame temale peenestatud sütt ja loksutame või soojendame veidi aega. Lahus valastub; selles võib kergesti veenduda lahuse filtreerimisel.

Sõe omadust neelata oma pinnaga gaase ja lahustunud aineid nimetatakse *adsorptsioonivõimeks* ja nähtust — *adsorptsiooniks* (ladinakeelse sõna *adsorbere* „kinni hoidma“ järgi).

Puidusõe adsorptsioonivõime avastas 1785. a. vene füüsik, akadeemik T. E. Lovits, kes esimesena praktikas adsorbeerijana kasutas sütt.

Akadeemik Lovits.

Tovii Lovits (1757—1804) oli kuulsa vene õpetlase M. Lomonosovi järglaseks Vene Teaduste Akadeemia keemia kateedril. Lovitsa isa oli astronoomia-professoriks ja Vene Teaduste Akadeemia liikmeks.

Noor Lovits lõpetas Vene Teaduste Akadeemia juures asuva gümnaasiumi. Tundes huvi keemia vastu, siirdus ta 1780. a. Göttingeni ülikooli oma hariduse lõpuleviimiseks. Lõpetanud 1783 a. ülikooli, pöördus ta tagasi Venemaale ja asus apteekrina tööle õukonna apteeki.

Selle apteegi laboratooriumis tegi Lovits juba järgmisel aastal oma esimese avastuse. Ta avastas esimesena puidusõe adsorbeeriva toime lahustunud ainesse. See avastus andis temale aukoha keemia ajaloos.

Tõsise teadlasena ei rahuldunud Lovits ainult selle fakti avastamisega. Toimetades lugematu arvu katseid, uuris ta täpselt sõe mitmekesisest kasutamist adsorbendina. Ta uuris sõepulbri toimet mitmesugustesse püretatud vedelikesse. Ta avastas, et süsi puhastab mustusest igasuguseid soolalahuseid, valastab värvainete lahuseid, selgestab mee, siirupi ja teiste mahlade värvust. Edasi uuris Lovits sõe toimet mitmesugustesse lõhnavaisse vedelikesse. Selgus, et sõe abil on võimalik kõrvaldada viinast puskarilõhna ja -maitset, puhastada seismisest halvasti lõhnavat vett, muutes seda joogikõlblikuks. Need avastused võeti juba 1790. a. laialdaselt kasutamisele laevastikus joogivee ja piiritusvabrikutes toorpiirituse puhastamiseks.

Peale selle avastas Lovits ka sõe antiseptilise toime, meetodi säilitada liha mädanemisest, kõrvaldada suu halba lõhna jm.

Lovitsa avastused avaldasid suurt mõju õpetlastele. Neil avastustel on ka tänapäeval määratu suur tähtsus. Sõe adsorptsioonivõimet kasutatakse laialdaselt tööstuses ja riigikaitstes. Õpetus adsorptsioonist moodustab suure ja tähtsa peatüki tänapäeva füüsilises keemias.

Lovitsa teaduslik ja praktiline tegevus ei jäänud tähelepanematuks. 1788. a. valis Teaduste Akadeemia ta korrespondeerivaks liikmeks ja 1793. a. korraliseks akadeemikuks.

Akadeemik Lovits uuris laialdaselt ainete kristallisatsiooni nähtusi. 1788. a. avastas ta veeta äädikhappe kristalle, mida ta nimetas „jäädikaks“ (see nimi on säilinud tänapäevani).

Tema avastas lahuste üleküllastumise ja allajahtumise nähtusi ning kristallide kasvatamist. Lovits esines ettepanekuga kasutada korduvat kristallisatsiooni ainete täielikuks puhastamiseks lisanditest, mida tänapäeval kasutatakse laialdaselt teaduses ja tööstuses.

Lovits esitas esimesena külmutussegude retsepte, mis põhiliselt on säilinud tänapäevani. Näiteks avastas ta 1798. a., et 3-st osast lumest ja 4-st osast kristallisest kloorkaltsiumist koosnev segu alandab temperatuuri kuni -50° -ni, mis edaspidiste täpsemate määramistega peaaegu ühtus.

Kasutades kristallisatsiooni nähtuste uurimisel mikroskoopi, avastas Lovits 1798. a. soolade mikroskoobilise kiiranalüüsi soolakristallide kuju põhjal. Sellega ta rajas mikroskoobilise analüüsi, mida hakati kasutama laialdaselt alles 100 aastat peale Lovitsat.

Peale selle avastas ta 1789. a. mitmealuseliste hapete omaduse anda kaks rida soolasid — neutraalseid ja hapusid.

Lovitsa ülalnimetatud laialdased uurimused kõitsid tol ajal teiste teadlaste tähelepanu, kuid ununesid edaspidi ja omistati teistele õpetlastele. 1852. a. alates ei mainita Lovitsa nime enam Lääne-Euroopa keemia ja füüsika õpikuis.

Lovitsa tööd panid aluse paljudele füüsilise keemia osadele, kusjuures mõningad neist, sarnaselt Lomonossovi töödega, ennetasid tunduvalt toleaeagse teaduse ja olid arusaamatud kaasaegseile.

Lääne-Euroopa õpetlaste poolt vaigiti Lovitsa tööd mitmekümnete aastate jooksul surnuks ja rida tema avastusi omistati aluseta teistele. Parandades ajaloolist ülekohut võime tänapäeval täie õigusega nimetada Lovitsat üheks füüsilise keemia rajajaks.

Lovits oli hiilgav katsetaja ja terane täheldaja. Tema nimi jääb igaveseks püsima keemia ajaloos.

Adsorptsioonivõime on teatud astmeni omane kõikidele tahkeile kehadele ning oleneb tunduval määral keha välis-

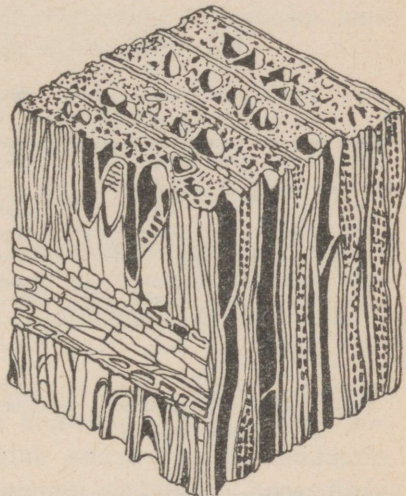
pinna suurusel: pulbrikujulistel kehadel on suurem adsorptsioonivõime kui samast ainest suurtel kompaktsel tükkidel. Eriti suur on söe adsorptsioonivõime, kuna puidusüsi puidu poorse struktuuri säilitamisega omab väga suurt välispinda.

Puitu läbib tavaliselt määramatu hulk mikroskoopilisi torukesti ja kanaleid. Need kanalid säilivad söestruktuuris, olles seega söe suure poorsuse ja välispinna põhjustajaks, mille tõttu ta teisi aineid hästi adsorbeerib (joon. 55). Toome mõningaid andmeid söe adsorptsioonivõime kohta. Näiteks adsorbeerib 1 cm^3 sütt harilikul temperatuuril ja normaalsel rõhul 90 cm^3 ammoniaaki, 85 cm^3 kloorvesinikku, 65 cm^3 väävlis-hapendit jne.

Adsorptsiooninähtuse olemus seisab selles, et söe välispinnale tõmbuvad ligi ja kogunevad adsorbeeritava aine molekulid, moodustades väga õhukese välise kirme — ühe molekuli paksusega.

Adsorptsiooninähtust võib seletada järgmiselt.

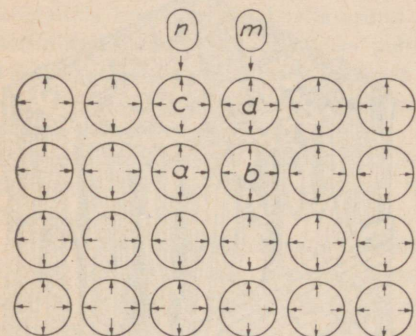
Kõik ained koosnevad osakestest — molekulidest, millede vahel mõjuvad külgetõmbejõud, mistõttu keha hoiab alal oma kuju ja ruumala. Kokkuleppe põhjal kujutame neid molekule edaspidi kerakestena. Tahke aine sisemuses olevate molekulide, näiteks kerakeste a ja b külgetõmbejõud on tasakaalustatud neid ümbritsevate naaberkerakeste külgetõmbejõududega. Tahke keha välispinnal olevail molekulidel, näiteks kerakstel c ja d, on külgetõmbejõud ainult osaliselt tasakaalustatud.



Joonis 55. Puidu mikroskoopiline struktuur.

Tasakalustamata külgetõmbejõududega tahke keha pindmised molekulid (kerakesed c ja d) võivad külge tõmmata ja kinni hoida nendega kokkupuutuvaid gaasimolekule (n ja m) (joon. 56).

Sõe adsorptsioonivõime suurendamiseks tuleb tema välispind vabastada sellesse jäänud kuivdestillatsiooni jääkidest, nagu tõrvast ja teistest ainetest. Kuumutades sellist sütt täiendavalt ilma õhu juurdepääsuta ülekuumutatud auru-



Joonis 56. Adsorptsiooni skemaatiline seletus.

harilikes tingimustes umbes 500 cm^3 kloori. See on seletatav aktiveeritud sõe eriti suure välispinnaga. Näiteks on ühe grammi aktiveeritud sõe kogu välispinna suurus 300 kuni 1000 m^2 .

