NATALIE RÄGO

KEEMIA

VIII KLASSILE

RK
„PEDAGOOGILINE KIRJANDUS"

NATALIE RÄGO

KEEMIA

VIII KLASSILE

3283
Kohustuslik kontrolleksemplar

RK
„PEDAGOOGILINE KIRJANDUS"
TALLINN 1948

2

Bibliotheca
Universitatis
Tartuensis
(1948:0859) 25221

A-17364

Keemia arenemisloost.

Kogu maailm, elus ja eluta loodus, on olemuselt materiaalne. See tähendab, et maailm koosneb mateeriast, mis esineb väga mitmekesisel kujul ja on kõigi looduses toimuvate protsesside ainsaks lätteks. Üks või teine taevakeha, mineraal, elus rakk, taim ja loom ning lõpuks ka mõtlev inimene — kõik need koosnevad mitmesugustest ainetest, need omakorda mitmesuguste ainete algosakestest, eeskätt aatomitest ja molekulidest ega kujuta endast midagi muud kui mateeria mitmesuguseid esinemisvorme. Oma olemuselt on mateeria igavene ja lõpmatu — ta ei kao ega teki, ja olles alalises liikumises ning arenemises, muudab vaid oma vorme. Mateeria oleleb sõltumatult meie aistinguist, kogemustest, väljaspool meie teadvust. Näiteks: kuigi pime ei näe kivi, on see siiski olemas. Pime ei või teada, kuidas kivi välja näeb, kuid tema vastu komistades tunnetab ta kivi siiski, kuigi teisiti kui nägemisvõimega inimene. Igavesti liikuv mateeria peegeldub meie teadvuses. Seega mateeria on primaarne, aisting, teadvus aga sekundaarne, mateeriast tulenev.

Nagu ülal tähendatud, esineb mateeria väga mitmesuguste ainete ja kehade näol. Teame, et iga aine võib esineda nii tahkes, vedelas kui ka gaasitaolises olekus, vastavalt ümbruskonna tingimustele. Teame, et igapäevases elus meil on tegemist mateeria konkreetsete vormidega — ainetega, nagu näiteks raud, vask, klaas, keedusool, liiv, savi, vesi jne. Teame,

et aineist võib valmistada igasuguseid esemeid: naelu, võtmeid, kausse jne. Aineid me tunnetame terve rea neile iseloomulikkude omaduste kaudu. Küsimusele, mis on raud, võime vastata: raud on helehall läikiv ja taotav metall, mida võime magnetiseerida. Võime ütelda ka raua erikaalu (7,9), sulamistemperatuuri (1535° C), keemistemperatuuri (2450° C) ja veel terve rea teisi omadusi. Teiselt poolt teame, et ained moodustavad tavaliselt mitmesuguseid kehi, millel on kindel kaal, kuju, ruumala ja muud omadused. Mateeria liikumine ja muundumine avalduvad ainete ja kehade omaduste muutumistes, kusjuures eraldub või neeldub teatav hulk energiat kas soojusena või mõne teise energiavormina — elektrivooluna, liikumisena.

Näiteks muundub puu põlemisel tuhaks ja süsihappegaasiks ning eraldub soojusenergia; kaalisoola lahustumisel vees tekib ühtne lahus ning toimub tugev jahtumine, ümbruse energia neeldub — tekkinud lahus on energiarikkam, kui oli enne vastav vee ja kaalisoola koguenergia.

Tsingi lahustamisel happes võib saada elektrienergiat ja vastupidi, tarvitades elektrit võib eraldada metalle neid sisaldavaist aineist, näiteks alumiiniumi looduslikust ainest boksiidist.

Siit nähtub, et mateeria on mõeldav ainult seoses energiaga ja energia seoses mateeriaga. Igal mateeria erimil — ainel — on temale iseloomustav energiavaru.

Ainete muundumisel tekivad lähteaineist koostiselt, omadustelt ja energiavarult erinevad produktid. Seesuguseid aine muundumisi nimetataksegi keemilisteks nähtusteks.

Keemia uurib 1) ainete omadusi sõltuvuses nende koostisest ja ehitusest, 2) mateeria muundumisi ainete omaduste muutumises ja 3) nähtusi, mis kaasuvad ainete omaduste muutumisega.

Keemiliste nähtustega looduses on inimsugu kokku puutunud juba oma algpäevist saadik ja keemia avastused ja saavutused on olnud inimkonna tootlike jõudude arenemisloo olulisemaid tegureid. Meie päevil kasvab keemia tähtsus erilise hooga.

Praegusaja keemikute ja füüsikute esiisaks võib pidada seda inimest, kes esimesena lõi kivist sädemeid, et saada tuld.

Tule kasutusele võtmine oli inimkonna kogu edasise arenemise üheks kõige olulisemaks teguriks ja pani aluse kogu tema tootmistööle, eriti aga just keemilistele tootmisprotsessidele. Nende määrav tähtsus ajaloo käigus ilmneb juba sellest, et mitmed ajastud kannavad selle metalli nime, mille tootmine ja töötlemine määrasid kogu ajastu iseloomu. Nii tuntakse pronksiajastut, rauaajastut.

Kõige varasemaid keemiatööstuse harusid on savitööstus ehk keraamika. Savist valmistatud põletatud tarbe-esemed — kausid ja vaasid — on säilinud tuhandeid aastaid ja nende leiud võimaldavad heita pilku inimsoo eelajaloolisse minevikku.

Tööriistade, tarbe- ja ehte-esemete arheoloogilised leiud Hiinast, Indiast ja Mesopotaamiast näitavad, et juba mitu tuhat aastat tagasi õitsesid sealseil rahvail mitmesugused keemiatööstuse harud: metallurgia, keraamika, nende kõrval veel klaasi-, ehitusmaterjalide- ja värvitööstus. Eriti laialdane ja arenenud oli keemiatööstus vanas Egiptuses. Nagu ürgsed papüürused jutustavad, tegeldi seal juba päris teadlikult „teadusega ainetest ja nende muutumisest", s. o. keemiaga. Kuid teadused polnud seal rahva jaoks, sest nendega tegeles ainult preestriseisus, kelle käes teadused olid töötava rahva rõhumise ja hirmutamise vahendiks ja ebausu tekitamiseks.

Egiptust tunti sealse musta mulla pärast tookord naaber-

rahvaste hulgas „khemi" nime all, mis tähendab „must". Sellest tüvest tuletubki sõna „keemia".

Euroopasse jõudsid keemia-alased teadmised araablaste kaudu, kes Aafrika põhjarannikut mööda läände liikudes vallutasid ka Hispaania. Araablased lisasid sõna „khemi" ette oma artikli „al", millest tekkiski keskaegses Euroopas levinud nimetus „alkeemia".

Euroopas tegelesid alkeemiaga, nagu ka teiste teadustega, eelkõige üksikud mungad ja aadlikud. Uurimistöid keemia alal tehti „elueliksiiri", hilisema nimetusega „filosoofide kivi" leiutamise eesmärgiga. Seda ihaldati kaheks otstarbeks: esiteks tarvitamiseks elu alalhoidva vahendina ja teiseks, et muundada selle abil teisi aineid kullaks. Kuigi ei saavutatud kumbagi eesmärki, kogunes keskajal üsna suur ja mitmekesine keemia-alaste teadmiste hulk, mis kujunes hiljem kandvaks aluseks keemiale.

XV sajandil leiti keemiale uued, laialdased rakendusvõimalused. Esimese avara kasutamisala juhatas kätte šveitsi arst *Paracelsus*, kes kirjutas, et „keemia eesmärk peab olema mitte kulla ja hõbeda, vaid arstimite valmistamine". Sellest nõudest juhituna arenes uus keemia haru: meditsiiniline keemia (jatrokeemia).

Teise rakendusvõimaluse näitas keemiale Paracelsuse kaasaegne saksa arst *Agricola*, kes arendas ning esimesena kirjeldas metallide tootmise viise. Sellest ajast peale leidis keemia uuesti tiheda seose reaalsete eluprobleemidega, saades neilt järjest värskendust ja hoogu edasiseks arenemiseks.

Täppisteaduseks sai keemia XVIII sajandil prantsuse teadlase *Lavoisier'* (loe: lavuazjee; 1743—1794) töödega. Ta oli esimene, kes süstemaatiliselt hakkas kasutama keemiliste nähtuste uurimisel kaalumist, mõõtmist ja arvutamist. Paljude katsete najal näitas Lavoisier, et keemilistes protsessides tekkinud ainete kogukaal on

alati võrdne lähteainete kogukaaluga. See tähendab, et keemilise reaktsiooni puhul aine ei teki ega kao. 1789. a. avaldas Lavoisier selle põhilise „aine säilivuse ehk aine jäävuse seaduse".

Ometi ei olnud Lavoisier esimene, kes tuli veendumusele, et „looduslikel nähtustel ühe aine kaalu vähenemise puhul kasvab samavõrra mõne teise aine kaal". See põhimõte leidub vene teadlase *Lomonossov*'i (1711—1765) töödes juba 1756. a. Tsaristliku Venemaa tagurlikes oludes tegutsenud geniaalsel füüsikul ja keemikul Lomonossovil ei õnnestunud aga kõiki oma mõtteid ja avastusi laiemas ulatuses levitada. Osa tema tähtsamaist töist näiteks avaldati alles käesoleva sajandi algul.

Teine prantsuse keemik *Proust* (loe: prust) näitas XIX sajandi algul, et lihtainete ühinemisel tekib ikka ainult kindla koostisega ühend ja ühendi koostis ei olene tema saamisviisist (-menetlusest).

Seda Prousti avastust tuntakse nüüd „koostise püsivuse seaduse" nime all.

Inglise füüsik *Dalton* (loe: dólton) andis sama sajandi algul ekvivalendi[1] (samaväärisuse) mõiste, mida igal sammul rakendame tänapäevani.

Daltonile võlgneme tänu ka kahe järgmise keemiaseaduse eest:

1) algained ehk elemendid ühinevad omavahel koguseis, mis on võrdelised nende ekvivalentkaaluga;

2) kui üks element annab teisega mitu ühendit, siis esimese elemendi kogused neis

[1] Aine ekvivalentkaaluks nimetatakse aine kaalulist hulka, milles see ühineb vesiniku ühe või hapniku kaheksa kaaluosaga või neid ühendeis asendab.

ühendeis, arvestatud teise elemendi ühiku kohta, suhtuvad omavahel nagu täisarvud.

Neist seadustest lähtudes oletas Dalton, et aine pole pideva ehitusega, vaid koosneb jagamatuist osakestest — aatomitest. Iga lihtaine hulk sisaldab kindla arvu ainele iseloomulike omadustega aatomeid.

Jagamatute aatomite oletus püsis keemias kuni käesoleva sajandi alguseni ja oli keemia arenemises igati viljakas.

1869. a. tegi vene keemik *D. I. Mendelejev* (1834—1907) tähtsa ja teedrajava avastuse. Ta leidis, et keemiliste algainete omadused on sõltuvuses nende ainete aatomkaalust. Mendelejev paigutas tol ajal tuntud keemilised lihtained kaheksaveerulisse ja seitsmerealisse tabelisse — kasvavate aatomkaalude järjekorras. Siis ilmnes, et tabelisse jääb tühje kohti. Mendelejev ennustas, et avastatakse uusi algaineid, mis sobivad tühjadesse kohtadesse, ja arvutas ette nende ainete füüsikalised ning keemilised omadused. Tema ennustus läks täide: uusi ennustatud omadustega lihtaineid leiti ja tühjad kohad Mendelejevi tabelis täideti.

XIX sajandi lõpul ja XX sajandil füüsika alal tehtud avastuste najal osutus võimalikuks tõestada aatomite ja molekulide[1] tõelist olemasolu. Nüüd on teada nii aatomite kui ka molekulide mõõtmed ja kaalud. Teatavate ainete lagunemise ja eriliseks kiirgumiseks muundumise — radioaktiivsuse — avastas 1896. a. *H. Becquerel* (loe: bekerell). Seda nähtust edasi uurides avastas 1898. a. *M. Curie-Sklodowska* (loe: küriisklodovska) element raadiumi. Need avastused rajasid teed aatomi seesmise maailma uurimiseks. Praegu teame üksikasjadeni, kuidas ja millest on aatomid ehitatud ja mille poolest erinevad üksikute elementide aatomid üksteisest.

---

[1] Molekulid on aine pisi-ehituskivid; nad koosnevad kas ühesuguseist või erinevaist aatomeist (vt. lk. 14).

Nüüdisaja teaduse päevakorras on probleem, kuidas vabastada ja valitseda aatomis peituvaid energiavarusid. Selle probleemi tähtsust illustreerivad arvutused, mis näitavad, et metall liitiumi ühe grammi aatomienergia hulk on võrdne selle soojusenergiaga, mis vabaneb 7 tonni kivisõe põletamisel.

I. Aine ehitus atomistlik-molekulaarse teooria valguses.

1. Aatomid ja molekulid; nende reaalsus; difusiooninähtused. Aatomi kaal ja aatomkaal. Molekuli kaal ja molekulkaal.

Vaadeldes meid ümbritsevat loodust ja jälgides loodusnähtusi ei saa olla imetlemata looduses esinevate ainete ja nähtuste haruldast mitmekesisust. Loodusteadus uurib kõike, mis on looduses olemas või mis looduses toimub. Loodusteaduse haruna uurib keemia aine koostist ja aine seesmist ehitust ning aine muundumise seadusi.



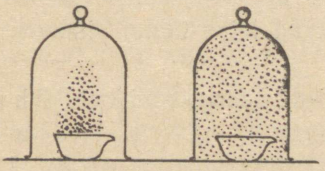
Joon. 1. Koolerabakterid mikroskoobi all.

Looduses leidub palju pisiorganisme, mis on niivõrd väikesed, et neid palja silmaga pole võimalik näha. Küllaldase suurendusega mikroskoop toob nad aga nähtavale. Meenutagem kas või haiguste tekitajaid — baktereid. (Vt. joon. 1.) See

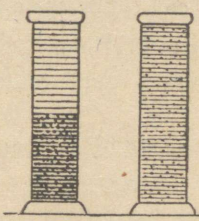
viib mõttele, et on võimalikud veel pisemad, alamõõtmelised aine osakesed, mida ka kõige võimsamad mikroskoobid nähtavale ei too. Nende olemasolu on aga õnnestunud kindlaks teha kaudsel teel mitmesuguste menetluste abil.

Et selgitada aine ehitust, teeme mõningad katsed.

1) Võtame klaaskupli või suurema purgi ja kataime sellega väikese kausikese broomiga. Broom on raske punakaspruun „suitsev" vedelik; tema aur on samuti pruun. Varsti näeme, et broomi aur jaotub ühtlaselt õhus kupli all (joon. 2).



Joon. 2. Broomi auru levimine kinnises ruumis.



Joon. 3. Vasevitrioli tungimine ülespoole puhtasse vette.

See tähendab, et õhk ei täida ruumi pidevalt ja et õhu (gaasi) osakeste vahel leidus ruumi ka broomi osakestele. Seesugust ühe gaasi osakeste tungimist teise gaasi osakeste vahele nimetatakse gaasi d i f u s i o o n i k s.

2) Paigutame uuriklaasile tilgakese pirniessentsi, mis on tarvitusel kondiitritööstuses. Sellel ainel on väga tugev meeldiv lõhn (aroom). Varsti märkame, et isegi toa kõige kaugemas nurgas on tunda aroomi. See tähendab, et lõhnava aine osakesed jaotusid difusiooni teel õhu osakeste vahel, s. t. segunesid nendega üle kogu toa.

3) Võtame vasevitrioli kange lahuse; selle värvus on sinine ja veest on ta raskem. Kallame seda lahust klaassilindri või purgi põhja. Lisame siis ettevaatlikult nõu seesmist seina mööda puhast vett. Vedelikus tekib kaks kihti (joon. 3).

Jätame vedeliku puutumatult seisma. Pikema aja pärast näeme, et vasevitriol on tunginud alumisest kihist ülespoole puhtasse vette ja on tekkinud ühtlane lahus. See katse näitab, et vedelik ei täida ruumi pidevalt ja vee osakeste vahel on vaba ruumi, kuhu mahuvad teise aine, vasevitrioli osakesed.

4) On tehtud ka järgmine katse: seatina- (plii-) lestake ja kullaleheke suruti pressi vahel kõvasti teineteise vastu. Pärast pikemat seismist soojuses võeti plaadikesed teineteise küljest lahti. Keemiline analüüs näitas siis, et seatinaplaadis leidus natuke kulda ja kullaplaadis pisut seatina.

Sellest tuleb järeldada, et isegi tahkes aines ei ole osakesed liitunud tihkelt ehk kompaktselt; tahkeski aines on osakeste vahel vaba ruumi, kuhu pääsevad teise tahke aine osakesed.

Üldiselt nimetatakse difusiooniks ühe aine tungimist teise aine poolt täidetud ruumi ja ühtlast jaotumist selles. Et difusioon kulgeb iseenesest, siis järeldame, et üldiselt ei täida aine ruumi pidevtihedalt, vaid aine osakeste vahel on tühikud; osakesed ise aga ei seisa paigal, vaid on alalises liikumises.

Mida kõrgem on temperatuur, seda kiiremini toimub difusioon. See näitab, et temperatuuri tõustes osakeste liikumiskiirus suureneb.

Tuginedes difusiooninähtusele arenes aine ehituse molekulaarteooria. Molekulaarteooria oletab, et

1) antud aine ei täida ruumi pidevtihedalt;

2) iga aine koosneb ühesuguseist nähtamatuist pisiosakestest — molekulidest, teiste sõnadega, igale ainele vastab teatav liik molekule, millest see aine koosneb;

3) erinevaid molekulide liike on niisama palju kui erinevaid aineid;

4) molekulid on lakkamatus korrapäratus liikumises, mis on seda tugevam, mida kõrgem on temperatuur.

Pildi saamiseks molekulide mõõtmeist kujutleme, et tavalises sõrmkübaras leiduvad õhumolekulid on kasvanud keskmise õuna suuruseks. Kui need õunad nüüd korrapäraselt üles laduda, kataksid need NSV Liidu maa-ala paarisaja meetri paksuse kihina.

Molekulaarteooria seisukohalt on kergesti seletatavad aine *agregaatolekud*.

Jää, vesi ja veeaur muutuvad üksteiseks täielikult, nad on üks ja sama aine. Kas aine esineb jää, vee või auru kujul, sõltub ainult rõhust ja temperatuurist. Katsed näitavad, et hõbe sulab (veeldub) temperatuuril 962° ning muutub auruks (aurab) ligi 2000°-sel temperatuuril. Hapnik seevastu on harilikes oludes gaasiline ja ainult väga madalal, —183°-sel temperatuuril ta veeldub ja —229°-sel tahkub.

Aine gaasilise oleku puhul on aine molekulid eriti kiires liikumises; nende vaheruumid, võrreldes molekulide eneste mõõtmetega, on väga suured; seetõttu ei pääse mõjule molekulidevahelised tungid. Gaas võtab enda alla kogu kasutada oleva ruumi.

Gaasil ei ole piirpinda, nagu vedelikel, ega kindlat kuju, nagu tahkeil, kujusail kehadel.

Vedela aine molekulid asuvad üksteisele lähemal kui gaasilise aine molekulid. Vedelikkude molekulide vahel ilmnevad juba *seostus-* ehk *kohesioontungid* ja vedelikes ei ole molekulide liikumine nii vaba kui gaasides.

Vedelikel on *piirpind* ja *kindel ruumala*, kuid neil ei ole kindlat kuju.

Tahke aine molekulide paigutus on veelgi tihedam kui vedelikel; nende liikumine seisneb võnkumises oma tasakaaluasendi ümber. *Molekulidevahelised kohesioontungid* pääsevad tugevasti mõjule.

Tahkel ainel on kindel *piirpind*, kindel *ruumala* ja *kuju*. Molekulidevahelised seostustungid annavad ennast tah-

kes aines ilmselt tunda. Peame näiteks tublisti jõudu tarvitama puude lõhkumisel, veelgi enam kivi purustamisel, eriti aga raudploki tükeldamisel.

Looduslike protsesside jälgimine ja katsed näitavad, et mõned ained on erisuguste menetlustega lagundatavad.

Aine lagunemist võib jälgida järgmistel katsetel:

1) Kuumutame vasevitrioli (sinise silmakivi) kristalle põiki asetatud katseklaasi põhjas. Varsti ilmub vee aur, mis katseklaasi kuumutamata osa seintel tiheneb ja pärast välja tilgub. Seejuures muutub jääk valgeks. Edasisel kuumutamisel eraldub paks raske valge aur ja jääk muutub pidevalt tumedamaks. Raske valge auru ja tumeda jäägi keemiline uurimine näitab, et aur on väävelhappe aur ja jääk — vaskhapend (vaskoksüüd).

2) Elektri alalisvoolu veest läbi juhtides ilmneb, et ka vesi on lagundatav: tekivad gaasid — vesinik ja hapnik.

3) Kuumutame väikeses retordis umbes 10 g bertolee soola värvusetuid kristalle, mis on koostiselt kloorhappe kaaliumisool. Kogunud eralduva gaasi üle vee veendume, et see on hapnik.

Jäägi keemiline uurimine näitab, et see on kaalisool ehk soolhappe kaaliumisool.

Nii näeme, et aine lagunemisel tekivad teised ained teiste omadustega, järelikult teiste molekulidega.

Looduses esineb aga ka aineid, millede lagundamine pole õnnestunud. See viis mõttele, et selliste ainete algosakesi ei ole võimalik lagundada. Aine lagundamatud osakesed nimetati aatomiteks, mis kreeka keeles tähendab „jagamatu".

Mõningate ainete lagunemisel tekivad teised ained ning lõpuks need ained, mis osutuvad lagundamatuiks. Siit võib järeldada, et molekulid koosnevad aatomeist.

Ühesugused aatomid võivad ka ühineda omavahel mitmekaupa, moodustades mole-

kuli. Ained, mis koosnevad seesugustest molekulidest, ei lagune teisteks aineteks.

Aga ka erisugused, erinevat liiki aatomid võivad omavahel ühineda. Nii moodustuvad molekulid neil aineil, mis võivad laguneda teisteks aineteks.

Oletus, et aine ehituskivideks on jagamatud pisiosakesed, tekkis juba antiikse Kreeka filosoofidel. Kuid alles Daltonist alates (1766—1844) sai see arvamus teaduse viljarikkaks hüpoteesiks — lähteoletuseks. Eelmise sajandi lõpul ja käesoleva sajandi algul imesteldavalt arenenud katsetehnika abil õnnestus tõestada, et aatomid pole mitte ainult vaimusünnitus, vaid reaalsus.

Aatomid on kujuteldamatult pisikesed osakesed. Näiteks kergeim aatom, vesiniku aatom, kaalub kõigest 0,000 000 000 000 000 000 000 001 663 grammi (see tähendab, et 1 g vesinikku sisaldab aatomeid arvul, mida väljendab number 6 juurdekirjutatud 23 nulliga). On selge, et pole võimalik ehitada kaalu, millel võiks kaaluda nii väikesi grammi murdosi. Aatomit ei saa kaaluda otseselt, nagu pole võimalik otseselt kaaluda ka hiiglasuuri taevakehi — Päikest, Kuud ja tähti. Kõigil neil juhtudel määratakse kaal kaudsel teel. Kaudsel teel on õnnestunud ka arvutada, mitu molekuli sisaldab teatav maht ainet, näiteks üks liiter hapnikku. Kaaludes liitri hapnikku suure täpsusega ja jagades tulemuse osakeste arvuga, saame üksiku molekuli kaalu. Teades, mitu aatomit on molekulis, leiame edasi ka aatomi kaalu.

Et tegelemine väikeste arvudega ebamugavalt paljude nullidega on tülikas, siis antakse aatomite kaalud mitte grammides, vaid suhtelistes ehk relatiivseis ühikuis. On osutunud otstarbekaks lugeda hapniku aatomkaaluks 16 relatiivset ühikut. Sel juhul on näiteks:

Elemendi nimetus	Aatomkaal relatiivühikuis	Aatomi kaal grammides
vesinik	1 ehk täpsemalt 1,008	$1{,}663 \cdot 10^{-24}$ *
lämmastik	14 „ „ 14,008	$14 \cdot 1{,}663 \cdot 10^{-24}$
süsinik	12 „ „ 12,01	$12 \cdot 1{,}663 \cdot 10^{-24}$
jne.		

Aatomi kaal on teatava aatomite liigi üksikaatomi tegelik kaal, väljendatud grammides. **Aatomkaal** on aga teatava aatomite liigi üksikaatomi kaal, väljendatud relatiivseis kaalu-pisiühikuis, mida mujal ei kasutata. Selliseks ühikuks on hapniku aatomi kaalu üks kuueteistkümnendik. Ülaltoodud andmetest nähtub, et sama aine aatomkaal ja aatomi kaal erinevad arvuliselt suuresti. Seevastu aga erinevate ainete aatomkaalude ja aatomite kaalude suhted on samad.

Teisiti öeldes näitab aatomkaal, mitu korda teatava aatomite liigi üksikaatom on raskem kui hapniku aatomi üks kuueteistkümnendik. Seega on aatomkaal kahe nimelise arvu suhe, s. t. nimetu arv.

Et molekulid koosnevad aatomeist, on **molekuli kaal** võrdne tema koostist moodustavate aatomite aatomikaalude summaga. Seda väljendatakse harilikult grammides.

Samuti on **molekulkaal** antud molekuli koostist moodustavate aatomite aatomkaalude summa ning väljendub relatiivseis ühikuis ($1 = \frac{1}{16}$ hapniku aatomi kaalust).

Molekulkaalu võib nagu aatomkaalugi vaadelda nimetu arvuna.

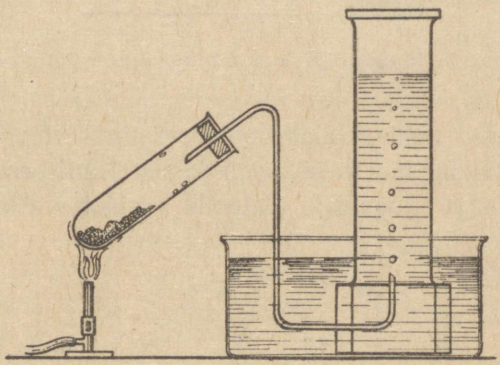
---

* $10^{-1} = 0{,}1$; $10^{-2} = 0{,}01$; $10^{-24} = 0{,}000\,000\,000\,000\,000\,000\,000\,001$.

2. Keemia põhimõisted ja seadused: liitaine, lihtaine, element; keemiline sümboolika; keemiline reaktsioon ainete atomistlik-molekulaarse ehituse valguses. Keemia põhiseadused.

Keemilised uuringud näitavad, et kõik ained võib jaotada kahte rühma: lihtained ja liitained.

K a t s e. Noaotsatäis punast elavhõbehapendit kuumutame katseklaasis ja kui kõik õhk on katseklaasist välja tõrjutud,- kogume eralduva gaasi üle vee, nagu näitab joonis 4.

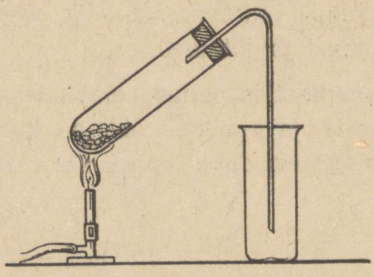


Joon. 4. Elavhõbeoksüüdi lagunemine kuumutamisel.

Katseklaasi ülemise otsa külmadele seintele koguneb elavhõbeda tilgakesi. Kogutud gaas soodustab põlemist ja lähem uurimine näitab, et see on hapnik. On selge, et lähteaine lagunes soojuse toimel kaheks teiseks.

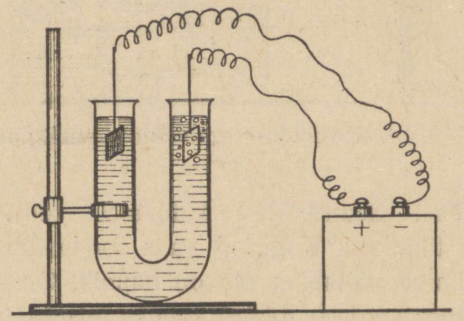
K a t s e. Uuralis leitakse ilusat rohelise värvusega ja mustrilise toimega kiviliiki — malahhiiti. Uhmris peeneks hõõrutud malahhiidi proovi kuumutame katseklaasis, nagu näitab joonis 5. Kuumutamisjääk osutub mustaks pulbriks; see on must vaskhapend. Katseklaasi külma otsa seintel

moodustub veetilku. Äravoolutoru kaudu klaasi kogutud gaas on raskem kui õhk, temas kustub põlev puupilbas. Juhtides seda gaasi lubjavette leiame, et viimane sogastub. Järelikult see gaas on süsihappegaas.



Joon. 5. Malahhiidi lagunemine kuumutamisel.

K a t s e. Juhime alalisvoolu plaatina- või grafiit-elektroodide kaudu läbi vasevitrioli lahuse, mis asub U-kujulises torus (vt. joon. 6). Katoodil eraldub vask; vedelikus



Joon. 6. Vasevitrioli lahuse lagundamine elektrivooluga.

anoodi ümber värvub sinine lakmuspaber punaseks; anoodil eraldub hapnik. Elektrivool eraldas vase väävelhapust vasest ja vabastas väävelhappe.

On üldiselt teada, et elektri alalisvool lagundab vee hapnikuks ja vesinikuks. Pikaajalised ja süstemaatilised uuringud on näidanud, et on aineid, mida ei õnnestu lagundada lihtsamaiks mitte ühegi keemilise menetluse abil. Need on näiteks hapnik, vesinik, lämmastik, fosfor, väävel, metallid ja mitmed teised. Selliseid aineid nimetatakse lihtaineiks.

Järelikult lihtaineks nimetatakse ühtlase ehitusega ainet, mida keemiliste menetluste abil pole võimalik lagundada lihtsamaiks aineiks.

Looduses esinevate lihtainete arv on suhteliselt väike.

Atomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt koosnevad lihtaine molekulid ühesugustest aatomitest. Neid võib olla teatava lihtaine molekulis kas 1 või 2 või 3 või isegi mitu, olenevalt aine iseloomust ja välistingimustest. Juhul, kui lihtaine molekul koosneb ühest aatomist, ühtivad molekuli ja aatomi mõiste.

Liitaine on ühtlase ehitusega aine, mida keemiliste menetluste abil on võimalik lagundada järk-järgult lihtsamaiks aineiks ja lõpuks lihtaineiks.

Liitaine molekul koosneb vähemalt kahest erinevast aatomist. On aga liitaineid, mille molekulis on väga palju erinevaid aatomeid.

Aatom on aine ehituskivi. Neid ehituskive on mitut liiki.

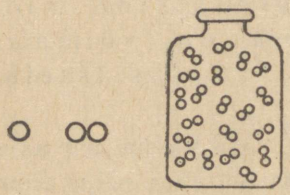
Ühte ja sama liiki aatomid moodustavad samanimelise algaine ehk keemilise elemendi: vesiniku aatomid annavad element vesiniku, süsiniku aatomid — element süsiniku, kulla aatomid — element kulla.