Peale sõe kasutatakse adsorbeerivate ainetena ehk adsorbentidena veel paljusid tahkeid ja vedelaid aineid, kuid parimateks adsorbentideks osutuvad siiski tahked ained.

Põhjanevaid uurimusi adsorptsiooni alal on toimetanud vene õpetlane N. A. Šilov.

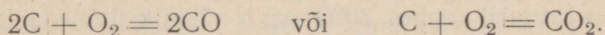
voolus, kõrvaldatakse kõik kuivdestillatsiooni jäägid. Sel viisil suureneb sõe poorusus ja kasvab tema aktiivsus. Sellist sütt nimetatakse aktiveeritud sõeks.

Eriti hästi adsorbeerib mitmesuguseid gaase erilisel viisil töödeldud aktiveeritud süsi.

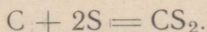
Aktiveeritud sõe adsorptsioonivõime on eriti suur. Näiteks adsorbeerib 1 cm^3 aktiveeritud sütt

Süsiniku omadused.

Süsinik on mittemetall. Harilikul temperatuuril ei lahustu süsinik üheski lahustis ega reageeri ühegi teise ainega. See on seletatav süsiniku inertsusega, kuna süsiniku aatomite vaheline keemiline side teemandi, grafiidi ja söe kristallides on väga püsiv. Kõrgeil temperatuuridel, eriti Volta kaare temperatuuril, suureneb süsiniku keemiline aktiivsus selle tõttu, et nõrgeneb side üksikute aatomite vahel. Nimetatud tingimustel on süsinik võimeline energiliselt reageerima hapnikuga, moodustades süsihappegaasi CO_2 või süsihappendit CO :

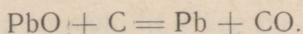


Hõõguv süsi ühineb kergesti väävliaurudega ja tekitab väävelsüsinikku:



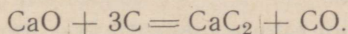
Väävelsüsinik on värvuseta, ebameeldiva lõhnaga vedelik. Väävelvesinik on väga mürgine ja tulekardetav, ta on hea lahusti ja kasutatakse võitluses suslikutega ja teiste aidakahjuritega.

Kuna süsinik kõrgel temperatuuril ühineb kergesti hapnikuga, siis on ta suuteline ühinema ka teiste ainete seotud hapnikuga, mistõttu ta osutub suurepäraseks taandajaks. Sellel põhineb metallide taandamine metallide hapenditest, näiteks:



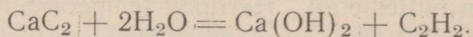
Süsiniku taandavaid omadusi kasutatakse tehnikas laialdaselt metallide väljasulatamisel maakidest.

Väga kõrgeil temperatuuridel ühineb süsinik tihti metallidega, moodustades karbiide, s. o. metallühendeid süsinikuga. Suurima tähtsusega on kaltsiumkarbiid:



Nimetatud protsess teostub elektriahjus 3000° temperatuuril.

Kaltsiumkarbiidi kasutatakse põleva atsetüleengaasi C_2H_2 saamiseks:



Atsetüleeni kasutatakse tehnikas atsetüleen-hapnikleegi saamiseks metallide keevitamisel ja lõikamisel. Teisi karbiide käsitletakse vastavate elementide juures.

Vesinikuga moodustab süsinik väga palju ühendeid — üle 1000, milledest mainime metaani CH_4 , atsetüleeni C_2H_2 jt. Süsiniku ja vesiniku ühendeid nimetatakse süsivesinikeks. Neid käsitletakse orgaanilises keemias. *süsinik ($C+H$)*

Temperatuuril umbes 2000⁰ võib süsinik ühineda lämmastikuga, moodustades värvusetat ja mürgise tsüüangaasi — C_2N_2 . Süsinik võib peale loetletud elementide anda ühendeid veel paljude teistega.

Kõigis oma ühendites on süsinik peamiselt neljavalentne.

Süsinik looduses. *ami 0,2% aht koostis*

Nagu teada, esineb süsinik vabal kujul kahe liitainena — teemandi ja grafiidi näol. Peale selle leidub looduses veel koostiselt söega sarnaseid aineid. Nende hulka kuuluvad tavalised looduslikud kaevandatavad söed. On kolm kaevandatava söe liiki: 1) antratsiit on kõige väärtuslikum kaevandatavaist sütest, ta on suure tihedusega ja klaasja läikega, sisaldab keskmiselt 95% süsinikku ja annab põlemisel väga palju soojust; 2) kivisüsi on must tihe aine, mis sisaldab 75—90% süsinikku; 3) pruunsüsi sisaldab 65—70% süsinikku, ta on pruuni värvusega.

Kaevandatava söe tagavarade suhtes on NSV Liidul teine koht maailmas.

Stalinlike viisaastakute jooksul on rajatud ja avatud palju uusi söebasseine, näiteks *Dombas* Kusnetski, Karaganda, Tšeremhovo ja Petšora basseinid.

Kaevandatava söe hulka kuulub ka turvas, mis sisaldab kuni 65% süsinikku. Süsinikku leidub looduses ka rohkearvuliste keemiliste ühendite näol. Süsinikku leidub paljudes, looduses väga levinud mineraalide koostises.

Maakera pinnal leidub hiiglaslikes hulkades kivimit, mis oma koostiselt on süsihapu kaltsium CaCO_3 . Lubjakivi, kriidi ja marmorina moodustab ta kohati suure paksusega lademeid ja üksikuis kohtades isegi terved mäed. Süsinikku leidub ka teistes mineraalides, näiteks magneesiidis MgCO_3 , dolomiidis $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, rauapaos FeCO_3 .

Looduslik vesi sisaldab alati süsihappegaasi ja mitmesuguseid süsihappe soolasid. Näiteks mineraalvete allikad. Õhus leidub süsinikku CO_2 kujul. Nafta sisaldab süsinikku suurtes hulkades, keskmiselt 85,5%.

Ning lõpuks — taimede, loomade ja inimese kehad on moodustatud aineist, millede koostisse kuulub peamiselt süsinik. Neid aineid nimetati orgaanilisteks ühenditeks. Tuntakse umbes 400 000 orgaanilist ühendit, kuna teiste elementide ühendeid pole rohkem kui 30 000. Seega on süsinik üheks kõige levinumaks elemendiks maakeral, kuigi teda leidub maakera koostises mitte üle 0,2%. Oma arvurikaste ühendite tõttu on süsinik eriolukorras teiste elementide suhtes. Nende ühenditega tutvume järgmises klassis.

Söe kasutamine tehnikas ja gaasikaitstes. ✓

Kivisüsi on kütusena vabrikute ja tehaste tähtsaimaks energia-allikaks.

V. I. Lenini piltliku ütluse järgi on kivisüsi „tööstuse leib“.

Tsaariaegse Venemaa ainukeseks söebasseiniks kogu riigis oli Donbass, kus toodeti 1913. a. 29,1 miljonit tonni kivisütt aastas. Donbassi söekaevandused olid tol korral peamiselt välismaiste kapitalistide käes, kes käsitöö kasutamise ja tehnika mittekasutamisega pidurdasid söetööstuse arengut,

mille tõttu ei jätkunud Venemaal sütt ja seda tuli sisse vedada Inglismaalt. Kivisöe tootmises oli Venemaa viiendal kohal Euroopas ja kuuendal maailmas.

Kodusõja aastail alanes söetoodang järsult 11,3 miljoni tonnini 1922. a. Nõukogude võimu aastail tegi söetööstus hiigeledusamme. Kapitalistlikus maailmas ei suurenenud kivisöetoodang 1913.—1938. a. perioodil, meie maal suurenes ta aga samal ajal 4,6 korda ja 1940. a. isegi 5,6 korda. Kui 1913. a. toodeti 29 miljonit tonni kivisütt, siis moodustas ta 1940. a. 166 miljonit tonni. Kivisöe tootmine oli mehhaniseeritud kuni 90%-ni.

Uue viisaastaku plaani kohaselt peab kivisöetoodang tõusma 1950. a. 250 miljonile tonnile, s. o. kivisöetoodang peab 84 miljoni tonnini ületama ennesõjaaegse taseme. Üksi see juurdekasv on samaväärne teise Donbassi tekkimisega meie maal.

Neljanda stalinliku viisaastaku jooksul suureneb tunduvalt söetoodang kõikides basseinides ning eriti veel meie riigi uutes sõerajoonides Petšoras, Taga-Kaukaasias ja Ukraina lääne-
oblastites.

Seega ületab 1950. a. kivisöetoodang 9 korda tsaariaegse Venemaa 1913. a. toodangu.

Kivisüsi on erakordse tähtsusega tööstuses. Temast saadakse kuivdestillatsioonil koksi, mida kasutatakse kõrgahju-
protsessil kütusena toormalmi väljasulatamisel; kivisöe tõrvast saadakse bensooli, immutusõlisid, naftaliini ja palju muid aineid.

Puidusütt kasutatakse kütusena sepatöös, metallurgias metallide taandamisel maakidest, musta püssirohu valmistamisel ja filtreeriva ainenä. Tahma kasutatakse mustade värvide (trüki- ja maalrivärvide) ning tuši valmistamisel ja kummitööstuses.