Keemiline element võib esineda lihtainena mitmel, väliselt väga erineval kujul. Näiteks süsinik esineb kord hiilgava läikega, värvusetu, läbipaistva teemandina, kord halli, pehme grafiitpulbrina. Fosfor võib esineda valgena ja puna-

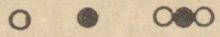
sena. Valge on mürgine, õhus isesüttiv ja pimeduses helendav. Punasel ei ole neid omadusi.

Niihästi teemant kui ka grafiit ja valge kui ka punane fosfor on lihtained. Lihtaine teemant on oma füüsikalistelt omadustelt (näiteks erikaal, kõvadus, värvus jne.) hoopis erinev lihtainest grafiidist, kuigi kumbki neist koosneb puhtast süsinikust. Ka kumbki fosfori teisend koosneb puhtast fosforist. Üks ja seesama element võib esineda mitme lihtainena (allotroopsus). Iga lihtaine koosneb ikka ainult ühest elemendist.

Ühinedes omavahel moodustavad vase aatomid lihtaine — metalse vase. Kui vase aatomid ühinevad igaüks hapniku aatomiga, tekib must vaskhapend (-oksüüd). Selles liitaines esineb vask elemendina, mitte lihtainena. Sinises silmakivis, mis on vasksulfaat, esineb igas molekulis vase aatom koos väävli aatomiga ja hapniku aatomitega. Vasksulfaat koosneb elemendist vasest, elemendist väävlist ja elemendist hapnikust.



Joon. 7. Hapniku aatom, molekul ja gaas.



Joon. 8. Hapniku aatom, süsiniku aatom ja süsihappegaasi molekul.

Kui lihtaine harilikul temperatuuril on gaas, nagu seda on näiteks lämmastik, hapnik ja vesinik, siis koosnevad tema molekulid enamasti kahest selle elemendi aatomist. Joonis 7 kujutab skemaatiliselt hapniku aatomit, molekuli ja gaasi.

Joonis 8 kujutab liitaine — süsihappegaasi molekuli, mis koosneb 2-st hapniku ja 1-st süsiniku aatomist.

Mõisteid „keemiline element" ja „lihtaine" tuleb selgesti eristada.

Keemiline element on teatav aatomite liik.

Lihtaine on ühesuguste (ühte liiki) aatomite koondis.

Samuti ei tohi ära segada liitaine ja keemilise ühendi mõisteid.

Keemiline ühend on teatav molekulide liik.

Liitaine on sama keemilise ühendi (ühte liiki) molekulide koondis.

Looduses ja ka laboratooriumis või vabrikus kulgevad keemilised nähtused ehk reaktsioonid jagunevad atomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt järgmiselt:

1. Erinevad või ühesugused aatomid võivad ühineda — ühinemisreaktsioonid.

2. Liht- ja liitainete molekulid võivad laguneda — lagunemisreaktsioonid.

3. Erinevate ainete molekulid võivad vahetada nende koostises esinevaid aatomeid — vahetusreaktsioonid.

Looduses, s. o. maakoores, õhkkonnas, vesikonnas, elukonnas (biosfääris ehk taime- ja loomariigis) — üldiselt maakeral ning teistel taevakehadel esinevate liitainete arv ulatub sadadesse tuhandetesse.

Kuid vaatamata liitainete ja nendele vastavate keemiliste ühendite suurele arvule ei ulatu seni kindlakstehtud algainete ehk elementide arv neis isegi sajani.

Märgime, et teada olevate lihtainete arv on siiski suurem (allotroopsuse tõttu). Samuti ületab liitainete arv keemiliste ühendite arvu.

Keemiliste muundumiste puhul on kehtivad järgmised katsete najal leitud seadused.

1. Aine jäävuse seadus (Lomonossov-Lavoisier).

Keemilistel muundumistel (reaktsioonidel) võrdub lähteainete üldkaal saaduste üldkaaluga; teiste sõnadega, ainet ei teki juurde ja ei kao. Kui kõik keemilise protsessi produktid on hoolsalt kogutud ja kaalutud, selgub alati nende kogukaalu võrdsus lähteainete kogukaaluga.

Keemilise reaktsiooni kulgemisel toimub tihti aine näiline kadu või tekkimine. Seda illustreerivad näiteks järgmised katsed.

Katse. Vee all hoitud valge fosfori pulgast lõigatakse väike tükike, kuivatatakse filterpaberiga ja asetatakse tugevasse kolbi, mis korgitakse tiheda kummikorgiga. Kolb fosforiga kaalutakse võimalikult täpselt. Siis soojendatakse kolbi ettevaatlikult, kuni fosfor süttib. Kui põlemine on lõppenud ja kolb jahtunud toatemperatuurini, ei näita kaalumine mingit kaalu muutumist, kuigi fosfor on näiliselt kadunud.



Joon. 9. Reaktsiooni kulgemisel toimub näiline aine juurdetekkimine.

Katse. Kloorraua, $FeCl_3$ lahusega kolbi asetatakse katseklaas kollase veresoola lahusega, nagu näitab joonis 9. Kolb korgitakse tiheda kummikorgiga ja kaalutakse võimalikult täpselt. Siis raputatakse kolbi, kollane veresoolalahus voolab katseklaasist välja, seguneb $FeCl_3$ lahusega, tekib sinine paks sade — berliini sinine. Ainet näiliselt tekkis juurde, kuid uus kaalumine tõendab, et kaal ei muutunud.

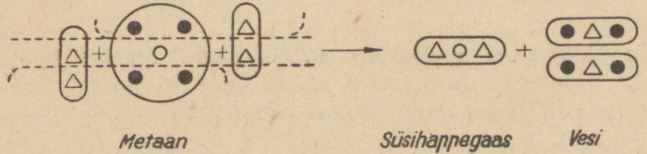
Atomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt toimub keemilistel protsessidel aatomite ümbergrupeerumine. Lähteainete molekulid lagunevad ja nende aatomid moodustavad teiste rühmitistena ühinedes reaktsiooniprodukte, kust neid ka uuesti võib leida (keemiliselt tõestada).



Joon. 10. Aatomite ümbergrupeerumise skeem kloorvesiniku tekkimisel kloorist ja vesinikust.

Kloori ja vesiniku reageerimisel päevavalguses ühinevad kloori kaheaatomilise molekuli üks aatom vesiniku kaheaatomilise molekuli ühe aatomiga ja kummagi molekuli ülejäänud aatomid omavahel. Tekib kaks molekuli kloorvesinikku. Joonis 10 kujutab seda skemaatiliselt.

Kui metaan põleb õhus, tekivad süsihappegaas ja vesi. Skemaatiliselt võib seda kujutada nii, nagu näitab joonis 11.



Joon. 11. Aatomite ümbergrupeerumise skeem metaani põlemise reaktsioonis.

II. Jääva koostise seadus (Proust).

Looduses leiduv süsihappegaas on erineva päritoluga, näiteks loomad hingavad teda välja ja ta levib atmosfääris; mõningate maakoores kulgevate protsesside produktina eraldub teda maakoore pragudest. Igapäevases elus tekib süsi-

happegaas näiteks ahjus puude põlemisel. Tööstuses eraldub teda lubja põletamisel ja mitmesugustes menetlustes, kus rakendatakse koksi, puidu ja muude orgaaniliste ainete põlemist. Laboratooriumides saame süsihappegaasi, mõjustades süsihappesooli sool- või väävelhappega ja ka kuumutades mõningaid süsihappesooli. Igasuguse päritoluga süsihappegaasil on aga täpselt samasugused füüsikalised omadused ja keemiline uurimine näitab, et ta koostis on alati sama, ükskõik kuidas teda saadakse. Sama olukord on kehtiv kõikide liitainete puhul.

Seda väljendas esimesena prantsuse keemik Proust möödunud sajandi algul. Liitaine koostis ei olene selle aine valmistamismenetlusest või tekkimisviisist. Atomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt vastavad igale ainele teatavad kindlad omadused ja teatav kindel molekuli koostis. Seega aine omadused sõltuvad tema koostisest. Siit on selge, et kui mitmete keemiliste protsesside produktiks on ühesuguste omadustega ained, peab nende ainete koostis ka sama olema. Seda tõendab mitmel viisil saadud produkti koostise keemiline kindlakstegemine.

III. Konstantsete proportsioonide (suhete) seadus (Dalton).

Ained ühinevad üksteisega alati ekvivalentseis koguseis, s. t. koguseis, mis on proportsionaalsed nende ekvivalentkaaludega. Kaks erinevat ainet võivad omavahel ühineda ainult aatomite kaupa. Näiteks lämmastiku ja hapniku ühendite puhul võivad ühineda:

1	aatom	lämmastikku (N)	ja 1	aatom	hapnikku	(NO),
1	„	„	ja 2	aatomit	„	(NO_2),
2	„	„	ja 3	„	„	(N_2O_3),
2	„	„	ja 5	„	„	(N_2O_5).

Siit järeldub, et tekkinud liitaines peavad elementide kogused olema võrdelised nende aatomkaaludega; aatomkaal on ekvivalentkaalu kordne; seega elemendid esinevad liitaines koguseis, mis on nende ekvivalentkaalu kordsed.

IV. Kordsete proportsioonide (suhete) seadus (Dalton).

Kui kaks ainet võivad ühineda mitmel viisil, moodustades mitu erinevat ühendit, siis esimese aine kogused neis ühendeis, arvestatud teise aine kaaluühiku kohta, suhtuvad omavahel nagu väikesed täisarvud. Et element võib esineda ühendis ühe, kahe, kolme või mitme aatomina, siis peavad need kogused suhtuma nagu väikesed täisarvud. Näiteks lämmastiku ja hapniku ühendite keemiline uurimine annab nende kaalulise koostise ja see tõendab, et ka siin esineb väikeste täisarvude seadus.

3. Aatomi ehitus.

Üksikute elementide aatomid erinevad üksteisest massi, mõõtmete ja eriti keemiliste omaduste poolest. Neid erinevusi seletatakse elementide aatomite isesuguse seesmise ehitusviisiga. Tänapäeva teadus õpetab, et kõigi elementide aatomeid võib ette kujutada ehitatuina peamiselt 3 eri liiki üliväikestest osakestest: elektronidest, prootonitest ja neutronitest.

Elektron on negatiivse elektri algosake.

Elektroni mass on ligikaudu $\frac{1}{1850}$ vesiniku aatomi massist. Laengute mõõtmisel suhteliste ehk relatiivsete elektriühikutega loetakse elektroni laengut võrdseks 1-ga.

Elektroni mass on 0,000 000 000 000 000 000 000 000 000 9043 g.

Prooton on positiivselt laetud osake, mille laeng on suuruselt võrdne elektroni laenguga, erinedes sellest vaid märgi poolest. Proo-

toni laeng on relatiivseis ühikuis võrdne +1-ga. Prootoni mass on ligikaudu võrdne vesiniku aatomi massiga; ta on võrdne 1 relatiivse massiühikuga. Prootoni mass grammides on $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ g.

Neutron on laenguta (neutraalne) osake; ta laeng on null ja mass on ümmarguselt võrdne prootoni massiga, s. t. ta on samuti võrdne 1 relatiivse massiühikuga.

Aatomi ehitus meenutab päikesesüsteemi. Päikesesüsteemis on Päike „tuumaks", mille ümber erinevail kaugustel tiirlevad planeedid. Ka aatomil on tuum, mille ümber erinevail kaugustel tiirlevad elektronid.

Päikesesüsteemi hoiavad koos raskustungid. Aatomis esinevad tungid on elektrilised tungid.

Teed, mida mööda planeet liigub ümber Päikese, nimetatakse planeedi orbiidiks. Samuti on igal elektronil, mis tiirleb aatomi tuuma ümber, oma orbiit.

Ühte tüüpi orbiitides tiirlevad elektronid moodustavad ühe elektronkesta. On aga ka üheainsa elektroniga kesti. Üldiselt on aatomis mitu elektronkesta.

Aatomi tuum koosneb prootonitest ja neutronitest, on positiivselt laetud ja ta positiivne laeng on võrdne prootonite arvuga tuumas.

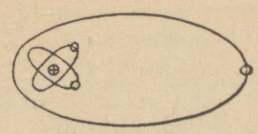
Elektron on 1800 korda kergem kui prooton. Elektronide massi väiksuse tõttu ei anna nad aatomi massile kuigi kaaluvat lisa; seega moodustavad aatomi massi tema tuuma prootonid ja neutronid. Järelikult aatomi kaal on võrdne tema tuuma prootonite ja neutronite kaalude summaga.

Aatomi tuum seob enda ümber elektrone võrdselt oma prootonite arvuga. Kui aatomi tuumas on üks prooton, siis tema laeng on +1 ja ta seob endaga ühe tiirleva elektroni nõnda, et aatom tervikuna on neutraalne osake. Kui aatomi tuum sisaldab näiteks seitseteist prootonit, siis on tema laeng +17 ja niisuguse tuuma ümber tiirleb 17 elektroni. Üldiselt, kui aatomi tuuma laeng on $+n$ (kus n on teatav täisarv), siis tema tuumas on n prootonit ja tuuma ümber tiirleb n elektroni.

Aatomi tuuma positiivne ehk plusslaeng on tasakaalustatud tema ümber tiirlevate elektronide negatiivse ehk miinuslaenguga. Niisiis: kõik aatomid on laenguvabad ehk neutraalsed osakesed.

Allpool toodud aatomimudelid on antud taani teadlase *Nils Bohr*'i poolt. Joonis 12 näitab element liitiumi aatomi ehitust. Ristiga on märgitud positiivne tuum laenguga +3. Kolm elektroni tiirleb tuuma ümber, igaüks eri orbiidil.

Elektronide orbiidid on pisut pikerguseks venitatud ringid — ellipsid. Teadlase *Kossel*'i järgi võib aatomi kesti suurema veata skemaatiliselt kujutada ringidena.



Joon. 12. Liitiumi aatomi mudel Bohr'i järgi.

Kergeimaks lihtaineks on vesinik. Tal on ka lihtsaima ehitusega aatom. Selle tuum sisaldab üheainsa prootoni, mille ümber tiirleb üksainus elektron (joon. 13).

Joonistame aatomi tuuma ringina, milles on märgitud selle tuuma prootonite arv, seega ka ta laeng.

Arvutame vesiniku aatomi massi:

ühe prootoni mass = 1 (relatiivne) ühik,

ühe elektroni mass = 0,00054 ($= \frac{1}{1850}$ relatiivset) ühikut.

Vesiniku aatom mass = 1,00054 (relatiivset) ühikut.



Joon. 13. Vesiniku aatomi skeem.



Joon. 14. Heeliumi aatomi skeem.



Joon. 15. Liitiumi aatomi skeem.

Jättes ära tuhandikud ja nendest väiksemad murdosad näeme, et vesiniku aatomi massiks on ümmarguselt 1,00 (relatiivne) ühik.