Aktiveeritud sütt kasutatakse tehnikas väga laialdaselt. Filtreerimisega läbi söe puhastatakse suhkrutööstuses suhkru-

lahus temale kollast värvust andvatest ainetest ja viinapiiritus temas leiduvaist puskarõlidest.

Aktiveeritud söe abil adsorbeeritakse õhu ja gaaside segudest lenduvate vedelike aurused, näiteks bensiini looduslikest gaasidest, mis naftarajoonides eralduvad suurtes hulkades.

Peale selle kasutatakse aktiveeritud sütt joogivee, õlide, rasvade ja teiste ainete puhastamiseks, mõningate tehnilise tähtsusega gaaside puhastamiseks lisanditest ja lõpuks katalüsaatorina mitmeis tööstustes.

Aktiveeritud sütt kasutatakse ka arstiteaduses mürgistuste puhul, näiteks kala- ja vorstimürgistuste puhul.

Aktiveeritud söel on eriti suur tähtsus gaasikaitstes. Teda kasutatakse mürgiste ainete adsorbendina gaasitorbikus. Esimene aktiveeritud söega täidetud gaasitorbik leiutati esimese imperialistliku sõja ajal 1915. a. vene õpetlase, akadeemik N. D. Zelinski poolt. Akadeemik Zelinski avastas parima meetodi aktiveeritud söe valmistamiseks. See meetod seisab selles, et tavaline kasesüsi kuumutatakse tugevasti ülekuumen-datud auru voolus. Sellisel töötlemisel muutub süsi väga poorseks ja tema adsorptsioonivõime suureneb tugevasti.

Aktiveeritud süsi neelab enamiku mürgiseid gaase ja aure, erandiks on süsinikhapend CO (vingugaas). Peale selle ei pea ta kinni tolmustatud mürgiseid vedelikke ja tahkeid aineid.

Zelinski aktiveeritud söega täidetud gaasitorbikud päästsid Esimese Maaailmasõja ajal sadu tuhandeid vene sõdureid piinarikkast ja koledast surmast.

Tänapäeva gaasitorbikud kaitsevad silmi ja hingamisteid mürgiste ja sööbivate aurude ja gaaside toimest.

Gaasitorbik koosneb kummist näokattest ja metallkarbist-gaasikurnast ehk respiraatorist (joon. 57). Gaasikurn sisaldab kihi aktiveeritud sütt, kihi keemilist adsorbenti ja vatist filtri. Keemilise ründeaine peamine hulk adsorbeeritakse aktiveeritud söe poolt. Söe poolt nõrgalt adsorbeeritavad

ained seotakse keemiliselt teiste ainetega. Tahkeid tolmu-
taolisi aineid peetakse kinni vatifiltris.

Tänapäeva gaasitorbiku abil on võimalik viibida väikse-
mate mürkainete kontsentratsioonide pu-
hul 6—7 tundi tervist kahjustamata.

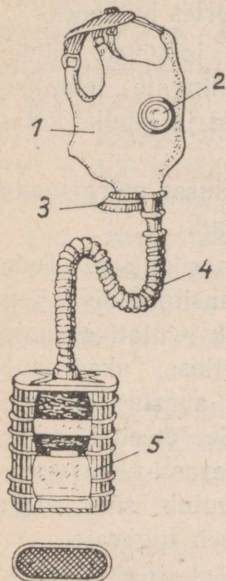
Moodsates armeedes ei kasutata gaasi-
torbikuid mitte ainult inimeste, vaid ka
hobuste ja koerte jaoks.

Esimese Maailmasõja ajal ja ka hil-
jem avastati mitmesuguseid mürgiseid ai-
neid, mis ei mõju mitte ainult silmadele ja
hingamisteedele, vaid ka kogu ihunahale.

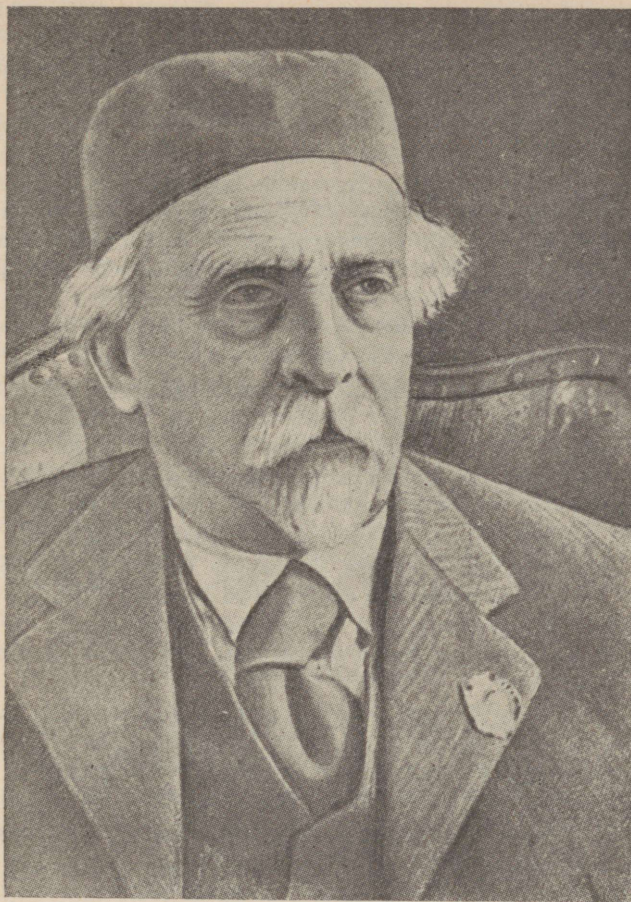
Paljud nendest tekitavad ihunahal
haavu ja paiseid. Ihunaha kaitseks selliste
mürkainete vastu kasutatakse kummeerit-
ud või õlidega (värnitsaga) läbiimmuta-
tud jalatseid ja rõivaid. Selline riietus ei
lase mürkainet läbi ja temas võib täiesti
ohutult viibida mürgistatud paikades.

Peale individuaalse kaitse kasutatakse
veel kollektiivset kaitset gaasivarjendite
näol. Gaasivarjenditeks on tihedalt sule-
tavat ruumid, mida ehitatakse maa alla,
keldritesse jne. Õhk pumbatakse varjen-
disse läbi filtri. Filtriteks on adsorbeeriv-
ate ja filtreerivate ainetega täidetud kas-
tid. Filtreeriva ainaena võib hea eduga
kasutada kobedat, huumusrikast mulda.

Elanikkond peab olema tuttav gaasikaitsevahenditega ja
ette valmistatud imperialistliku agressori ootamatuks kallale-
tungiks meie kodumaale. Iga õpilane peab olema tuttav
gaasikaitsetorbiku ehituse ja tarvitamisega ning mürkärasta-
mise vahenditega.



Joon. 57. Gaasitorbik.
1 — kummist näokate,
2 — aknad, 3 — välja-
hingamise ventiil, 4 —
hingamisvoolik, 5 —
kurn.



Akadeemik Zelinski.

Nikolai Zelinski sündis 1861. a. Tiraspoli linnas. Kaotanud varakult vanemad, kasvatab teda vanaema. Lõpetanud gümnaasiumi, astub ta Novorossiiski ülikooli Odessas. Üliõpilasena alustab Zelinski töötamist orgaanilise keemia alal ja juba 1884. a. valmib tema esimene teaduslik töö. Lõpetanud samal aastal ülikooli, komandeeritakse ta välismaale. Töötades Viktor Meyeri laboratooriumis avastab Zelinski väga mürgiste

omadustega aine ja saab selle esimeseks ohvriks, mille tõttu viibib mitu kuud haiglas. Seda ainet nimetati hiljem ipriidiks ja kasutati 32 aastat hiljem Esimeses Maailmasõjas lahingus Ypres'i kaldail, saades ühe kõige kardetavamana keemilise ründaaine kurva kuulsuse.

1889.—1891. a. kaitseb Zelinski magistri- ja doktoridissertatsiooni ning nimetatakse Moskva ülikooli professoriks. Algab Zelinski pulbitsev ja mitmekülgne teaduslik ja pedagoogiline tegevus. Tema teaduslik töö evis alati suurt praktilist tähtsust. Zelinski teaduslik ja pedagoogiline tegevus jätkub Moskva ülikooli juures kuni 1911. a., millal haridusminister Kasso korraldusel vallandati Moskva ülikooli kogu juhatus ebalojaalsuse pärast.

Protesti märgina erustusid parimad ja eesrindlikumad professorid ja õppejõud. Nende hulgas oli ka Zelinski.

Siirdunud Peterburi, jätkub Zelinski pedagoogiline ja teaduslik töö Polütehnilise Instituudi juures. Peterburis tegeles Zelinski ennastsalgavalt gaasitorbiku valmistamisega. Võttes arvesse keemiliste ründaainete suurt mitmekesisust, mis võiksid leida kasutamist sõjas, püüab ta valmistada gaasitorbiku, mis kaitseks iga keemilise ründaaine eest.

1915. a. augustis teatab Zelinski esmakordselt puidusöest kui universaalsest kaitsevahendist keemiliste ründaainete vastu. Järgneb püsiv ja pingeline töö söe adsorbentide omaduste suurendamise alal.

Koostöös insener Kumantiga, kes soovib Zelinskile võtta tarvitusele tema poolt konstrueeritud kummist näokatet, valmib kuulus Zelinski-Kumanti gaasitorbik.

1916. a. veebruaris võeti nende gaasitorbik Vene armees kasutusele. Zelinski gaasitorbik päästis sadade tuhandete sõdurite elu. Zelinski sai suurel arvul liigutavaid tänuavaldusi isikuilt, kes lahingulokorras õppisid tundma selle gaasitorbiku imestamisväärseid omadusi.

Zelinski leiutatud aktiveeritud süsi leidis laialdast kasutamist ka tööstuses suurepärase adsorbendi ja katalüsaatorina.

Peale Oktoobrirevolutsiooni siirdub ta tagasi Moskvasse. Algab vilgas tegevus keemia alal. See eluperiood vabal maal on väga viljakas. Valitsuse poolt toetatuna valmivad tema suurimad tööd. Zelinski poolt avaldatud tööde arv ületab 500. Meie ei hakka siin loetlema kõiki tema avastusi ja uurimusi, mis täitsid akadeemik Zelinski tegevust. Peatume ainult mõningail.

1918. a. kodusõja ja majandusliku laostuse ajajärgul valmistas ta esimesena kunstliku bensiini.

Töötades naftakeemia alal tegi ta ühe suurima avastuse kõrgekvaliteetsete õlide valmistamise alal. Tema laboratooriumis avastati nõu-

kogude kautšuk — sovpren. Tema juhtimisel toimusid edukad uurimused valkude alal.

Zelinski teaduslike huvide ala iseloomustab suur avarus. Teda veetlesid eriti rasked probleemid. 1891. a. siirdus Zelinski Mustale merele, et avastada selle sügavuste saladusi. Selle mere veed on teatud sügavuses mürgistatud väävelvesinikuga. Opetlasel tuli lahendada küsimus väävelvesiniku päritolust.

Terve suve vältel uuris ekspeditsioon mere põhjast võetud mudaproove ja leidis igal pool väävelvesinikku. Nende uurimuste tulemusena võis Zelinski esimesena maailmas tõestada, et see gaas on bakteriaalse päritoluga. Teda valmistavad erilised Musta mere põhjas elutsevad väävelbakterid. Nii avastati jälle üks looduse saladusi.

Zelinski suured teened on väärikalt hinnatud Nõukogude valitsuse ja ühiskondlike organisatsioonide poolt. 1929. a. valiti ta NSV Liidu Teaduste Akadeemia tegevliikmeks. 1940. a. austati teda Nõukogude Liidu kõrgeima autasuga — Lenini ordeniga, Zelinski on sotsialistliku töö kangelane ja Stalini preemia laureaat.

Valvsalt võtab ta kuulda tänapäeva elunõudeid, täis väsimatut loovat jõudu jätkab nõukogude keemia patriarh, akadeemik Zelinski oma kuulsusrikast tegevust, andes kodumaale uusi avastusi ja noori õpetlasi, kes aitavad ehitada uut, sotsialistlikku kultuuri.

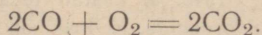
Süsinikhapend CO.

Süsinikhapend on värvuseta, lõhnata, õhust veidi kergem, vees vähe lahustuv gaas. Ta on väga mürgine. Süsinikhapendi lõhnatus teeb ta väga ohtlikuks, sest inimene ei tunne teda õhus. Õhk, mis sisaldab ruumala järgi 0,06% süsinikhapendit, on juba mürgine; 0,09% süsinikhapendit sisaldava õhu sissehingamine põhjustab peavalu ja iiveldust; 0,15% CO sisaldus on juba eluohtlik, kuna 1% CO sisaldusega õhk mõjub surmavalt. Süsinikhapendi mürgisus seletub järgmiselt:

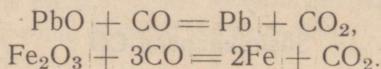
Süsinikhapend mõjub vahetult inimese ja loomade erkkonnale, peale selle ühineb ta keemiliselt punaste vereliblede koostisse kuuluva hemoglobiiniga. Hemoglobiini osa veres seisab selles, et ta ühineb hapnikuga ebapüsivaks ühendiks, mis lagu-

neb koerakkudes hemoglobiiniks ja hapnikuks. Süsinikhapendi ühinemisel hemoglobiiniga tekib aga püsiv ühend, mille tõttu veri kaotab hapniku kudedele edasi andmise võime. Värske õhu sissehingamisel laguneb tekkinud ühend järk-järgult ja hemoglobiin muutub jälle hapniku kandjaks. Süsinikhapendiga mürgistatu tuleb esimeses järjekorras kanda värske õhu kätte (kuid mitte külma kätte). Mõnikord tuleb toimetada ka kunstlikku hingamist ja anda sisse hingata hapnikku, kuni süsinikhapend pole eritunud organismist.

Süsinikhapend põleb sinaka leegiga süsihappegaasiks. Süsinikhapendi põlemisel eraldub palju soojust, millel põhi- nebki tema kasutamine tehnikas küttegaasina:



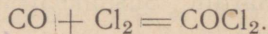
Kõrgel temperatuuril ühineb süsinikhapend väga energiliselt hapnikuga, osutades seega heaks taandajaks. Süsinikhapend taandab paljusid metalle nende hapenditest, seetõttu on süsinikhapendil väga tähtis osa metallurgilistes protsessides, näiteks:



See protsess toimub kõrgahjus.

Süsinikhapend ühineb teatud tingimustel väävliga, klooriga ja teiste elementidega.

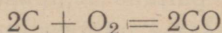
Päikesevalgusel või aktiveeritud söe (kui katalüsaatori) juuresolekul ühineb süsinikhapend vahetult klooriga fosgeeniks COCl_2 . Fosgeen on värvusetu, lämmatav gaas, mida kasutati Esimeses Maailmasõjas.



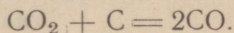
Tänapäeval kasutatakse fosgeeni sünteetiliste värvide valmistamisel.

Süsinikhapend kuulub ükskõiksete ehk indiferentsete hapendite hulka. Ta ei ühine veega ja temale ei vasta ükski hape.

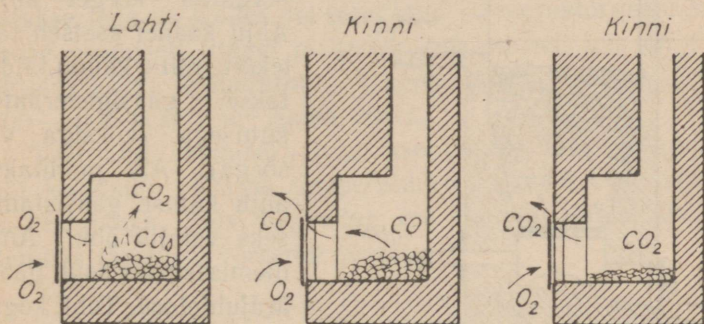
Süsinikhapend tekib süsiniku ühendite põlemisel hapniku (või õhu) vajaku puhul:



või süsihappegaasi juhtimisel üle tugevasti hõõguva (üle 1000°) söekihi:



Süsinikhapendit tekib alati kolletes, kus on palju hõõguvaid süsi. Ahjusiibri enneaegne sulgemine põhjustab koldes hapniku puuduse ja kutsub esile tekkinud süsinikhapendi levimise köetavasse ruumi (joon. 58).

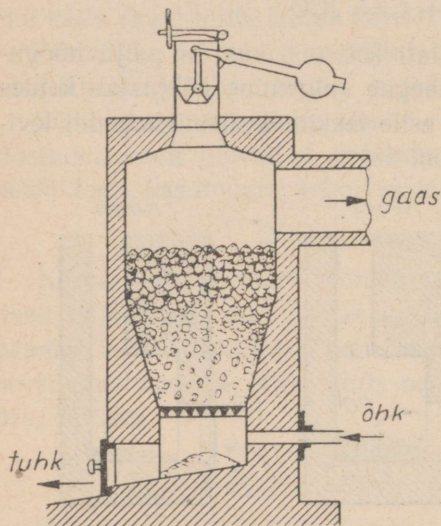


Joonis 58. Süsinikhapendi ja süsihappegaasi tekkimine toahjus (lõikes).

Ahjusiibrit ei tohi sulgeda, kui ahjus leidub veel rohkesti heledalt hõõguvaid süsi, vaid tuleb hoida veidi avatuna, et süsinikhapend saaks ära põleda ja korstna kaudu lahkuda. Ahjusiiber suletakse alles siis, kui süte kohal pole enam näha siniseid leegikesi. Peale kütmist tuntakse mõnikord (kui ahjus olevad põlemisproduktid pääsevad ahju sulgemisele vaatamata välja) taas erilist lõhna; on tavaks öelda sel puhul, et „lõhnab vingugaasi järele“. Kuid see ütlus pole õige, sest süsinikhapendil ehk vingugaasil ei ole lõhna. Tuntakse vaid puude kuivdestillatsioonil põlemata jäänud produktide (tõrva ja suitsu) lõhna ning järelikult koos nendega ka süsinikhapendit.

Generaatorgaas ja vesigaas.

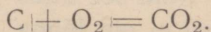
Süsihapend kuulub paljude tehnikas kasutatavate küttegaaside koostisse. Tuntakse mitmesuguseid kunstlikke küttegaase. Neist tähtsamad on generaatorgaas ja vesigaas. Generaatorgaas on saanud oma nime erilistest ahjudest — generaatoritest, milles seda saadakse (joon. 59).