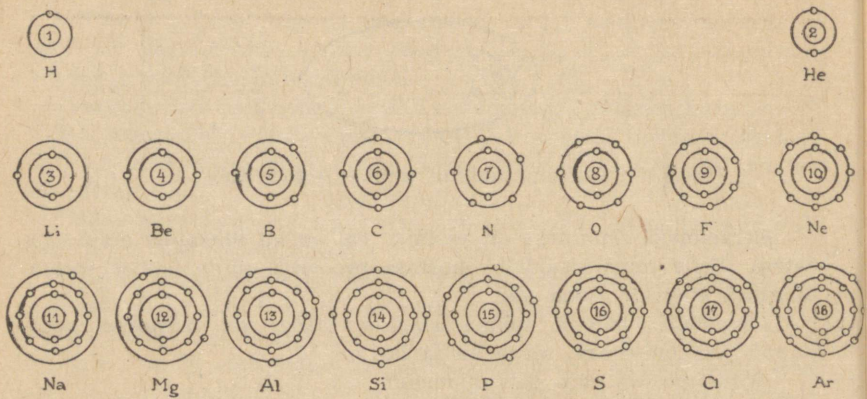
Järgmine kaalult raskem lihtaine on heelium (He). See on kerge gaas, mida leidub maa sisemuses ja vähesel määral ka õhus. Et ta ei põle, siis on ta plahvatuskindel ja seetõttu väga sobiv õhupallide täitmiseks.

Heeliumi aatomi tuum sisaldab kaks prootonit ja kaks neutronit. Tuuma ümber tiirleb kaks elektroni. Nõnda on heeliumi tuuma laeng +2, heeliumi aatomkaal aga 2 + 2 = 4. Elektrone nende üliväikese kaalu tõttu ei ole vaja arvestada (joon. 14).

Järgmine kaalult raskem lihtaine on leelismetall liitium (Li). Liitiumi aatomi tuumas on 3 prootonit ja 4 neutronit. Seega liitiumi

aatomkaal on 3 + 4 = 7 ja aatomi tuuma laeng +3. Tuuma ümber tiirleb selles aatomis 3 elektroni (joon. 15).

Teisi näiteid aatomi ehitusest vt. joon. 16.



Joon. 16. Aatomite ehituse skeemid.

4. Keemiline sümboolika.

Keemilises lühikirjas märgitakse iga element erilise märgiga; tavaliselt valitakse selleks märgiks elemendi ladinakeelse nimetuse esimene täht või selle nimetuse kaks tähte.

Näiteks on vesiniku keemiliseks märgiks H (esimene täht vesiniku ladinakeelsest nimetusest *Hydrogenium*) ja süsiniku märgiks C (esimene täht süsiniku ladinakeelsest nimetusest *Carboneum*). Kuld (*Aurum*) märgitakse sümboliga Au, vask (*Cuprum*) sümboliga Cu jne. Rahvusvaheliselt kehtiva tava kohaselt tähendab elemendi sümbol valemis esinedes elemendi aatomit ja ka selle elemendi aatomkaalu. Nõnda tähendab sümbol H ühte vesiniku aatomit või ka 1,008 kaaluühikut vesinikku; sümbol Au tähendab ühte aatomit kulda või ka 197,2 kaaluühikut kulda jne.

Tabel 1 annab tähtsamate elementide nimetused, keemilised märgid ja aatomkaalud.

Tabel 1.

Tähtsamate elementide nimetused, märgid ja aatomkaalud.

Element	Ladinakeelne nimetus	Keemiline märk	Aatom-kaal
Vesinik	Hydrogenium	H	1,008
Heelium	Helium	He	4,0
Liitium	Lithium	Li	6,9
Berüllium	Beryllium	Be	9,0
Boor	Boracium	B	10,8
Süsinik	Carboneum	C	12,0
Lämmastik	Nitrogenium	N	14,0
Hapnik	Oxygenium	O	16,0
Fluor	Fluor	F	19,0
Neoon	Neon	Ne	20,2
Naatrium	Natrium	Na	23,0
Magneesium	Magnesium	Mg	24,3
Alumiinium	Aluminium	Al	27,0
Räni ehk siliitsium	Silicium	Si	28,1
Fosfor	Phosphorus	P	31,0
Väävel	Sulfur	S	32,1
Kloor	Chlorum	Cl	35,5
Argon	Argon	Ar	39,9
Kaalium	Kalium	K	39,1
Kaltsium	Calcium	Ca	40,1
Kroom	Chromium	Cr	52,0
Mangaan	Manganum	Mn	54,9
Raud	Ferrum	Fe	55,9
Koobalt	Cobaltum	Co	58,9
Nikkel	Niccolum	Ni	58,7
Vask	Cuprum	Cu	63,6
Tsink	Zincum	Zn	65,4
Arseen	Arsenicum	As	74,9

Element	Ladinakeelne nimetus	Keemiline märk	Aatomkaal
Seleen	Selenium	Se	79,0
Broom	Bromum	Br	79,9
Strontsium	Strontium	Sr	87,6
Molübdeen	Molybdenium	Mo	96,0
Pallaadium	Palladium	Pd	106,7
Hõbe	Argentum	Ag	107,9
Kadmium	Cadmium	Cd	112,4
Tina	Stannum	Sn	118,7
Jood	Jodum	J	126,9
Tseesium	Caesium	Cs	132,9
Baarium	Barium	Ba	137,4
Volfram	Wolfram	W	183,9
Plaatina	Platinum	Pt	195,2
Seatina (plii)	Plumbum	Pb	207,2
Raadium	Radium	Ra	226,0
Uraan	Uranium	U	238,1

Teades ühendi keemilist koostist on kerge kirjutada ka ühendi keemilist sümbolit (valemit): me kirjutame ritta nende elementide märgid, millest ühend koosneb. Kui molekulis esineb mitu samasugust aatomit, siis kirjutame vastava elemendi keemilise märgi kõrvale alla tema aatomite arvu molekulis. Näiteks:

Süsihappegaasi molekul koosneb ühest süsiniku- ja kahest hapnikuaatomist; seega tema keemiline valem on CO_2.

Vee molekul sisaldab kaks aatomit vesinikku ja ühe aatomi hapnikku; seega tema keemiline valem on H_2O.

Lubjakivi molekul sisaldab ühe aatomi kaltsiumi, ühe aatomi süsinikku ja kolm aatomit hapnikku; seega tema keemiline valem on $CaCO_3$.

Väävelraua molekulis on kumbagi elementi üks aatom; seega tema keemiline valem on FeS.

Kirjutades valemit CO_2 tähistame ka süsihappe molekuli kaalu:

üks aatom süsinikku kaalub ümmarguselt	12 ühikut
kaks aatomit hapnikku kaalub ümmarguselt 16×2 ehk	32 „
Seega kaalub CO_2 molekul	44 ühikut.

Vee molekulis H_2O on üks aatom hapnikku kaaluga	16 ühikut
ja kaks aatomit vesinikku kaaluga 1×2 ehk	2 „
Seega vee molekul kaalub	18 ühikut.

Üldiselt: ühendi molekulkaal on võrdne molekuli moodustavate aatomite aatomkaalude summaga.

Keemiliste reaktsioonide kujutamiseks kirjutatakse tavaliselt vasakule lähteainete keemilised valemid, ühendatud pluss- (+) märkidega, ja paremale reaktsiooniproduktide keemilised valemid, ühendatud omavahel plussmärkidega. Mõlemad pooled ühendatakse kas võrdsusmärgiga või nooltega: ühepoolselt kulgeva reaktsiooni puhul ühesuunalise noolega, pöörduva reaktsiooni puhul kahe isesuunalise noolega.

Et aine aatomid ei või kaduda, peavad ühesuguste aatomite arvud mõlemal poolel võrdsed olema. Selleks valitakse sobivad arvulised tegurid, mis paigutatakse vastavate ühendite valemite ette.

Keemilise reaktsiooni niisugust kujundit nimetatakse keemiliseks võrrandiks. Toome mõningad näited.

1) Fosfor põleb õhus ja tekib fosforhapend:

$$4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5.$$

2) Tsink lahustub soolhappes ning tekivad soolhapu tsink ja vesinik:

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

Veendume lugemise teel, et mõlemal pool on ühesuguste aatomite arvud võrdsed.

5. Mendelejevi tabel.

Kõik moodunud sajandi keskpaiku tuntud keemilised elemendid järjestati 1868. aastal vene keemiku Mendelejevi poolt kasvava aatomkaalu järjekorras ja paigutati ülevaatlikku tabelisse. Tabel kannab Mendelejevi tabeli nime. Seda tabelit on pärastpoole täiendatud vahepeal avastatud elementidega ja ta on saanud võimsaks toeks ning suunanäitajaks keemilisele uurimistööle; ühtaegu on ta väärtuslikuks vahendiks keemia õppimisel.

Mendelejevi tabelis selle praegusel kujul on seitse rõhtrühma ja kaheksa püstrühma. Rõhtrühmad I, II, III ja VII on ühekordsed, rõhtrühmad IV, V ja VI kahekordsed. Märgime, et Mendelejevi tabelis esinevaid rõhtrühmi nimetatakse tavaliselt „perioodideks" ja kogu tabelit „perioodiliseks".

Igas püstrühmas on kaks allrühma.

Elemendid on nummerdatud: iga elemendi järjekorranumber on võrdne prootonite arvuga tema aatomi tuumas. Iga elemendi aatomkaal on võrdne prootonite arvu ja neutronite arvu summaga tema aatomi tuumas.

Igas püstrühmas seisvate elementide aatomid omavad tavaliselt võrdset arvu väliskestas liikuvaid elektrone. See arv vastab püstrühma numbrile; näiteks 4. püstrühma elementide aatomite väliskestas tiirleb 4 elektroni. On elemente, millede aatomi väliskestas tiirleb vähem elektrone, kui vastab püstrühma numbrile. Siin on eelviimases kestas ebapüsivalt seotud elektrone, mis võivad aatomist lahkuda. Kõikide ebapüsivalt (labiilselt) seotud elektronide arv aatomis on võrdne tulba (püstrea) numbriga.

vesiniku aatomit — on kolmeväärsed ehk kolmevalentsed.

Kokkuvõttes on elemendi valents arv, mis näitab, mitu vesiniku aatomit võib siduda uuritava elemendi aatom.

Vesinikuga mitteühinevate ainete puhul on valents arv, mis näitab, mitu vesiniku aatomit on asendatavad uuritava elemendi ühe aatomiga.

Hapnikuga ühinevate ainete puhul on elemendi valents võrdne kahekordistatud arvuga, mis näitab, mitu hapniku aatomit seob uuritava elemendi üks aatom antud ühendis.

Seni on teada järgmise nelja tüübi püsivad ühendid vesinikuga.

Tabel 3.

Vesinikuühendite tüübid.

Tüüp	Näide	Elemendi valents	Üldvalem
Kloorvesiniku tüüp	HCl	1	HR
Vee tüüp	H_2O	2	H_2R
Ammoniaagi tüüp	H_3N	3	H_3R
Metaani tüüp	H_4C	4	H_4R

Hapnikuühendeid on seni tuntud kaheksa tüüpi (tabel 4).

Seni pole avastatud elemente suurema valentsiga kui 8. On aga tuntud nn. inertsete gaaside rühm; nad ei ühine ühegi teise elemendiga, seetõttu loetakse nende valents nulliks (0).

Näide 1. Lahustudes soolhappes tõrjub tsink sealt vesiniku välja. Keemiline uurimine näitab, et see toimub võrrandi järgi

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

Tabel 4.

Hapnikuühendite tüübid.

Tüüpilised näited	Elemendi valents	Üldvalem
K_2O Na_2O Ag_2O Cu_2O	$1 \times 2 : 2 = 1$	R_2O
CaO MgO HgO ZnO	$1 \times 2 : 1 = 2$	RO
Al_2O_3 B_2O_3	$3 \times 2 : 2 = 3$	R_2O_3
CO_2 SnO_2 RtO_2	$2 \times 2 : 1 = 4$	RO_2
N_2O_5 P_2O_5	$5 \times 2 : 2 = 5$	R_2O_5
SO_3 CrO_3	$3 \times 2 : 1 = 6$	RO_3
Cl_2O_7 Mn_2O_7	$7 \times 2 : 2 = 7$	R_2O_7
OsO_4	$4 \times 2 : 1 = 8$	RO_4

Seega on tsink kahe vesinikuaatomiga samaväärne, s. t. tsink on kahevalentne ehk kaheväärne.

N ä i d e 2. Alumiiniumi lahustumisel, nagu katsed ja arvestused näitavad, on reaktsiooni võrrand järgmine:

$$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2 \uparrow .$$

Seega on alumiiniumi aatom, mis asendas kolme vesinikuaatomit, kolmevalentne ehk kolmeväärne.

N ä i d e 3. Keemiline uurimine näitab, et alumiiniumhapend koosneb molekulidest valemiga Al_2O_3. Kolmel hapnikuaatomil on kokku $2 \times 3 = 6$ sidumisvõimet ehk valentsi; need on rakendatud kahele alumiiniumiaatomile, kummalegi $6 : 2 = 3$ keemilist sidet. Alumiiniumiaatomid on seega kolmevalentsed. Teisiti arvestatult: igale alumiiniumiaatomile vastab $\frac{3}{2}$ hapnikuaatomit. Alumiiniumi valents on seega $\frac{3}{2} \times 2 = 3$.

Keemilist sidet kahe ühevalentse aatomi vahel märgitakse keemilises kirjas ühe kriipsuga. Näiteks keedusoola keemiline valem on NaCl; tähistades aga sidet Na ja Cl aatomi vahel ühe kriipsuga saame keedusoola valemit kirjutada kujul

Na—Cl. Analoogiliselt kirjutame vee valemi H—O—H. Niisuguseid valemeid, kus on näidatud aatomite sidumisviis, nimetatakse *struktuurvalemiteks*.

Kui element on kahevalentne, siis esineb tema keemiline märk struktuurvalemis kahe sidekriipsuga; kui element on kolmevalentne, siis kolme kriipsuga jne.

—Zn— ehk Zn< —Al— ehk Al

Toome näiteks mõningate lihtsate ühendite struktuurvalemid:

Cl—Zn—Cl ehk Zn(Cl)(Cl) ja Cl—Al(Cl)—Cl ehk Al(Cl)(Cl)(Cl)

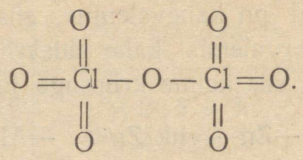
On elemente, mis ilmutavad muutlikku valentsi. Nii esineb vask ühendeis hapnikuga kas ühe- või kahevalentsena: vase punase hapendi molekuli koostis on Cu_2O, musta hapendi molekuli koostis aga on CuO.

Et hapnik on kahevalentne, on ilmne, et molekulis Cu_2O hapnik seob kummagi valentsiga ühe vaseaatomi: Cu—O—Cu ja vask on siin ühevalentne; molekulis CuO on mõlemad hapniku keemilised sidemed rakendatud ühele vaseaatomile: Cu=O; seega on vask siin kahevalentne.

Mõnedel elementidel on erinev valents vesiniku ja hapniku suhtes. Ühendeis vesinikuga on kloor ühevalentne (HCl ehk H—Cl); oma mitmesuguseis ühendeis hapnikuga ilmutab aga kloor mitut erinevat valentsi. On kindlaks tehtud, et kloori teataval ühendil hapnikuga on näiteks molekul, mille koostis on Cl_2O_7. Siin on hapniku seitsme aatomi koguvalents $2 \times 7 = 14$; kummalegi klooriaatomile on rakendatud $14 : 2 = 7$ valentsi ja kloor on siin seitsmevalentne. Teisiti arvestatult: ühendis Cl_2O_7 esineb ühe klooriaatomi kohta

$\frac{7}{2}$ hapnikuaatomit; seega on kloori valents antud ühendis $\frac{7}{2} \times 2 = 7$.

Struktuurselt:

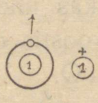


Üldiselt aga on elementide ühendeis esinev suurim valents s e i t s e.

Siiski on tuntud üksikuid ühendeid, kus teatavad elemendid esinevad kaheksavalentsetena, nagu näiteks OsO_4 (osmiumtetraoksüüd).

Elementide valentsi seletab tänapäeva teadus aatomi ehituse põhjal.

Ühendite tekkimisel võivad aatomite väliskestas tiirlevad elektronid siirduda nendega ühendusse astuva aatomi väliskestasse.



Joon. 17. Vesinikuaatomi ja vesiniku-iooni skeem.

Aatom ühe elektroniga väliskestas loovutab ühinemisel teisega ühe elektroni. Aatomis jääb üks positiivne laeng neutraliseerimata. Niisugust positiivselt laetud aatomjääki nimetatakse p o s i t i i v s e k s i o o n i k s (vt. joon. 17).

E l e m e n t, mis loovutab ü h e e l e k t r o n i, o n p o s i t i i v s e l t ü h e v a l e n t n e.

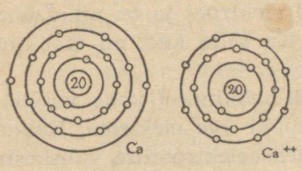
Aatom kahe elektroniga väliskestas loovutab ühinemisel teisega kaks elektroni; tekkiv aatomjääk on kahevalentne positiivne ioon (joon. 18).

E l e m e n t, m i s l o o v u t a b k a k s e l e k t r o n i, o n p o s i t i i v s e l t k a h e v a l e n t n e.

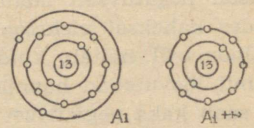
Aatom kolme elektroniga väliskestas loovutab ühinemisel teisega kolm elektroni; tekkiv aatomjääk on kolmevalentne positiivne ioon (joon. 19).

Element, mis loovutab kolm elektroni, on positiivselt kolmevalentne.

Üldiselt: aatomid, millest mõni elektron on lahkunud, olelevad edasi positiivsete ioonidena. Iooni positiivne valents võrdub lahkunud elektronide arvuga.



Joon. 18. Kahevalentse elemendi kaltsiumi aatomi ja kaltsiumi iooni skeem.



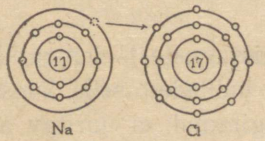
Joon. 19. Kolmevalentse elemendi alumiiniumi aatomi ja alumiiniumi iooni skeem.

Aatomid, millede väliskestas on 1, 2 või 3 elektroni, võivad elektrone ainult loovutada; juurde nad neid ei võta.

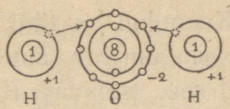
On aatomi väliskestas 4 või rohkem elektroni, võib aatom neid nii loovutada kui ka juurde võtta.

Väliskestas võib tiirelda ülimalt kaheksa elektroni. Kaheksa elektroniga kest on täielik ja püsiv (stabiilne); sealt ei lahku ega tule sinna juurde elektrone.

Aatom, mis võtab elektrone juurde, muutub negatiivseks iooniks. Iooni negatiivne valents on võrdne juurdevõetud elektronide arvuga.



Joon. 20. Elektroni siirdumine naatriumi aatomilt kloori aatomile kloornaatriumi molekuli tekkimisel.



Joon. 21. Vee molekuli tekkimise skeem.

Ühendi molekulide tekkimisel aatom, mille väliskestas on vähem elektrone kui teisel, loovutab neid, paljastades sisemise stabiilse kesta; aatom suurema elektronide arvuga väliskestas võtab elektrone juurde, kuni tekib stabiilne kaheksa elektroniga kest.

Keedusoola tekkimisel hüppab naatriumi aatomi väliskesta ainuke elektron üle kloori aatomi väliskestasse (joon. 20). Naatriumi jäägil on nüüd üks positiivne laeng tasakaalustamata. Seesugune naatriumi aatomjääk on naatriumi ühevalentne positiivne ioon. Selle uus väliskest oma kaheksa elektroniga on stabiilne. Kloori aatom saab oma väliskesta naatriumilt üleläinud elektroni ja on nüüd ühekordselt negatiivselt laetud kloori-ioon. Ka selle kest on stabiilne, omades kaheksat elektroni.

Joonis 21 näitab, kuidas vee molekuli tekkimisel kaks vesiniku aatomit loovutavad hapniku aatomile kumbki ühe elektroni. Hapnik aga saab kaks negatiivset laengut ja kaheksaelektronilise väliskesta; kummastki vesiniku aatomist jääb järele positiivne prooton.

Üldiselt tähendab elemendi valents elektronide arvu, mis tema aatomid loovutavad või juurde võtavad, moodustades ühendi molekuli. Kui elemendi aatomid elektrone loovutavad, siis on ta valents positiivne. Võtavad aga aatomid elektrone juurde, siis on elemendi valents negatiivne.

Elektronide loovutamisel ja juurdevõtmisel tekivad keemilised sidemed. Igale elektroni üleminekule ühelt aatomilt teisele vastab üks keemiline side.

7. Aine kvalitatiivne ja kvantitatiivne ehitus. Analüüs ja süntees. Empiirilise valemi tuletamine kaalulise koostise järgi. Molekulaarsed valemid ja keemilised võrrandid.

Keemikul on tihti vajalik teada, missugustest elementidest koosneb uuritav aine ja missugustes hulkades selle koostisosad seal esinevad. Kui keemik on selgitanud, et uuritav aine sisaldab näiteks vesinikku, hapnikku ja väävlit, siis see tähendab, et antud aine iga molekul koosneb vesiniku, hapniku ja väävli aatomitest. Teada aine koostisosi tähendab teada, missugustest elementidest ta koosneb, ehk teada aine kvalitatiivset ehitust. Kui aga keemik selgitab, mitu iga liiki aatomit leidub uuritava aine igas molekulis, siis öeldakse, et on kindlaks tehtud ka aine kvantitatiivne ehitus. On aga võimalik veel kaugemale minna

ja kindlaks teha, k u i d a s aatomid on molekulis ruumiliselt üksteise suhtes asetatud. See annab teadlastele pildi a i n e r u u m i l i s e s t s t r u k t u u r i s t (ehitusest).

K a t s e 1. Kolm keeduklaasi nummerdatakse ja täidetakse vastavalt:

1. — väävelhappe vasesoola lahusega,
2. — soolhappe vasesoola lahusega,
3. — lämmastikhappe vasesoola lahusega.

Igasse lahusesse paigutatakse liivapaberiga siledaks ja puhtaks hõõrutud raua- või tsingilestake või traaditükk. Pärast lühiajalist seismist leiame, et tsingi või raua pinnal eraldus metalse vase roosa kiht. See katse näitab, et kõik uuritavad lahused sisaldasid elementi vaske, mida oli võimalik sealt eraldada metalse vasena (lihtainena). Vaske mittesisaldavate ainete lahustes seda nähtust ei esine.

Keemikul pole aga vajalik iga kord eraldada uuritavast ainest selle koostist moodustavaid elemente lihtainetena.

K a t s e 2. Kolm katseklaasi nummerdatakse ja täidetakse:

1. — väävelhappe vasesoola ehk vasevitrioli ($CuSO_4$) lahusega,
2. — soolhappe vasesoola ($CuCl_2$) lahusega,
3. — lämmastikhappe vasesoola [$Cu(NO_3)_2$] lahusega.

Igasse katseklaasi manustatakse väikeste annustena ammoniaagi (NH_3) lahust. Algul tekib rohekas-sinine valkjas sade, mis lahustub hiljem ammoniaagi liias, ja lahus muutub tugevasti siniseks.

Korrates katset vaseühendeid mittesisaldavate lahustega ilmneb, et ammoniaagilahuse manustamine ei kutsu esile sinist värvust. Järelikult on kirjeldatud reaktsioon tüüpiline ainult vaseühendeile. Ammoniaagi abil võib vaseühendit ära tunda.

K a t s e 3. Nelja nummerdatud katseklaasi valame järjestikku soolhapu raua lahust, rauavitrioli lahust, lämmastikhapu raua lahust ja Mohr'i soola lahust. Lisame igasse katseklaasi mõne tilga lämmastikhapet ja keedame paar minutit. Nüüd tilgutame igasse katseklaasi ammooniumrodaniidi lahust. Osutub, et vedelik igas katseklaasis muutub punaseks.

Kordame sama katset mitmesuguste teiste lahustega, mis ei sisalda rauda, näiteks keedusoola-, sooda-, potasejne. lahusega. Kusagil ei ilmu ammooniumrodaniidi manustusel punast värvust.

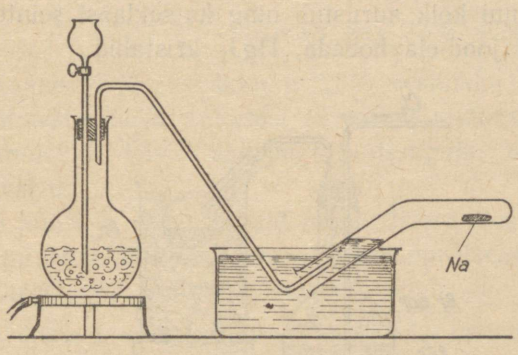
Selle katse alusel järeldame, et punase värvuse tekkimine on kõikide rauda sisaldavate ühendite tüüpiline toime ammooniumrodaniidisse. Teiste sõnadega, see on t ü ü p i l i n e r a u a r e a k t s i o o n, mille abil element raud avastatakse ühendeis. Iga aine, mis sisaldab rauda, ilmutab seda reaktsiooni. Kasutades niisuguseid elementidele ja nende rühmadele iseloomulikke reaktsioone selgitatakse aine kvalitatiivne koostis. A i n e k v a l i t a t i i v s e k o o s t i s e m ä ä r a m i s t n i m e t a t a k s e k v a l i t a t i i v s e k s a n a l ü ü s i k s.

Kui uuritava aine kvalitatiivne koostis on juba teada, võib kindlaks teha, kui palju igast elemendist selles aines leidub. Edasi selgub arvutuste teel, mitu iga leitud liiki aatomit on antud aine molekulis. A i n e k v a n t i t a t i i v s e k o o s t i s e m ä ä r a m i s t n i m e t a t a k s e k v a n t i t a t i i v s e k s a n a l ü ü s i k s.

K a t s e. Kõik järgnevad toimingud tehtagu tõmbekapis. Kui mõjustada vaselaaste lahjendatud lämmastikhappega, moodustuvad lämmastikhapendid. Algul täitub kolb pruuni lämmatava gaasiga, siis aga eraldub värvusetu gaas — lämmastikhapend.

Et uurida viimase kvantitatiivset koostist, talitatakse järgmiselt. Painutatud, tugevast klaasist torukesse kogutakse uuritav gaas üle elavhõbeda. Torukesse paigutatakse väike tükk metalset naatriumi ja soojendatakse naatriumi kohta torus; naatrium ühineb lämmastikhapendi hapnikuga, kusjuures naatriumi

pinnale tekib tahke naatriumhapendi kiht. Toru mahtu täidab nüüd vaba lämmastik. Kui gaas jahtub, tungib elavhõbe torukesse ja täidab selle pooleni. Sellest on võimalik välja arvutada, et uuritav lämmastikhapendi molekul koosneb ühest lämmastiku ja ühest hapniku aatomist; tema keemiline valem on NO. Katse korraldamist kujutab joonis 22.



Joon. 22. Lämmastikhapendi analüüs.

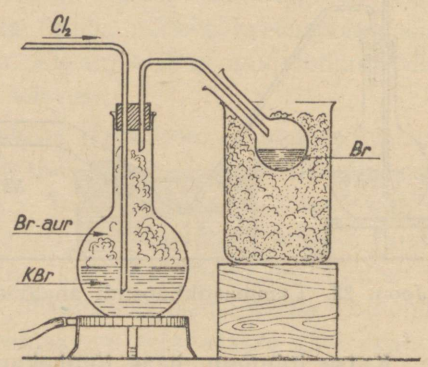
K a t s e. Katse toimugu heas tõmbekapis. Destilleeritud vees, mis asub kolvis, lahustatakse teatav hulk broomkaaliumi (KBr). Kolbi juhitakse kloorgaasi vool ja soojendatakse. Kloor tõrjub broomkaaliumist broomi välja. Broomi pruunid aurud juhitakse klaastoru abil hästi jahutavasse (vee ja tambitud jää või lume segu) vastuvõtjasse, kus broomi aur veeldub raskeks ruugeks vedelikuks. Kaaludes vastuvõtjat enne tühjalt ja siis broomiga, leiame eraldunud broomi kaalu. Lahutades lahustatud broomkaaliumi kaalust leitud broomi kaalu, saame teada ka kaaliumi kaalu. Katse korraldamist kujutab joonis 23.

Nii ongi uuritava ühendi kvantitatiivne koostis leitud. Peale otseste menetluste liitaine koostisosade kaaluliseks määramiseks on veel hulk kaudseid menetlusi.

On aineid, mida võib valmistada või mis võivad ise tekkida vastavate lihtainete otsesel ühinemisel.

K a t s e. Põletame asbestlehel vähest hulka metalse magneesiumi pulbrit. Tekib valge pulber, mis on magneesiumi ja hapniku ühend — magneesiumhapend.

K a t s e. Kuiva katseklaasi paigutame tilgakese elavhõbedat, manustame mõne joodikristallikese ja kuumutame, kuni kõik aurustub ning katseklaasi seintele tekivad punased jood-elavhõbeda, HgJ_2 kristallid.



Joon. 23. Broomkaaliumi analüüs.

K u n s t l i k u l t e s i l e k u t s u t u d j a k a l o o d u s e s v a b a l t k u l g e v a t o t s e s t a i n e ü h i n e m i s t l i i t a i n e k s n i m e t a t a k s e k e e m i l i s e k s s ü n t e e s i k s.

Tihti aga pole liitaine valmistamine lihtsalt koostisosade ühinemise teel võimalik. Siis leiutatakse kaudseid menetlusi, kus rea vahereaktsioonide abil saadakse lõpuks soovitav liitaine. K a k a u d s e d m e n e t l u s e d l i i t a i n e v a l m i s t a m i s e k s o n k e e m i l i s e d s ü n t e e s i d.

Paljude ainete sünteesimise meetodi leiutamine on väga raske ja nõuab keemikult häid teadmisi, suurt laboratoorset ja tehnilist oskust, leidlikkust ning palju tööd ja vaeva.

Kvantitatiivse analüüsi andmed esitavad tavaliselt uuritava liitaine koostist grammides või protsentides.

Näide. 20 g soogaasi, metaani, sisaldab 15 g süsinikku ja 5 g vesinikku. Protsentides annab see:

20 g moodustab 100%

1 „ „ $\frac{100}{20}$ %

15 „ „ $\frac{100 \cdot 15}{20} = 5 \cdot 15$ ehk 75% süsinikku.

Nii on metaanis 75% süsinikku ja 25% vesinikku. Edasi aga küsime, mitmest süsinikuaatomist ja vesinikuaatomist koosneb soogaasi molekul, teiste sõnadega, missugune on metaani keemiline valem.

Metaan koosneb ühesugustest molekulidest. Seepärast peab igas metaani molekulis sisalduma 75 kaaluprotsenti süsinikku ja 25 kaaluprotsenti vesinikku. See tähendab, et

75 kaaluühikut süsinikku liitub 25 kaaluühiku vesinikuga

1 kaaluühik „ „ $\frac{25}{75}$ „ „

Üks aatom ehk

12 kaaluühikut „ „ $\frac{25}{75} \cdot 12 = 4$ „ „

4 kaaluühikut vesinikku aga vastab neljale vesinikuaatomile, mis kaaluvad igaüks ühe relatiivse ühiku. Aatomite arvude suhe metaanis peab olema 1 : 4; seega aatomite arv molekulis võib olla kas 1 ja 4 või 2 ja 8 või 3 ja 12 jne. Lihtsaim võimalus on muidugi, et molekulis oleks neid 1 ja 4 ning metaani keemiline valem oleks CH_4. Katseliselt leitud ühendi lihtsaimat keemilist valemit nimetatakse selle ühendi empiiriliseks valemiks. Molekulkaalu määramise abil võib otsustada, kas see on ka tegelikult kehtiv valem või on õige mõni teine, suurema aatomite arvuga molekulis, kuid sama aatomite arvu suhtega.