Joonis 59. Lihtsaim gaasigeneraator (lõikes).

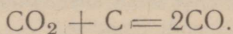
Gaasigeneraator kujutab endast seest tulekindlate tellistega vooderdatud kõrget ahju. Ahju kaanel asetseb täietekolu, mille kaudu täidetakse gaasigeneraator kütusega (koksiga või söega). Alt puhutakse ahju kütuse gaasistamiseks vajalik õhk. Ahju ülemises osas asub gaasi ärajuhtetoru. Tuhk koguneb gaasigeneraatori alumisse ossa, kust teda aeg-ajalt kõrvaldatakse.

Gaasigeneraatoris toimuvaid protsesse võib jaotada neljale ahju tsoonile: põlemistsoon, taandamistsoon, kuivdestillatsioonitsoon ja kuivatustsoon. Õhk juhitakse gaasigeneraatori alumisse ossa, kus toimub ka kütuse põlemine. Tekib süsihappegaas ja vabaneb suur soojushulk. Selle tsooni temperatuur küünib kuni 1400° . Protsess kulgeb võrrandi kohaselt:



CO_2 ja osaliselt ka CO sisaldavad gaasid tõusevad ülespoole. Taandamistsooni söe- ja koksikihi läbimisel kaotavad

nad osa omast soojusest ja panevad selle hõõguma. Selles tsoonis taandub süsihappegaas hõõguva koksi toimel süsihapendiks:

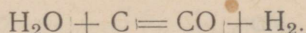


Edasi satuvad gaasid lagunemistsooni, kus gaaside soojuse mõjul toimub tõrva ja gaasiliste lenduvate ainete eraldumine söest või koksist.

Pealmises, ülemises tsoonis toimub kütuse kuivatamine teda läbivate kuumade gaaside toimel.

Seega koosneb generaatorgaas süsinikhapendist, õhu lämmastikust ja teistest lisanditest ning sellise koostisega põletatakse teda ka koldes või mootoris. Generaatorgaasi kasutatakse peamiselt klaasi ja terase sulatamisel, kus on tarvilik ühtlane kõrge temperatuur. Generaatorgaasi kütteväärtus on 800—1000 kcal 1 m³ gaasi kohta.

Vesigaasi saamiseks juhitakse veeaur läbi hõõguva söe või koksikihi. Kõrgel temperatuuril laguneb vesi hapnikuks ja vesinikuks. Süsi hapendub vee hapniku toimel süsinikhapendiks järgmise võrrandi järgi:



Järelikult koosneb vesigaas kahe põleva gaasi — vesiniku ja süsinikhapendi segust. Vesigaasi kütteväärtus on umbes 3000 kcal 1 m³ gaasi kohta. Tema leegitemperatuur on umbes 1800°, seetõttu kasutatakse teda raskesti sulavate metallide sulatamiseks, raskesti sulava klaasi valmistamiseks ja raua emailirnilisel.

Küsimusi ja ülesandeid.

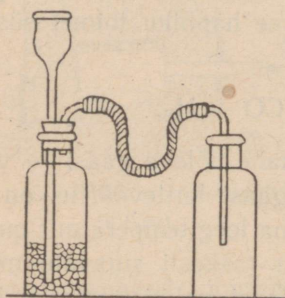
1. Nimetage süsiniku allotroopsed teisendid! Kuidas on võimalik tõestada, et nad koosnevad ühest ja samast ainest?
2. Nimetage teemandi ja grafiidi looduslikud leiukohad ning nende omadused ja kasutamine!
3. Nimetage puidusöe omadusi!

4. Milles seisab aktiveeritud söe olemus?
5. Nimetage süsiniku keemilisi omadusi!
6. Missugusel kujul esineb süsinik looduses?
7. Missugustel tingimustel tekib süsinikhapend?
8. Nimetage süsinikhapendi omadusi!
9. Kuidas saadakse generaatorgaas ja vesigaas ning milleks kasutatakse neid?
10. Leidke gaasi ruumala, mida saadakse veeauru toimel 1 kg hõõgkuuma söesse!

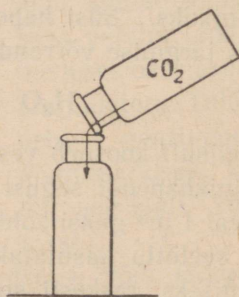
Süsihappegaas.

Süsihappegaas tekib looduses hingamisel, põlemisel ja kõdunemisel. Paljudes kohtades eraldub teda maa seest, eriti vulkaanilistes paikkondades, kus teda vulkaanipursetel paiskub õhku suurtes hulkades, samuti leidub teda mineraalallikate vetes, näiteks meil Kaukaasias Narzani mineraalallikate vetes.

Õhk sisaldab ruumiliselt keskmiselt 0,03% süsihappegaasi.



Joonis 60. Süsihappegaasi saamine.



Joonis 61. Süsihappegaasi ümbervalamine.

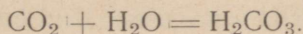
Katse. Koostage seadis joon. 60 järgi! Asetage seadisesse marmori tükikesi ja valage neile lahjendatud soolhapet! Põleva pürruga kontrollida purgi täitumist süsihappegaasiga. Kui purk on täitunud, hingake nina kaudu sisse süsihappegaasi! Te veendute, et süsihappegaasil on teatud lõhn. Nagu öeldakse, ta «lööb ninna». Sama tunne ka limonaadi puhul.

Imege endasse läbi suu veidi süsihappegaasi purki asetatud klaas-
toru kaudu! Süsihappegaasil ehk õigem tema lahustumisel süljes tekki-
nud süsihappel on hapukas maitse. Täitke purk süsihappegaasiga ja
teda ettevaatlikult kallutades valage süsihappegaas teise purki (joon. 61)!
Sulgege teine purk peopesaga ja veenduge põleva pirruga, et esimesse
purki pole jäänud süsihappegaasi! Nüüd uurige teise purki valatud gaasi!
Põlev pird kustub, sissevalatud lubjapiim muutub sogaseks.

Katse. Lisandage katseklaasis olevale veele mõni tilk violetset
lakmuselahust! Saadud lahus jaotage kahte katseklaasi! Asetage gaasi
ärajuhtetoru ühte katseklaasi, teist hoidke alal võrdlemiseks! Katseklaasis
olev lakmuselahus värvub punaseks, mida võib eriti hästi tähele panna
võrdlemisel teises katseklaasis oleva lakmuse vesilahusega. Soojendage
süsihappegaasiga küllastunud lahus! Pöörake tähelepanu gaasimullide
eraldumisele ja värvuse muutumisele! Seletage katse tulemusi!

Süsihappegaas on harilikes tingimustes värvuseta gaas.
Süsihappegaas on 1¹/₂ korda õhust raskem, teda on võimalik
nagu vedelikku ühest anumast teise ümber valada. Võrrel-
des teiste gaasidega (O₂, N₂, H₂) lahustub ta võrdlemisi hästi
vees. Temperatuuril 0⁰ lahustab 1 ruumala vett 1,7 ruumala
süsihappegaasi. Tema lahustuvus väheneb temperatuuri tõu-
suga, näiteks 15⁰ juures lahustab 1 ruumala vett ainult
1 ruumala CO₂.

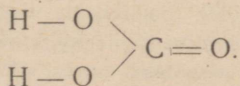
Süsihappegaasi vesilahusel on veidi hapukas maitse ja lak-
musega on võimalik kindlaks teha selle nõrk happeline reakt-
sioon. Lahus sisaldab süsihapet H₂CO₃, mis moodustub süsi-
happegaasi ühinemisel veega:



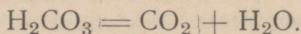
Seepärast nimetatakse CO₂ ka süsihappeanhüd-
riidiks.

Süsihape ja tema soolad (karbonaadid).

Süsihappel on järgmine struktuurvalem:



Süsihape on nõrk hape: lakmuslahus värvub ta toimet punaseks. Süsihape on väga ebapüsiv: ta võib püsida ainult vesilahustes ja laguneb äärmiselt kergesti süsihappegaasiks ja veeks:



Kui kahealuseline hape annab süsihappe nii normaalseid (keskseid) soolasid kui ka hapusid soolasid. Süsihappe soolasid leidub puhtal kujul ja paljud nendest on suure püsivusega.

Süsihappe H_2CO_3 normaalseid (keskseid) soolasid nimetatakse karbonaatideks, hapusid aga bikarbonaatideks ehk vesinikkarbonaatideks.

Normaalsed soolad

Na_2CO_3
naatriumkarbonaat

— sooda

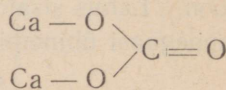
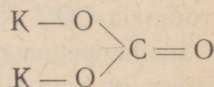
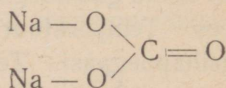
K_2CO_3
kaaliumkarbonaat

— potas

CaCO_3
kaltsiumkarbonaat

— kriit, marmor

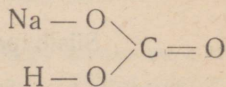
Struktuurvalem



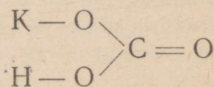
Hapud soolad

NaHCO_3
naatriumbikarbonaat

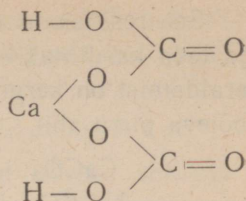
— söögisooda



KHCO_3
kaaliumbikarbonaat



$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
kaltsiumbikarbonaat



Süsihappe soolased võib saada süsihappegaasi toimetel leelistesse või süsihappegaasi vahetul ühinemisel aluseliste hapenditega või süsihappe soolade reageerimisel teiste hapete sooladega.

1. $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$.
2. $\text{ZnSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{ZnCO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$.
3. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

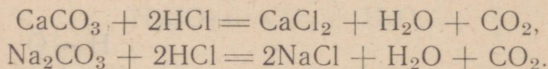
Viimase reaktsiooniga oli meil tegemist juba süsihappegaasi juhtimisel läbi lubjavee, mis muutub sogaseks vees lahustumatu kaltsiumkarbonaadi CaCO_3 tekkimise tõttu.

Kustutatud lubja $\text{Ca}(\text{OH})_2$ kasutamine sideainena (lubjamördina) põhineb tema omadusel ühineda süsihappegaasiga. Lubja, liiva ja vee segamisel saadud taignataoline lubjamört ühineb kuivamisel aegamööda õhus leiduva süsihappegaasiga tugevaks ja kõvaks kaltsiumkarbonaadiks, mis seob ehituskive kindlalt ühte. Lubjamördi kivistumisel eralduva vee tõttu on vastehitatud kivihooned kaua niisked.

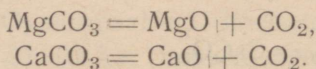
Kõik süsihappe soolad lagunevad hapete toimetel, isegi selliste nõrkade hapete toimetel, nagu on äädikhape, mille juures eraldub süsihappegaas.

Katse. Puistake katseklaasidesse veidi soodat Na_2CO_3 , potast K_2CO_3 , magneesiumkarbonaati MgCO_3 ! Ühte katseklaasi paigutage tükike marmorit (lubjakivi või kriiti) CaCO_3 ! Valage igasse katseklaasi väävelhapet (1:5)! Pange tähele vahutaniist! Pöörake tähelepanu sellele, et väävelhape reageerib marmoriga ainult esimesel momendil ja lakkab siis reageerimast! Kirjutage toimunud reaktsioonide võrrandid!

See reaktsioon on väga iseloomustav süsihappe sooladele ja teda kasutatakse nende tõestamiseks, kuna süsihappegaasi eraldamist on kerge kindlaks teha nii kihisemise järele kui ka põleva pirru abil.



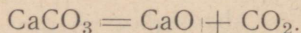
Kuumutamisel lagunevad kõik süsihappe soolad, peale Na_2CO_3 ja K_2CO_3 , eraldades süsihappegaasi, kusjuures enamikul juhtudel saadakse vastavate metallide hapendeid:



Süsihappe sooladest on vees lahustuvad ainult metallide kaaliumi ja naatriumi soolad, kuna kõikide teiste metallide normaalsoolad (karbonaadid) on lahustumatud. Seevastu lahustuvad vees paljude teiste metallide hapud soolad (bikarbonaadid).

Kaltsiumkarbonaat CaCO_3 on looduses kõige levinum süsihappe sool. Kaltsiumkarbonaat moodustab võimsaid lubjakivi, kriidi ja marmori lademeid; koos MgCO_3 moodustab ta mineraali dolomiidi. Samuti koosneb paljude selgrootute loomade väline skelett kaltsiumkarbonaadist. Lubjakivi leiab kasutamist ehitusmaterjalina, marmor skulptuuride valmistamisel. Nii lubja kui ka marmori keemilisel töötlemisel saadakse suure tähtsusega aineid.

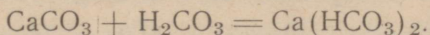
Kuumutamisel laguneb kaltsiumkarbonaat kaltsiumhapi-
diks ja süsihappegaasiks:



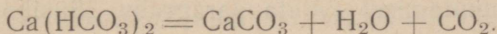
See reaktsioon on lubjakivi keemilise töötlemise aluseks. Sel viisil saadakse kogu lubi ja kogu süsihappegaas.

Kaltsiumkarbonaat on vees lahustamatu. Sellel põhinebki kaltsiumkarbonaadi väljasadenemine süsihappegaasi juhti-

misel läbi lubjavee. Edasisel süsihappegaasi läbijuhtimisel kaob sade, kuna tekib vees lahustuv kaltsiumbikarbonaat $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$:



Kaltsiumbikarbonaat on väga ebapüsiv ühend, seetõttu laguneb ta keetmisel ja sadeneb välja teda sisaldavast veest kaltsiumkarbonaadina:



Sama on maksev ka magneesiumkarbonaadi kohta.

Süsihappe soolade alaline ringkäik looduses on tingitud kaltsiumbikarbonaadi lahustuvusest vees. Looduslikud veed, mis sisaldavad alati CO_2 , lahustavad lubjakivi ja marmorit ning kannavad neid merre. Siit satuvad nad mereloomade organismidesse ja kasutatakse ära nende skelettide ehitusel. Seetõttu sisaldab jõevesi ja eriti mitmesuguste allikate vesi alati lahustunud kaltsiumbikarbonaati.

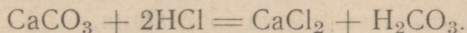
Looduslikku vett, mis sisaldab suuremal määral kaltsiumbikarbonaati, nimetatakse kargeks veeks. Karges vees vahutab seep halvasti, temas ei kee pehmeks aedvili; karge vesi tekitab aurukatelde seintele katlakivi.

Naatriumkarbonaati ja kaaliumkarbonaati kasutatakse väga laialdaselt tehnikas ja koduses majapidamises.

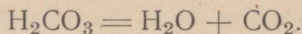
Nende soolade omadustega ja kasutamisega tutvusime pea tükis „Naatrium, kaalium ja nende ühendid“.

Süsihappegaasi ja süsihappe soolade saamine, omadused ja kasutamine.

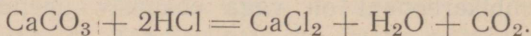
Laboratooriumis saadakse süsihappegaasi kaltsiumkarbonaadist (marmoril näol) soolhappe toimel. Sel reaktsioonil peaks tekkima süsihape ja kaltsiumkloriid:



Kuid me teame, et süsihape on ebapüsiv hape ja laguneb silmapilkselt süsihappegaasiks ja veeks:

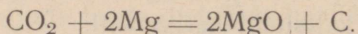


Seepärast avaldatakse kulgevat reaktsiooni järgmiselt:



Tehnikas saadakse süsihappegaasi mõningate süsihappe soolade kuumutamisel (vaata paragrahv „Süsihape ja tema soolad“).

Süsihappegaas on väga püsiv ühend, ta ei anna nii kergesti oma hapnikku ära. Seepärast ei põle tavaliselt põlevad ained süsihappegaasis. Kuid mõningad metallid, näiteks kaalium ja magneesium, on suutelised ühinema tema hapnikuga. Põlema süüdatud magneesiumi lint jätkab põlemist süsihappegaasis, kusjuures tekib magneesiumhapend ja eraldub süsi:



Süsihappegaas ei ole mürk, kuid esinedes õhus tunduvais hulkades, mõjub ta siiski inimese organismile, põhjustades peapööritust, hingeldamist, suminat kõrvades ja unisust.

Süsihappegaasi suure sisalduse puhul õhus (üle 20%) hakkab inimene hapniku puudusel lämbuma. Kaevudes, keldrites ja kaevustes võib mitmesugustel põhjustel koguneda suuremal hulgal süsihappegaasi. Seepärast ettevaatust sinna laskumisel! On vaja lasta esmalt kaevu või kaevusesse põlev latern. Kui latern kustub, tuleb neid kohti enne allaminekut tuulutada, vastasel korral võib allalaskujat tabada lämbumissurm.

Süsihappegaas veeldub harilikul temperatuuril ja 60 at rõhul. Veeldatud süsihappegaasi hoitakse alal teraspudelites. Pudelist väljavalamisel neelab ta aurumisel niipalju soojust, et muutub tahkeks valgeks lumetaoliseks massiks. Tahke süsihappegaasi segamisel eetriga langeb temperatuur kuni -80° . Seda segu kasutatakse tugeva jahutajana.

Viimasel ajal kasutatakse tahket süsihappegaasi „kuiva jää“ nime all kiiresti riknevate toiduainete veol raudteel. Kuiv jää ei vaja mingisuguseid seadmeid. Teda asetatakse otse kaubakastide vahele, kuna pole karta kauba märjakssaamist. Kuiva jääd valmistavad meil Leningradis, Moskvas ja teistes linnades asuvad vabrikud.

Kuiva jääd kasutatakse ka tulekahjude kustutamisel. On olemas erilisi tulekustutajaid, mis koosnevad veeldatud süsihappegaasi balloonist ja seadisest gaasi kiirel aurumisel tekkinud „kuiva lume“ paiskamiseks tulepesale.

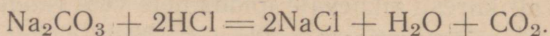
Tulekahjude, peamiselt nafta-, petrooleumi- ja bensiinitulede kustutamiseks kasutatakse ka gaasilist süsihappegaasi.