Näide. Vee lagundamisel elektrivooluga leiame, et tekib üks ruumala hapnikku ja 2 samasugust ruumala vesinikku. Ruumalade suhe on 1 : 2. Üks liiter hapnikku kaalub 0° C ja

1 at puhul 1,43 g, kaks liitrit vesinikku samadel tingimustel kaaluvad $0{,}09 \times 2 = 0{,}18$ g. See tähendab, et vees

1,43 g hapnikku on liitunud 0,18 g vesinikuga ja

16 g „ „ „ $\frac{0{,}18}{1{,}43} \cdot 16$ g $= \frac{16}{8}$ g $= 2$ g vesinikuga.

Et hapniku aatomkaal on 16 ja vesiniku oma 1, siis iseloomustab molekuli lihtsaimat koostist empiiriline valem H_2O.

Näide. Analüüsi andmeil on väävelhappe vasesoola protsentuaalne koostis 40% vaske, 20% väävlit ja 40% hapnikku. Nende elementide aatomkaalud on aga vastavalt ümmarguselt 64, 32 ja 16.

40 kaaluühikut vaske liitub 20 kaaluühiku väävliga

64 „ „ „ $\frac{20}{40} \cdot 64 = 32$ kaaluühiku väävliga.

Seega on uuritava aine molekulis 1 vaseaatom liitunud 1 väävliaatomiga.

40 kaaluühikut vaske liitub ka veel 40 kaaluühiku hapnikuga

64 „ „ „ „ „ $\frac{40}{40} \cdot 64 = 64$ kaaluühiku hapnikuga.

Seega vastab 1 vaseaatomile $64 : 16 = 4$ hapnikuaatomit. Väävelhappe vasesoola empiiriline keemiline valem on vastavalt eeltoodud arvutusele $CuSO_4$.

8. Molekulaarvalemid ja keemilised võrrandid. Gramm-aatom ja gramm-molekul. Gramm-molekulaarne maht. Arvutamine valemite ja võrrandite järgi.

Kasutades keemilist keelt peame meeles, et elemendi keemiline märk tähistab alati ühte aatomit ja seega tema aatomkaalu relatiivsetes ühikutes (ühik $= \frac{1}{16}$ hapnikuaatomi kaalust).

Märk Cu tähendab 63,6 rel. kaaluühikut vaske.
„ Na „ 23,0 „ „ naatriumi.
„ P „ 31,0 „ „ fosforit.

Molekul koosneb mitmest aatomist, seega tähistame liitaine molekulide valemit kirjutades ühtlasi vastavat molekulkaalu.

Kirjutades Na_2CO_3 tähistame $2 \times 23 + 1 \times 12 + 3 \times 16 =$ $= 106$ relatiivset kaaluühikut soodat, sest

naatriumi aatomkaal on 23; Na_2 tähendab $2 \times 23 = 46$ rel. kaaluühikut Na
süsiniku „ „ 12; C „ $1 \times 12 = 12$ rel. kaaluühikut C
hapniku „ „ 16; O_3 „ $3 \times 16 = 48$ rel. kaaluühikut O

Kokku tähendab valem Na_2CO_3 106 relatiivset kaaluühikut soodat

Kirjutades $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ tähistame $63,6 + 32,1 + 4 \times 16 +$ $+ 5 \times 18 = 249,7$ relatiivset kaaluühikut vasevitrioli, sest

vase aatomkaal on 63,6, seega Cu tähendab 63,6 relatiivset kaaluühikut vaske
väävli „ „ 32,1, „ S „ 32,1 „ „ väävlit
hapniku „ „ 16, „ O_4 „ $4 \times 16 = 64$ „ „ hapnikku
vesiniku „ „ 1, „ $5H_2$ „ $5 \times 2 \times 1 = 10$ „ vesinikku
hapniku „ „ 16, „ 5O „ $5 \times 16 = 80$ „ hapnikku

Kokku tähendas valem $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ 249,7 relatiivset kaaluühikut vasevitrooli

Keemiline võrrand ei ütle mitte ainult seda, *missugused* ained reageerivad ja tekivad, vaid ka, *missugustes kogustes* nad reageerivad ja tekivad. Kirjutades vasakule reaktsiooni lähteainete valemid ja paremale reaktsiooni saaduste omad, saame keemilise reaktsiooni võrrandi:

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2.$$

Seda loeme järgmiselt: kahe molekuli bertolee soola lagunemisel tekib 2 molekuli kloorkaaliumi ja 3 molekuli hapnikku ehk $2(39,1 + 35,5 + 3 \times 16) = 245,2$ relatiivset ühikut bertolee soola lagunemisel saame $2(39,1 + 35,5) = 149,2$ relatiivset

ühikut kloorkaaliumi ja $3(2 \times 16) = 96$ relatiivset kaaluühikut hapnikku. Lühendatud kujul

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$$
$$245{,}2 = 149{,}2 + 96.$$

Siit on näha, et aine üldkogus enne ja pärast reaktsiooni on sama (aine jäävuse seadus).

Suhted keemilistes valemites ja võrrandites ei muutu, kui relatiivsete ühikute asemel kasutame kaaluühikuna grammi. Hapnikuaatomi kaal on 0,000 000 000 000 000 000 000 02656 g, hapniku aatomkaal relatiivsetes ühikutes on aga 16. Seega 0, 000 000 000 000 000 000 000 02656 g = 16 relatiivset ühikut.

$$1 \text{ g} = \frac{16}{2656 \cdot 10^{-26}} = \frac{16 \cdot 10^{26}}{2656} \text{ relatiivset ühikut.}$$

Arvutades relatiivsete ühikute asemel grammidega, me tegelikult ainult korrutame igal pool sama püsiva arvuga. Vahekorrad seega ei muutu, kuid arvutamisel tegeleme praktiliselt rakendatavate ühikutega. Niipalju grammi ainet, kuipalju ühikuid on selle aine aatomkaalus, nimetatakse gramm-aatomiks.

Näiteks: gramm-aatom lämmastikku on 14 g, sest lämmastiku aatomkaal on 14. Gramm-aatom joodi on 127 g, sest joodi aatomkaal on 127.

Analoogiliselt nimetatakse gramm-molekuliks ehk mooliks niipalju antud aine grammi, kuipalju ühikuid on selle ühendi molekulkaalus. Arvutamine gramm-molekulides ja gramm-aatomites on lihtne ning väga kasulik laboratooriumis ja tööstuses. Arvutame mõningaid näiteid.

Vesinik ühineb kõrgemal temperatuuril ahnelt mitte ainult vaba hapnikuga, vaid võtab hapniku ära paljudelt metall-

hapenditelt, vabastades metalli. Nii vabastab vesinik mustast vaskhapendist vase:

$$\underset{79{,}6}{CuO} + \underset{2}{H_2} \rightarrow \underset{63{,}6}{Cu} + \underset{18}{H_2O}$$

Alla kirjutame vastavad grammides väljendatud molekulkaalud. Loeme: 79,6 g vaskhapendit, reageerides kahe grammi vesinikuga, annab 63,6 g vaske ja 18 g vett.

Olgu meil vajalik teada, kui palju puhast vaske saame 2 g vaskhapendist. Kirjutame otsitava vaskhapendi koguse, tähistades teda x-ga, ja antud vaskhapendi koguse vastavate keemiliste märkide kohale üles.

$$\overset{2}{\underset{79{,}6}{CuO}} + \underset{2}{H_2} \rightarrow \overset{x}{\underset{63{,}6}{Cu}} + \underset{18}{H_2O}$$

Arvutame: 79,6 g CuO annab 63,6 g Cu

1 „ CuO „ $\frac{63{,}6}{79{,}6}$ g Cu

2 „ CuO „ $\frac{63{,}6 \cdot 2}{79{,}6}$ g Cu $= 1{,}6$ g $= x$.

Üldreegel: keemiliste võrrandite kasutamisel arvutamiseks kirjutame igas võrrandis esineva keemilise valemi alla vastava molekulkaalu grammides, üles aga antud aine koguse grammides ja otsitava aine märgi kohale x-i. Siis on iga valemi kohal ülal ja all esinevate arvude suhted võrdsed.

Näide. Arvutada, kui palju süsihappegaasi saame, põletades 25 kg koksi.

$$\overset{25\,000}{\underset{12}{C}} + \underset{32}{O_2} \rightarrow \overset{x}{\underset{44}{CO_2}}$$

Siit: $25\,000 : 12 = x : 44$ ehk $x = \frac{25000 \cdot 11}{3} = \frac{275}{3}$ kg $=$

$= 91{,}7$ kg CO_2 ehk 91 700 g CO_2.

Et 1 liiter süsihappegaasi kaalub keskmistel temperatuuridel ümmarguselt 2 g, siis moodustab leitud CO_2 kogus $\frac{91{,}7}{2} \times 1000$ liitrit = ümmarguselt 45 850 liitrit CO_2-gaasi.

Püriidi põletamisel tekivad väävlishapend ja raudhapend, mille koostis vastab magnetrauakivi koostisele. Kui palju SO_2 annab 10 kg püriiti?

$$\begin{array}{ccccc} 10\,000 & & x & & \\ 3FeS_2 & + & 8O_2 & \rightarrow & 6SO_2 + Fe_3O_4 \\ 3 \times 120 & & 8 \times 32 & & 6 \times 64 \qquad 232 \end{array}$$

$10\,000 : 360 = x : 6 \times 64$ ehk $x = \frac{10\,000 \cdot 16}{15} = \frac{160000}{15} = 10{,}666$ kg.

Et liiter SO_2 kaalub umbes 2,85 g, siis moodustab tekkinud gaas ümmarguselt $\frac{10666\text{ g}}{3} = 3555$ liitrit.

Märgime, et tööstuslikkude arvutuste puhul võib kasutada analoogiliselt gramm-aatomi mõistele ka kilogramm-aatomit ja gramm-molekuli ehk mooli asemel kilogramm-molekuli ehk kilomooli.

Uuritava aine gramm-molekuli ehk mooli mahu leiame, kui jagame selle moolkaalu sama aine tihedusega: $\frac{M}{d}$ = moolmaht.

Huvitav olukord ilmneb siis, kui võrdleme näiteks lämmastiku, N_2, ja süsihappegaasi, CO_2, moolkaalusid, oletades, et üks mool lämmastikku sisaldab n_1 molekuli, igaüks kaaluga m_1 g, ja üks mool süsihappegaasi n_2 molekuli, igaüks kaaluga m_2 g. Siis võime kirjutada:

1 mool lämmastikku on $14 \times 2 = 28$ g $= n_1 m_1$ g,
1 mool süsihappegaasi on $12 + (2 \times 16) = 44$ g $= n_2 m_2$ g.

Jagades esimese võrduse teisega saame:

$$\frac{28}{44} = \frac{n_1 m_1}{n_2 m_2} \text{ ehk } \frac{28}{44} = \frac{n_1}{n_2} \cdot \frac{m_1}{m_2}.$$

Kuid molekulide kaalude suhe on võrdne molekulkaalude suhtega:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{28}{44}; \quad \text{seega} \quad \frac{28}{44} = \frac{n_1}{n_2} \cdot \frac{28}{44},$$

ja koondades saame:

$$1 = \frac{n_1}{n_2} \text{ ehk } n_1 = n_2.$$

Et ained valisime suvaliselt, siis on ülaltuletatud tähtis järeldus kehtiv iga ainete paari suhtes, s. t. kõikide ainete puhul. Seda võib sõnastada järgmiselt: kõikide ainete gramm-molekulid ehk moolid sisaldavad võrdse arvu molekule.

Itaalia füüsik *Avogadro* avastas 1811. a. järgmise seaduse: samal rõhul ja temperatuuril sisaldavad kõikide gaaside võrdsed ruumalad võrdse arvu molekule.

Et kõikide gaaside moolid sisaldavad võrdse arvu molekule, peavad Avogadro seaduse kohaselt nende ruumalad olema võrdsed. Määrates mõningate gaaside ühe mooli ruumala temperatuuril 0° C ja rõhul 1 at, leiti, et see on 22,4 liitrit. Tingimusi „temperatuur 0° C ja rõhk 1 at" nimetatakse normaaltingimusteks.

Üldiselt: iga gaasi ühe mooli ruumala (maht) temperatuuril 0° C ja rõhul 1 atmosfäär on 22,4 liitrit.

Ex Libris ... Tar...

Mooli ruumala teadmine võimaldab leida arvutamise teel iga gaasi 1 liitri kaalu ja seega selle gaasi tihedust normaaltingimustel juhul, kui on teada gaasi keemiline valem.

Näide. On vaja kiiresti teada saada, kui palju kaalub üks liiter vingugaasi, mille keemiline valem on CO. Leiame CO molekulkaalu: 12 g + 16 g = 28 g, tähendab, 22,4 liitrit CO kaalub 28 g ja üks liiter kaalub

$$28 \text{ g} : 22{,}4 = 1{,}25 \text{ g}.$$

Jagades liitri kaalu 1000-ga leiame 1 cm^3 kaalu ehk tiheduse normaaltingimustel:

$$d = 0{,}00125.$$

Paneme tähele, et ühendi keemiline valem näitab:

1) ühendi kvalitatiivset koostist;
2) ühendi kvantitatiivset koostist, mida võib ümber arvutada protsentuaalseks koostiseks;
3) molekulkaalu;
4) uuritava aine mahtu gaasilises olekus;
5) uuritava aine ühe liitri kaalu normaaltingimustel;
6) uuritava aine tihedust normaaltingimustel.

9. Keemiline energia. Energia jäävuse seadus.

On üldiselt teada, et energia eraldub põlemisprotsessil soojusena ja valgusena. Põlemine on aga keemiline reaktsioon, tavaliselt aine ühinemine hapnikuga. Ka paljudel teistel keemilistel reaktsioonidel esineb soojusenergia eraldumine või selle tarvitamine (jahtumine).

K a t s e. Lahustame keeduklaasis tsinkpulbri väävelhappes, jälgides termomeetril soojusefekti ja katsudes keeduklaasi käega. Leiame, et eraldub soojus.

S o o j u s e e r a l d u m i s e g a k u l g e v a t k e e m i l i s t r e a k t s i o o n i n i m e t a t a k s e e k s o t e r m i l i s e k s r e a k t s i o o n i k s.

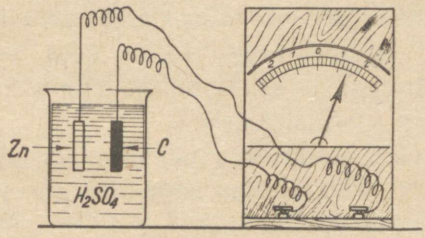
J a h t u m i s e g a k u l g e v a t k e e m i l i s t r e a k t s i o o n i n i m e t a t a k s e e n d o t e r m i l i s e k s r e a k t s i o o n i k s.

Eksotermilise reaktsiooni puhul on reaktsiooniproduktide energiavaru väiksem, kui oli lähteainete energiavaru. Endotermilise reaktsiooni puhul on reaktsiooniproduktide energiavaru suurem kui lähteainetel, sest esimesed võtsid soojusener-

giat väljastpoolt lisaks. Kuna ained võivad eraldada energiat, siis peame oletama, et igas aines peitub teatav energiahulk. Seda aines peituvat siseenergiat nimetatakse aine keemiliseks energiaks.