Katse. Täitke suur keedisepurk süsihappegaasiga! Valage klaasi või, veel parem, konservikarpi veidi bensiini ja süüdake! Proovige kustutada bensiin vee valamisega karpi! Bensiin ei kustu. Pöörake purk süsihappegaasiga kummuli põleva bensiini kohal! Bensiin kustub silmapilkselt. Juhul, kui te süütate bensiini klaasis, tuleb see asetada pannile või taldrikule liivaga ning mitte põrandale. Katse ajaks tuleb bensiinipudel paigutada kaugemale. Ebaõnnestumise korral võib bensiini kustutada purgile asetatud kaltsuga või summutada liivaga. Liiv peab alati olema käepärast.

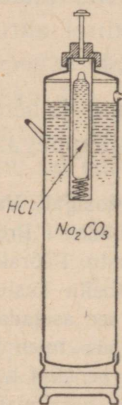
Tegelikus elus ei kasutata tulekahjude kustutamiseks valmis süsihappegaasi, vaid teda valmistatakse vajaduse momendil. Selleks kasutatakse tulekustutamisaaparaati, mis sisaldab sooda lahust ja mingisugust hapet kinnises klaasilindris. Tulekustutaja koosneb soodalahusega täidetud plekkanumast. Anuma ülemises osas asetseb sõeljas karbikeses kinnine klaasilinder soolhappega. Anum suletakse keermega varustatud kaanega, milles asetseb lööknõel. Anuma ülemises osas on painduv juhttoru (joon. 62).

Tulekustutaja tegevusserakendamiseks pööratakse ta ümber ja hoides käepidemest kinni, lüüakse lööknõela peaga vastu põrandat. Lööknõel tungib silindrisse ja purustab soolhappe

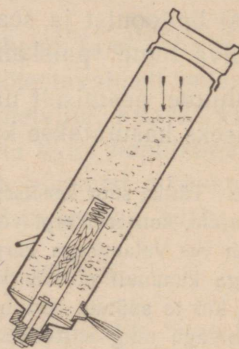
silindri. Soolhape reageerib soodalahusega:



Anumas olev vedelik hakkab kihisema. Ülespoole tõusev süsihappegaas rõhub vedeliku pinnale (joon. 63) ja kihisev, vahutav ning pidevalt süsihappegaasi eritav vedelik paiskub tugeva joana aparaadist ja katab põlevat eset. Eraldub süsihappegaas



Joonis 62.
Tulekustutaja.



Joonis 63. Tulekustutaja tegevuses.

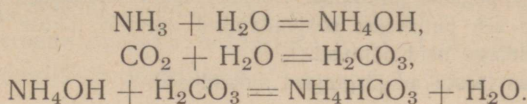
tõkestab õhu juurdepääsu ja põlemine lakkab. Peale kasutamist täidetakse tulekustutaja uuesti ja ta on jälle tarvitamisvalmis.

Süsihappegaas leiab laialdast kasutamist keemiatööstuse mitmesugustes harudes ja ka igapäevases elus.

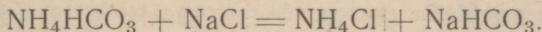
Me tutvusime süsihappegaasi kasutamisega tulekahjude kustutamisel ja „kuiva jää“ saamisel. Vaatleme ka teisi süsihappegaasi kasutamise võimalusi.

Süsihappegaasi kasutatakse suurtes hulkades sooda Na_2CO_3 valmistamiseks Solvay' menetlusel. Sooda valmista-

mise esimesel järgul küllastatakse esmalt keedusoola lahus ammoniaagiga ja siis süsihappegaasiga:

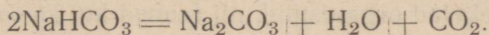


Reaktsiooni tulemusena saadakse hapu süsihappe sool — ammoniumbikarbonaat. Ammooniumbikarbonaadi ja keedusoola vahel toimub vahetusreaktsioon:



Naatriumbikarbonaat on vees vähe lahustuv ja eraldub sademe näol.

Sooda valmistamise teine järk seisab naatriumbikarbonaadi kuumutamises, kusjuures see muutub normaalsoolaks — naatriumkarbonaadiks:



Eralduvat süsihappegaasi kasutatakse uuesti sooda valmistamisel.

Soodat kasutatakse suurtes hulkades seebikivi ja teiste naatriumi soolade valmistamisel ning seebi-, klaasi-, tekstiil- ja teistes tööstustes. Süsihappegaasi kasutatakse suurtes hulkades kihisevate jookide — limonaadi, seltersi jt. valmistamiseks. Vastava joogiga pudelitesse surutakse rõhu all süsihappegaas ja suletakse kohe pudelid. Pudeli avamisel väljub liigne süsihappegaas, pudelis oleva vedeliku rõhk langeb atmosfäärse rõhuni ja vedelikus lahustunud süsihappegaas hakkab temast eralduma, kuna gaasi lahustuvus väheneb rõhu alanemisega; gaasi eraldumine paneb vedeliku kihisema ja vahutama.

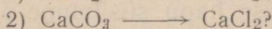
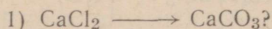
Küsimusi ja ülesandeid.

1. Kirjeldage süsihappegaasi saamist, tema omadusi ja kasutamist!
2. Seletage kaltsiumkarbonaadi lagunemist soolhappe toimel!
3. Mida saadakse lubjakivi kuumutamisel? Kirjutage võrrand!

4. Kirjutage reaktsiooni võrrand, mis kulgeb süsihappegaasi juhtimisel lubjavette!

5. Süsihappegaasi juhtimisel violetse lakmuselahusega värvistatud vette muutub see punaseks; soojendamisel muutub lahuse värvus jälle punaseks. Seletage neid nähtusi!

6. Kuidas teostuvad järgmised muundused:



7. Mitu liitrit CO_2 (normaaltingimustel) tekib 100 cm^3 2-molaarse soolhappe toimel a) CaCO_3 , b) MgCO_3 ?

8. Päikesepaistelise ilmaga adsorbeerivad taimed umbes 5 g süsihappegaasi 1 m^2 lehepinna kohta. Leidke ligikaudu, mitu grammi süsinikku kogutakse päevas!

Süsiniku ringkäik looduses.

Süsinik on elavate organismide hädavajalikuks koostisosaks. Kõik elavad organismid, nii taimed kui ka loomad tarvivad hingamisel hapnikku O_2 ja eritavad süsihappegaasi CO_2 . Ainult inimkonnalt ööpäeva jooksul eritatud süsihappegaasi hulka arvestatakse ligikaudu 1200 miljonile kg-le.

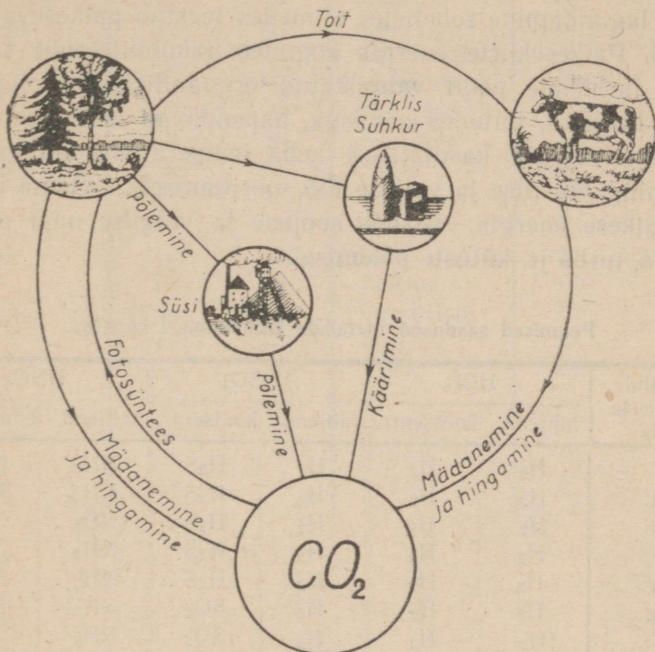
Süsihappegaas tekib elavates organismides nende koostisse kuuluvate orgaaniliste ainete põlemisel. See protsess on organismide soojuse ja energia allikaks.

Samuti tekib süsihappegaasi kütuse põlemisel, taimede ja loomade jäänuste mädanemisel ning eritub suurtes hulkades atmosfääri maakera sisemusest vulkaanilistel pursetel. Nende protsesside tagajärjel peaks õhku kogunema süsihappegaasi tohutuis hulkades. Kuid õhk säilitab oma alatist koostist, tähendab kusagil looduses peab toimuma vastupidine protsess — s. o. süsihappegaasi lagundamise protsess.

Süsihappegaasi lagundamise protsess toimub taimede lehtedes olevais klorofüllil terakestes päikese valgusel ja vee osavõtul. Süsihappegaasi lagundamise tulemusena eritavad taimed hapnikku ja lehtedes tekivad keerulised orgaanilised ühen-

did. Esimene mikrokoobis nähtus on tärkliis terakeste näol.

Seda protsessi nimetatakse fotosünteesiks ja teda tõestasiid kuulsana vene õpetlase-botaaniku K. A. Timirjazevi (1843—1920) teaduslikud uurimused.



Joonis 64. Süsiniku ringkäik looduses.

Sel viisil valmistavad taimed süsihappegaasist ja juurte kaudu imetud veest ning mineraalainetest keerulisi orgaanilisi aineid — tärklist, suhkrut, rasva ja valke. Taimede süsinikuühendid satuvad rohusööjate loomade organismi, kus süsinik hingamisel hapendub süsihappegaasiks ja uuesti eritub atmosfääri.