Keemiline energia võib reaktsioonide puhul peale soojuse avalduda ka teiste energialiikidena.

Näide. Lahjendatud väävelhappega keeduklaasi süüvitame tsinkpulga ja grafiitpulga, ühendades mõlemad galvanomeetri poolidega (joon. 24). Tsink hakkab lahustuma, eraldub vesinik: $Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$ ja galvanomeetri nool näitab voolu. Jälgides keeduklaasi asetatud termomeetriga temperatuuri, leiame, et temperatuuri tõus sel juhul on palju väiksem kui tsingi lahustamisel ilma elektrivoolu tekkimiseta.



Joon. 24. Elektrivoolu tekkimine tsingi lahustamisel väävelhappes.

Keemilist protsessi võib juhtida ka nii, et eralduv energia esineb mehaanilise energiana. Kütuste põlemisenergia paneb liikuma vedurid ja aurikud, vabrikute ja tehaste masinad, valgustab ja soojendab elamuid. Lõhkeainete plahvatusel eralduv soojusenergia ja gaaside paisumise energia on samuti kasutatavad mitmesugusteks otstarveteks rahu- ja sõjaajal. Meenutagem kas või tunnelite ja kaevanduste ehitamist.

Seedimisprotsessides toidu aeglasel hapendumisel eralduv soojusenergia hoiab püsivana inimkeha temperatuuri.

Keemiline energia võib kergesti muunduda soojusenergiaks ja seda mõõdetakse kalorites. Keemilise reaktsiooni täielikul

kirjutamisviisil märgitakse, mitu kalorit soojust eraldub ühe mooli tekkimisel. Näiteks:

$$H_2 + 0{,}5O_2 \rightarrow H_2O + 68{,}4 \text{ kilokalorit.}$$
$$0{,}5N_2 + 0{,}5O_2 \rightarrow NO - 21{,}6 \text{ kilokalorit.}$$

XIX sajandi keskpaiku selgus paljude uurimiste tulemusena, et kõik energialiigid võivad muunduda üksteiseks, ja leiti energia jäävuse seadus:

energia ei kao ega teki, vaid ainult alatasa muundub teisteks energia vormideks. Ühte liiki energia teatava hulga (kvantumi) muundumisel teiseks energialiigiks tekib seda viimast alati vastav kindel hulk (kvantum).

Energia jäävuse seaduse sõnastas esimesena saksa arst Robert *Meyer*; inglane *Joule* tõestas seda seadust imetlemisväärsete katsetega ja saksa füüsik *Helmholz* laiendas seda seadust kõikidele energialiikidele.

Energia jäävuse seadusest järeldub, et endotermilises keemilises protsessis äratarvitatud soojusenergia peab eralduma protsessi kulgemisel vastassuunas.

Eksotermiliselt tekkinud ühendid on püsivad, sest reaktsiooniproduktide keemiline ehk siseenergia on vähenenud, võrreldes lähteainete omaga.

Endotermiliselt tekkinud ühendid on ebapüsivad, sest nad evivad suuremat keemilise ehk siseenergia varu kui lähteained; nad on tihti nii ebapüsivad, et plahvatavad juba äärmiselt väikesel välismõjustusel.

Kordamisküsimused.

1. Mis on difusioon? Tooge näiteid!
2. Milline erinevus on gaasi, vedeliku ja tahke aine vahel?
3. Mida mõistame aatomi ja molekuli all?

4. Mis on aatomkaal ja molekulkaal?
5. Mis on lihtaine? Tooge näiteid!
6. Mis on liitaine? Tooge näiteid!
7. Mida mõistame keemilise elemendi all?
8. Mida me nimetame allotroopsuseks?
9. Missugust liiki reaktsioonid on teile tuntud?
10. Sõnastage aine jäävuse seadus ja selgitage seda näidete varal!
11. Selgitage aine jäävuse seadust atomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt!
12. Sõnastage jääva koostise seadus ja selgitage seda!
13. Missugustes vahekordades reageerivad ained üksteisega?
14. Sõnastage kordsete proportsioonide seadus! Kuidas selgitada seda?
15. Missugune on fosforhappe valem, kui tema molekul koosneb 3-st vesiniku-, ühest fosfori- ja neljast hapnikuaatomist?
16. Kirjutage tsingi ja väävelhappe vahelise reaktsiooni keemiline võrrand, kui seejuures tekivad väävelhapu tsink ja vesinik.
17. Mida mõistame elemendi valentsi all?
18. Kui suur on väävli valents ühendis SO_3?
19. Kui suur on fosfori valents ühendis PH_3?
20. Kirjutage järgmiste ühendite struktuurvalemid: Na_2O, CaO, N_2O_3, SO_2, N_2O_5, SO_3, Cl_2O_7, OsO_4.
21. Kirjutage järgmiste ühendite struktuurvalemid: HBr, H_2S, NH_3, CH_4.
22. Millega tegelevad kvalitatiivne ja kvantitatiivne analüüs?
23. Mis on keemiline süntees?
24. Kuidas leida ühendi empiirilist valemit, lähtudes selle koostisest? Tooge näiteid!
25. Missuguse tähendusega on keemiline sümbol, valem ja võrrand?
26. Mis on gramm-aatom ja gramm-molekul?
27. Missuguseid arvutusi võime teostada, lähtudes keemilisest valemist ja võrrandist?
28. Sõnastage Avogadro seadus!
29. Kui suur on ühe mooli gaasi ruumala normaaltingimustes?
30. Kuidas leida gaasi tihedust normaaltingimustes?
31. Mis on ekso- ja endotermiline reaktsioon?
32. Sõnastage energia jäävuse seadus!

II. Anorgaaniliste ainete põhiklassid.

1. Elemendid: metallid ja mittemetallid. Elementide levik looduses. Mineraalid ja kivimid.

Keemilised elemendid esinevad looduses kas liitainete koostisosadena või puhtal kujul, ehedalt — lihtainetena.

Uurides mitmesuguste lihtainete omadusi torkab silma, et on olemas terve rühm harilikul temperatuuril tahkeid aineid, mis evivad sarnaseid füüsikalisi omadusi.

Vaadeldes kulda, hõbedat, vaske, alumiiniumi ja puhast rauda, leiame, et nende pinnal on omapärane „metalne" läige.

Paigutades keeva vette hõbe- või alumiiniumlusika ühe otsa, osutub, et varsti muutub lusika teine ots samuti väga kuumaks. Seevastu aga puulusikas või klaasi teine ots samades tingimustes ei soojene.

Metalse läikega ained juhivad hästi soojust.

Elektrijuhtmeiks kasutatakse tavaliselt vask- või alumiiniumtraati, sest nende elektrijuhtivus on suur.

Märgime, et paljusid metalse läikega, hästi soojust ja elektrit juhtivaid aineid võib venitada peeneks niidikstraadiks, mis on suure rebenemistugevusega. Neid aineid kasutataksegi tihti traadina.

On üldtuntud, et sepad annavad rauatükkidele soovitava kuju, kuumutades neid ja tagudes vasaraga.

Ka teised metalse läikega ained on t a o t a v a d. Näiteks kulda võib taguda nii peeneks, et ta lestake laseb läbi valgust.

Rauda v a l t s i t a k s e tehastes peeneks raudplekiks, mida tarvitatakse katuste katmiseks, pangede ja muude anumate valmistamiseks ning paljudeks teisteks otstarveteks.

K a t e i s e d m e t a l s e l ä i k e g a a i n e d o n t a v a l i s e l t v a l t s i t a v a d.

Metalse läikega ained sulatatuna lahustuvad üksteises ning taastardudes moodustavad uute omadustega ühtlase sulami, mis on tihti madalama sulamistäpiga.

Nii leiab seatina ja tina sulam kasutamist jootmisel. Seatina, antimoni ja tina sulamit kasutatakse trükikoja-metallina. Igal pool tööstuses vajalik teras on raua sulam teiste elementidega.

Üldiselt n i m e t a t a k s e m e t a l l i d e k s m e t a l s e l ä i k e g a, s o o j u s t j a e l e k t r i t h ä s t i j u h t i v a i d l i h t a i n e i d, m i s o n v e n i t a t a v a d, t a o t a v a d, v a l t s i t a v a d j a m o o d u s t a v a d s u l a m e i d.

Metallide keemilises iseloomus on samuti sarnasust, mis eriti hästi ilmneb nende hapendite omadustes.

L i h t a i n e i d, m i s e i o l e m e t a l l i d, n i m e t a t a k s e m i t t e m e t a l l i d e k s.

Mittemetallid on väga erinevate füüsikaliste omadustega lihtained. Nad on harilikel temperatuuridel kas gaasilised, nagu hapnik, lämmastik, kloor, või tahked, nagu fosfor, väävel, jood; broom on vedel mittemetall.

Mittemetallid ei evi kunagi korraga k õ i k i metallide omadusi, kuid mõnel mittemetallil võib olla üks või teine metallide omadus.

Näiteks kristalsel joodil ja kristalsel ränil on m e t a l n e l ä i g e; grafiit, mis on element süsinik lihtainena, juhib elektrit; plastiline väävel on venitatav.

Mittemetallid ja nende hapendid on teise keemilise iseloomuga kui metallid.

Kuid ka siin ei ole erinevus absoluutne, sest mõningate metallide hapenditel on mittemetallide hapenditega sarnaseid keemilisi omadusi.

Metallide väärtuslikud füüsikalised omadused põhjustavad nende haruldaselt suurt tähtsust kultuurinimkonna elus. Lihtainetena ja sulamitena on metallidel suur tähtsus igasuguste masinate tehastes, raudteede ehitamisel ja transpordivahendite, nagu autode, laevade ja lennukite tööstuses. Meie ajastu tähtsaima metallina on seni püsinud raud ja selle sulamid. Kuid terase kvaliteedi tõstjatena on suur tähtsus ka mangaanil, kroomil, volframil ja niklil. Alumiinium ja selle sulamid on kerguse ja tugevuse tõttu otsustava tähtsusega lennukitööstuses. Vask on vajalik elektrotehnikas. Seatina on vajalik väävelhappetööstuses ja sulamite valmistamiseks. Ainukest vedelat metalli — elavhõbedat — tarvitatakse termomeetrite ja manomeetrite vedelikuna ja veel paljudeks muudeks otstarveteks.

Elemendid, mis lihtainetena on metallid, evivad tähtsust mitte ainult sellepärast, et tööstus pole mõeldav metallideta, vaid ka neid elemente sisaldavate liitainete suure mitmekesisuse ja tähtsuse tõttu.

Liitainete koostises aga esinevad korraga metallid ja mittemetallid. Nii sisaldavad metallide hapendid mittemetalli — hapnikku. Soolad, nagu näiteks kloornaatrium, NaCl, ja vasevitriol, $CuSO_4$, sisaldavad metalle ja mittemetalle.

Maakera koores (litosfääris) leidub väga mitmesuguseid aineid, mis on enamasti keemilised ühendid (näiteks kivisool, NaCl, kips, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$), harvemini lihtained (näiteks ehe hõbe, kuld, väävel). Niisuguseid aineid, mis on tekkinud ja tekivad praegugi maapõues looduslikes füüsikalis-keemilistes protsessides, nimetatakse m i n e r a a l i d e k s (sõna „*mine*" tähendab ladina keeles kaevandust).

Enamik mineraale on tahked kehad, vähesed aga vedelikud, nagu näiteks nafta ehk maaõli, samuti elavhõbe. Vulkaanilistes

piirkondades jm. eritub tihti maalõhedest mitmesuguseid looduslikke gaase, näiteks süsihappegaasi, metaani (soogaasi), väävlishapendit. Neid gaasegi tuleb samuti lugeda mineraalideks.

Mineraalid tekivad mitte ainult elutus looduses füüsikaliskeemiliste protsesside tulemusena; ka elusolendid võtavad nende sünnist osa. Paljude massiliselt esinevate käsnade ja vetikate toesed ja karbid sisaldavad lupja või ränihapendit. Nende organismide jäänuste kõdunemata osad kuhjuvad pikkade aegade vältel paksude lademetena. Samuti on tekkinud taimede jäänustest ulatuslikud kivisõe, pruunsõe ja turba lademed.

Lubjakivi, marmor, liivakivi, kivisool ja paljud maagid esinevad looduses väga suurel hulgal. Mõnedest neist koosnevad terved mäed ja ulatuslikud kihid tasandikel. Niisuguseid mineraalide kogumeid nimetatakse kivimiteks. Niisiis kivisool, kivisüsi, nafta jt. on kivimid. Kivimite hulka kuulub ka graniit, mis on tekkinud maakera tuliselt vedela massi (magma) tardumisel noil kaugeil aegadel, mil maakera oli veel vedelas olekus.

Vaadeldes tähelepanelikult palja silmaga või luubiga graniidi murdepinda, võime seal eraldada korrapäratu kujuga läbipaistvaid kvartsiteri hallika või suitsuse värvusega; edasi roosasid, kollakaid või halle päevakiviteri; nende vahel esinevad täppidena läikivad vilgulehekesed — värvilised või mustad. Graniit on silmanähtavalt ebaühtlase ehk heterogeense ehitusega, koosnedes mitmesugustest terakestest ehk osakestest. Graniidi koostis on samuti ebaühtlane ehk heterogeenne, sest kvarts, päevakivi ja vilgukivi on keemiliselt erinevad ained.

Vaadeldes aga marmoritüki murdepinda luubi abil, veendume, et ta koosneb hulgast väikestest läikivatest terakestest. Keemiline analüüs näitab, et kõik need terakesed on kaltsiit ehk süsihappe kaltsiumsool. Järelikult marmor koosneb ühe-

suguse koostisega terakestest, ta on ühtlane ehk homogeenne aine.

Kivimeist on ainult osa homogeense koostise ja ehitusega, kuna teised on koostiselt ja ehituselt heterogeensed. Mineraalid aga on alati homogeense koostise ja ehitusega, koosnedes ühest ja samast keemilisest ühendist või lihtainest.

Aastasadu kestnud keemilise uurimistöö tulemusena teame, et kõikide mineraalide koostises esinevad alati ühed ja samad elemendid. Ühe mineraali koostises esinev elementide arv ei ole suur; ta ületab harva 4 või 5. Ülevaate maakoores esinevaist elementidest annab järgmine tabel.

Tabel 5.

Maakoore koostis.

Elemendi nimetus	Hulk %-des ümmarguselt
Hapnik	46,7
Siliitsium (räni)	27,7
Alumiinium	8,1
Raud	5,0
Kaltsium	3,6
Naatrium	2,8
Kaalium	2,6
Magneesium	2,1
Vesinik	0,1
Fosfor	0,1
Teisi	1,2
Kokku:	100,0%

Päikese ja tähtede kiiratud valguse analüüs on näidanud, et ka Päike ja tähed koosnevad neistsamadest elementidest, mida leiame maakeralgi. Seega on kogu loodus ehitatud ühtedest ja samadest elementidest.

2. Keemiatööstuse alused.

Maakoorest päritolevad mineraalid ja osalt ka taime- ja loomariigist saadud ained (puitmass, vaha, nahk jt.) on keemiatööstuse aluseks. Keemia „rasketööstus" toodab kõigepealt kangeid happeid (väävelhape, soolhape ja lämmastikhape), tähtsamaid leelisi (sööbenaatrium) ning mõningaid sooli (sooda, salpeeter), eriti väetusaineid (ammooniumväetised, superfosfaat). Keemia rasketööstus — „põhikeemia" — on aluseks loendamatuile keemiatööstuse harudele.