Me näeme, et looduses toimub süsiniku ringkäik: taimed neelavad õhust süsihappegaasi ja muudavad selle orgaanilis-

teks aineteks. Need ained lagunevad hingamisel taimedes ja loomades ning süsihappegaas satub uuesti õhku. Sinna pöör-
 dub tagasi samal kujul ka põletatud kütuse ja kõdunevate tai-
 mede jäänuste süsinik. Sel viisil toimub ringkäik. Koos
 süsiniku ringkäiguga toimub ka energia ringkäik. Süsihappe-
 gaasi lagundamine rohelistes taimedes teostub päikesevalguse
 toimel. Päikesekiirte energia koguneb (akumuleerub) taime-
 desse ja nende poolt valmistatud orgaanilistesse toiteaine-
 tesse. Loomad, toitudes nendega, hapendavad neid; seejuures
 vabanev energia kasutatakse keha temperatuuri alalhoidmi-
 seks ning füüsilise ja vaimse töö sooritamiseks. Sama kogu-
 tud päikese energia vabaneb soojuse ja valguse näol puidu,
 kivisöe, turba jt. kütuste põlemisel.

Peamised saadused metallide lahustamisel hapetes.

Metallide aktiivsuse rida	HCl		H ₂ SO ₄		HNO ₃	
	lahjend.	konsentr.	lahjend.	konsentr.	lahjend.	konsentr.
K	H ₂	H ₂	H ₂	H ₂ S	NH ₃	N ₂ O
Na	H ₂	H ₂	H ₂	H ₂ S	NH ₃	N ₂ O
Ba	H ₂	H ₂	H ₂	H ₂ S	NH ₃	N ₂ O
Sr	H ₂	H ₂	H ₂	H ₂ S	NH ₃	N ₂ O
Ca	H ₂	H ₂	H ₂	H ₂ S	NH ₃	N ₂ O
Mg	H ₂	H ₂	H ₂	SO ₂	NH ₃	N ₂ O
Al	H ₂	H ₂	H ₂	SO ₂	NH ₃	—
Zn	H ₂	H ₂	H ₂	SO ₂	NH ₃	N ₂ O
Fe	H ₂	H ₂	H ₂	SO ₂	NH ₃	—
Co	H ₂	H ₂	H ₂	SO ₂	NO	NO ₂
Ni	H ₂	H ₂	H ₂	SO ₂	NO	—
Sn	H ₂	H ₂	H ₂	SO ₂	NH ₃	NO ₂
Pb	H ₂	H ₂	H ₂	SO ₂	NO	NO ₂
H	—	—	—	—	—	—
Cu	—	—	—	SO ₂	NO	NO ₂
Hg	—	—	—	SO ₂	NO	NO ₂
Ag	—	—	—	SO ₂	NO	NO ₂
Pt	—	—	—	—	—	—
Au	—	—	—	—	—	—

Tähtsamate elementide aatomkaalud (ümardatud).

Elemendi nimetus	Sümbol	Aatomkaal	Elemendi nimetus	Sümbol	Aatomkaal
Alumiinium	Al	27	Kroom	Cr	52
Antimon	Sb	122	Kuld	Au	197
Arseen	As	75	Lämmastik	N	14
Baarium	Ba	137	Magneesium	Mg	24
Boor	B	11	Mangaan	Mn	55
Broom	Br	80	Naatrium	Na	23
Elavhõbe	Hg	201	Nikkel	Ni	59
Fluor	F	19	Plaatina	Pt	195
Fosfor	P	31	Raud	Fe	56
Hapnik	O	16	Räni	Si	28
Hõbe	Ag	108	Seatina	Pb	207
Inglüstina	Sn	119	Strontsium	Sr	88
Jood	J	127	Süsinik	C	12
Kaalium	K	39	Tšink	Zn	65
Kadmium	Cd	112	Vask	Cu	64
Kaltsium	Ca	40	Vesinik	H	1
Kloor	Cl	35,5	Vismut	Bi	209
Koobalt	Co	59	Väävel	S	32

Sisukord.

I peatükk. Hapnik ja väävel.

Hapnik.

	Lk.
Hapniku allotroopia	3
Osoon O_3	4
Hapniku ja osooni füüsilised omadused	5
Hapniku ja osooni keemilised omadused	6
Hapnik looduses	8
Hapniku saamine	9
Katalüüsi mõiste	10
Hapniku saamine tehnikas	11
Hapniku tähtsus ja kasutamine	12
Hapniku ühendid vesinikuga	14
Vesinikülihapend H_2O_2	18

Väävel.

Füüsilised omadused	20
Keemilised omadused	23
Väävel looduses	25
Väävli ringkäik looduses	27
Väävli kasutamine	31
Väävelvesinik H_2S	33
Väävelvesiniku saamine	33
Väävelvesiniku füüsilised omadused	34
Keemilised omadused	34
Väävelvesinikhappe soolad	35
Väävlishapend ja väävlishape	38

Väävlishape ja selle soolad	Lk. 41
Väävelhappe anhüdriid SO_3	42
Väävelhappe H_2SO_4	45
Väävelhappe soolad	51
Väävelhappe tootmise meetodid	53
Väävelhappe tähtsusest ja kasutamisest	57
Väävelhappe soolade kasutamine	59
Keemia põhitööstusest	60
Hapniku ja väävli sarnasus ja erinevused	62

II peatükk. Lämmastik ja fosfor.

L ä m m a s t i k .

Füüsilised omadused	67
Keemilised omadused	67
Lämmastik looduses	68
Ohu koostis	69
Väärisgaasid	70
Lämmastiku saamine	73
Lämmastiku tähtsus ja kasutamine	74
Ammoniaak ja tema saamine	75
Ammoniaagi füüsilised ja keemilised omadused	76
Ammooniumi soolad	78
Ammooniumsoolade koostis	81
Ammoniaagi ja ammooniumsoolade kasutamine	82
Ammoniaagi tootmine	83
Lämmastikoksüüd ja lämmastikdioksüüd	87
Lämmastikoksüüd NO	87
Lämmastikdioksüüd NO_2	89
HNO_3 saamine ja omadused	90
Lämmastikhape hapendajana	92
Lämmastikhappe saamine ammoniaagi hapendamisel	96
Lämmastikhappe tähtsusest lõhkeainete tööstuses	98
Nitraadid ja nende kasutamine	100
Seotud lämmastiku tähtsusest taimede ja loomade elus	102
Lämmastikväetised	106
Lämmastiku ühendite tähtsus NSV Liidu rahvamajanduses ja riigi kaitsevõime kindlustamisel	108

Fosfor.

	Lk.
Fosfori allotroopsed teisendid ja nende omadused	109
Fosfor looduses	112
Fosfori kasutamine	115
Fosfori saamine	116
Fosforhappe anhüdriid P_2O_5	117
Fosforhapped	118
Fosforhappe soolad	119
Fosfori ühendite osa loomade ja taimede elus	120
Fosforväetiste mõju taimekasvule ja viljasaagile	121
Fosforväetisi	121
Mineraalväetiste tööstus NSV Liidus	124
Lämmastiku ja fosfori sarnasus ja erinevus	125
Teisi lämmastikurühma elemente	125
Lämmastikurühm	127

III p e a t ü k k. Gaasiliste ainete molekulkala määramine.

Avogadro seadus	130
Gaaside molekulide ehitusest	134
Gaaside gramm-molekuli ruumala	137
Gaasi molekulkala määramine	139
Arvutusi gaasiliste ainetega	140
Molekuli valemi leidmine	142

IV p e a t ü k k. Süsinik.

Süsiniku allotroopia	145
Sõe adsorptsioonivõime	148
Süsiniku omadused	153
Süsinik looduses	154
Sõe kasutamine tehnikas ja gaasikaitstes	155
Süsinikhapend CO	161
Generaatorgaas ja vesigaas	164
Süsihappegaas	166
Süsihape ja tema soolad (karbonaadid)	167
Süsihappegaasi ja süsihappe soolade saamine, omadused ja kasutamise	171
Süsiniku ringkäik looduses	176

Vastutav toimetaja Ks. Kärk.

Keeleline toimetaja O. Ojasson.

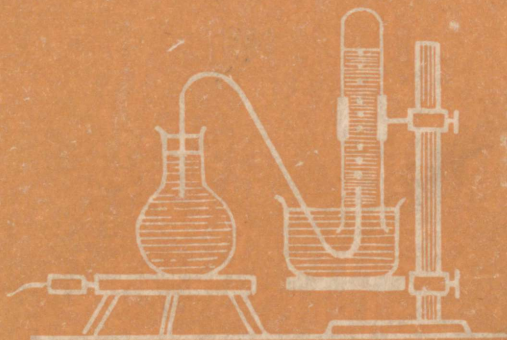
Ladumisele antud 28. VI 1949. Trükkimisele antud 1. VIII 1949. Trükiarv 4500. Paber 56×79, $\frac{1}{16}$. Trükipoognaid 11,5. Trükitähti trükipoognas 35 700. Arvutuspoognaid 10,3. MB-04840. Trükikoda „Noor-Eesti“, Tartu, Kastani 38. Tellimise nr. 866.

На эстонском языке.

К. Принкман. Химия для IX класса.

RBL. 4.60

A-17915



TÜ RAAMATUKOGU



1 0300 00495207 5