Nõukogude Liit on rikkaim riik maapõuevarade poolest. Kuid alles pärast Suurt Oktoobrirevolutsiooni asuti järjekindlalt ja suurejooneliselt korraldatud maapõue-uurimistele. Juba lühikese ajaga saadi hiilgavaid tagajärgi. Vast-avastatud väärtuslikkude mineraalide leiukohtade läheduses kerkisid võimsad keemiatööstuse kombinaadid. Nende arengut soodustab suuresti uute rikkalikkude energiaallikate (nafta, kivisöelademed, maagaas) avastamine tööstuste lähedal. Ammutamatuid energiahulki annavad võimsad paisud veerikastel jõgedel. Neile ehitatud hüdro-elektrijaamad (nende hulgas maailma suurimaid, Dnepri jõel asuv Dneproges) panid aluse maa üldisele elektrifitseerimisele. Fašistide reetlik kallaletung hävitas tunduva osa noorest keemiatööstusest. Kuid sõjast puutumata aladel arenes keemiatööstus jõudsalt edasi ja aitas suuresti kaasa Suure Isamaasõja võitmisele.

Praegu toimub meie sotsialistliku kodumaa võimas ja hoogne ülesehitamine. Iga nõukogude töötava rahva liikme püha kohus ja austav õigus on sellest tööst osa võtta.

Metallid ja õlid, klaas ja paber, kunstkummi ja kunstsiid, ravimid ja värvid on näited keemiatööstuse loendamatuist saadustest. Oma arvult ning mitmekesisuselt ületavad nad kaugelt looduse tooteid. Seniajani on keemikud uurinud ja kirjeldanud ligi 30 000 mitmesugust ainet, mis ei sisalda süsinikku, ja mitusada tuhat ainet, mis sisaldavad süsinikku. Kõik

liitained, mis on tekkinud looduses või saadud tööstuses, tulenevad algaineist. Selgitada, kuidas algained üksteisega liituvad, kuidas sõltuvad liitainete omadused nende koostisest, missugune on aine seesmine ehitus — need on küsimused, mille lahendamine on üks keemia ülesandeid. Saanud vastuse neile küsimustele, valmistatakse keemialaboratooriumides ja toodetakse keemiatööstuses kunstlikult paljusid aineid, mida loodus annab napilt või mis on raskesti kättesaadavad. Samuti valmistatakse paljusid uusi aineid (näiteks värvid, lõhkeained, fotomaterjal ja ravimid), mida looduses ei leidu, kuid mida inimene oma praegusel arenemisastmel laialdaselt vajab. Loovat keemiaharu, mis lihtsama koostisega aineist valmistab keerulisemaid ühendeid, nimetatakse s ü n t e e t i l i s e k s k e e m i a k s.

Keemia suurt tähtsust meie ülesehitavas töös on rõhutatud paljudes riigivõimu otsustes, näiteks NSVL Rahvakomissaride Nõukogu dekreedis 28. IV 1928. a., kus öeldakse: „Tööstusliku tootmise aluseid ümberkorraldav, odavate toorainete liike ja allikaid avastav, kõige lihtsamaist ja levinumaist elementidest suuremaid materiaalseid väärtusi loov ning põllumajanduse sotsialistliku ümberkorraldamise otseseks relvaks olev kaasaegne keemia tõuseb õigusega esile kui üks otsustavatest teguritest rahvamajanduse industrialiseerimiseks."

1941. a. fašistliku kallaletungiga katkestatud kolmas stalinlik viisaastak oli planeeritud peamiselt keemia-viisaastakuna, nagu see fikseeriti resolutsioonis sm. Molotovi ettekande puhul ÜK(b)P XVIII konverentsil.

Partei ja valitsuse poolt juhatatuna areneb NSV Liidu keemiatööstus eriti hoogsalt.

Stalinliku viisaastaku plaan 1946.—1950. a. näitab meile uusi eesmärke. 1950. a. peab mineraalväetiste aastane toodang ulatuma 5100 tuhande tonnini, rauamaagi toodang 40 miljoni tonnini, kivisöe toodang 250 miljoni tonnini, nafta toodang 35,4 miljoni tonnini, maagaasi toodang 8,4 miljoni

kuupmeetrini, malmi produktsioon peab olema 19,5 miljonit tonni aastas ja terase oma 25,4 miljonit tonni ning samasugustes vahekordades peab kasvama ka muu tööstuse aktiivsus.

Juba olemasolevad saavutused lubavad oletada, et sõpruses ja kooskõlas töötav suure sotsialistliku kodumaa rahvaste pere jõuab oma kindlameelse ja kogenud juhi seltsimees Stalini poolt näidatud sihile enne ettenähtud tähtaega.

3. Hapendid ehk oksüüdid: aluselised ja happelised.

Käesoleval ajal tuntakse kümnete tuhandete ulatuses süsinikku mittesisaldavaid aineid ehk nn. anorgaanilisi aineid [1]. Nende peaomadustele vastavalt võib kõiki neid liigitada nelja põhirühma: hapendid ehk oksüüdid, happed, alused ja soolad.

Nimetus „oksüüd" on tuletatud hapniku ladinakeelsest nimetusest *oxygenium* (loe: oksügeenium).

Hapenditeks ehk oksüüdideks nimetatakse liitaineid, millede koostises on mõni metall või mittemetall ja hapnik. Nii võib eristada: metallide oksüüde, mille molekulid koosnevad vastavast metallilise iseloomuga elemendist ja element hapnikust; mittemetallide oksüüde, mille molekulid koosnevad vastavast mittemetalli iseloomuga elemendist ja hapnikust.

Paljud oksüüdid tekivad hapniku otsesel toimel mõnesse lihtainesse. Nii põleb kõrgema temperatuurini soojendatud tsink (Zn) õhus ja moodustab tsinkoksüüdi, ZnO; valge fosfor reageerib õhuhapnikuga juba toatemperatuuril ja annab põledes oksüüdi koostisega P_2O_5; metall magneesium süttib kõrgemal temperatuuril ja põleb magneesiumoksüüdi, MgO

[1] On olemas ka üksikuid anorgaanilisi aineid, mis sisaldavad süsinikku.

tekkimisel. Vastavaid protsesse väljendatakse keemiliste võrranditega:

$$2Zn + O_2 \rightarrow 2ZnO.$$
$$4P + 5O_2 \rightarrow 2P_2O_5.$$
$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO.$$

Liitainete põlemisel tekivad nende koostises esinevate elementide oksüüdid. Kui põleb soogaas — metaan, koostisega CH_4, moodustuvad süsihappegaas ja vesi, s. o. süsiniku ja vesiniku oksüüdid:

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2\uparrow + 2H_2O\uparrow.$$

Füüsikalistelt omadustelt erinevate elementide oksüüdid on ka väga erineva iseloomuga. Harilikul temperatuuril esinevad mõned gaasidena, mõned tahkete ainetena, vähesed on aga vedelad.

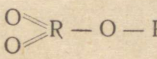
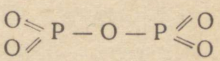
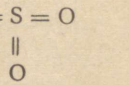
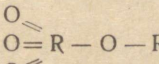
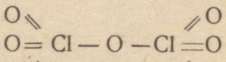
Näited: Süsiniku oksüüd, CO_2, on gaas.
Magneesiumi oksüüd, MgO, on tahke aine.
Kloori oksüüd, Cl_2O_7, on õlitaoline vedelik.

Oksüüdide tihedused ja keemis- ning sulamistäpid on väga erinevad.

Oksüüdide struktuurvalemite koostamiseks peab teadma molekuli koostist ja meeles pidama, et h a p n i k o n a l a t i k a h e v a l e n t n e. Oksüüdide koostise annavad keemiline analüüs ja valemi arvutamine analüüsi andmeil. Struktuurselt kujutame hapniku aatomit tähega O kahe kriipsuga: —O—.

Paneme tähele, et juhul, kui hapnikuaatomite arv valemis on paaritu, esineb struktuurvalemis „h a p n i k s i l d". Juhul, kui oksüüdi valem on antud, võib selle koostises esineva elemendi valentsi arvutada reeglikohaselt: o k s ü ü d i s e s i n e v a e l e m e n d i v a l e n t s v õ r d u b: o k s ü ü d i v a l e m i s e s i n e v a t e h a p n i k u a a t o m i t e a r v k o r r u-

Oksüüdide valemid.

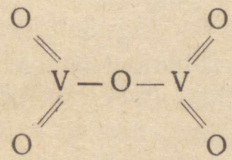
Üldkujulised		Näited	
Empiirilised valemid	Struktuurvalemid	Empiirilised valemid	Struktuurvalemid
R_2O	R — O — R	K_2O	K — O — K
RO	R = O	MgO	Mg = O
R_2O_3	O = R — O — R = O	Al_2O_3	O = Al — O — Al = O
RO_2	O = R = O	CO_2	O = C = O
R_2O_5		P_2O_5	
RO_3		SO_3	
R_2O_7		Cl_2O_7	

tatud kahega (hapniku valents) ja jagatud selle elemendi aatomite arvuga valemis.

Näide. Vanaadiumi oksüüd on antud valemina V_2O_5; leiame vanaadiumi valentsi ja struktuurvalemi.

Valents peab olema: $(5 \times 2) : 2 = 5$.

Struktuurvalemi leidmiseks ehitame hapniksilla; paigutame mõlemale poole vanaadiumiaatomid ja ülejäänud hapnikuaatomid asetame võrdselt kummagi vanaadiumiaatomi kõrvale.



Lugedes kriipsude arvu kummagi vanaadiumimärgi juures, saame vanaadiumi valentsi, mis ongi viis.

Oksüüde on viis tüüpi:

1) inertsed, mis ei reageeri veega, lahustudes selles;
2) leeliselised, millede lahused vees on seebi maitsega, libedad, värvivad loodusliku värvaine lakmuse lahuse siniseks, annavad hapetega ja happeliste oksüüdidega sooli ning mõjuvad rasvadele seebistavalt;
3) aluselised, mis reageerides hapetega ja happeliste oksüüdidega annavad sooli;
4) happelised, millede lahused vees on hapu maitsega ja põhjustavad lakmuse punast värvust ning reageerivad alustega, moodustades sooli;
5) amfoteersed, millede lahused olenevalt tingimustest ilmutavad kas happelist või aluselist iseloomu.

4. Metallide oksüüdid, nende tekkimine ja valemid.

Ühevalentseid metalle naatriumi (Na) ja kaaliumi (K) nimetatakse leelismetallideks. Naatrium ja kaalium ühinevad õhuhapnikuga väga kergesti. Soojendamisel muutub reaktsioon nii intensiivseks, et algab nende metallide põlemine. Et takistada õhuhapniku juurdepääsu, hoitakse kaaliumi ja naatriumi petrooleumis.

Kaaliumi ja naatriumi põlemise või ka aeglasema hapendumise saaduseks on nende metallide hapendid ehk oksüüdid ja ülihapendid ehk peroksüüdid.

Kaaliumhapendi saame, põletades teda kuivas kinnises nõus. Seda võime teha järgmiselt:

Laia kaelaga purki paigutame väikese nõukese, näiteks portselankausikese kloorkaltsiumiga ehk soolhappe kaltsiumsoolaga ($CaCl_2$). Purk suletakse tihedalt korgiga. Kloorkaltsium on aine, mis seob õhus leiduvat veeauru. Purki jääv õhk on kuiv. Tõstame näpitsate abil purgist nõu kloorkaltsiumiga välja ning paneme purgi jälle kiiresti kinni. Võtame näpitsatega tükikese kaaliumi petroo-

leumist välja, kuivatame ta kurnamispaberiga, paneme piirituse või gaasi leegil põlema ning pistame kuiva õhuga purki. Kaalium põleb edasi, täites purgi valge suitsuga, mis tiheneb pikkamööda purgi seintel. See purgi seinu kattev valge aine ongi kaaliumhapend.

Kaaliumhapendi ehk kaalium-mono-oksüüdi valem on K_2O (struktuurvalem K—O—K). Kaaliumhapend on hügroskoopne aine ja lahustub kergesti vees.

Kaaliumi põlemisel hapniku üliküllluses tekib kaalium-ülihapend ehk -peroksüüd valemiga K_2O_4. See on kollane aine, mis lahustub vees hapnikku eraldades ja soojust tekitades.

Naatriumoksüüd (Na_2O, struktuurvalem Na—O—Na) on valge tahke aine; ta lahustub kergesti vees. Naatrium-peroksüüd (Na_2O_2) on kollast värvi ning lahustub vees, eraldades soojust ja hapnikku. Naatriumhapendeid võib saada samal teel nagu kaaliumhapendeidki.

Kahevalentsed metallid kaltsium (Ca) ja magneesium (Mg) ühinevad kergesti õhuhapnikuga juba harilikul temperatuuril kaltsiumoksüüdiks (CaO, struktuurvalem Ca=O) ja magneesiumoksüüdiks (MgO, struktuurvalem Mg=O).

Ka magneesium ja kaltsium põlevad õhus, kui neid eelsoojendada süttimistemperatuurini. Kui fotografeerimisel süüdatakse magneesiumilint, jääb pärast põlemist järele valge pulber; see ongi magneesiumoksüüd, MgO. Ka kaltsiumoksüüd, CaO, on valge aine, kõigile tuntud kustutamata lubi. CaO lahustub vees vaid vähesel määral, kuid suure soojuse-eraldamisega. MgO lahustuvus vees on hoopis väike.

Õhu käes seistes kattuvad alumiinium ja magneesium õhukese valge hapendikihiga, mis kaitseb metalle hapniku juurdepääsu eest ja takistab edaspidist hapendumist. On veel mitmeid teisi metalle, mis samuti kattuvad õhus oksüüdikihiga. Küllaldasel eelsoojendamisel põlevad paljud metallid õhus või, veel parem, puhtas hapnikus, tekitades hapendeid, näiteks alumiinium, raud, vask jt.

Raudhapend (Fe_2O_3, struktuurvalem O=Fe—O—Fe=O) on pruun tahke aine, vees vähe lahustuv. Alumiiniumhapend (Al_2O_3, struktuurvalem O=Al—O—Al=O) on valge tahke aine, samuti vees vähe lahustuv.

Enamik metallide oksüüdidest lahustub halvasti vees; erandiks on leelismetallide oksüüdid.

Oksüüdide valemite kirjutamiseks on vaja teada nende koostist. Põletame kaalutud metalse magneesiumi spiraalikese lahtises purgis ja kaalume põlemise saaduse. Näiteks saame:

magneesiumoksüüdi (MgO) kaal . . . 0,35 g
metalse magneesiumi (Mg) kaal . . . 0,21 g
magneesiumiga ühinenud hapniku (O) kaal 0,14 g,

s. t. 0,21 g magneesiumi ühineb 0,14 g hapnikuga ehk

1 g „ „ $\frac{0{,}14}{0{,}21}$ g „

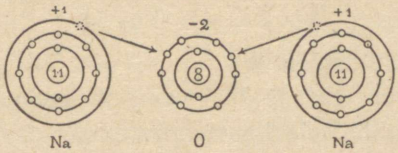
ja seega 24 g „ „ $\frac{0{,}14 \cdot 24}{0{,}21}$ g = 16 g hapnikuga.

Kirjutades Mg märgime magneesiumi aatomi kaaluga 24 ühikut; kirjutades O märgime hapniku aatomi, mis kaalub 16 ühikut. Et magneesiumhapendis elementide kaalud on vahekorras 24 : 16, kirjutame ta valemi kujul MgO. Tema molekulkaal on vastavalt 24 + 16 ehk 40.

Hapniku aatomid võtavad teiste elementidega ühinemisel nende aatomitelt kaks elektroni.

Näide. Keemilise analüüsi andmeil leiame, et naatriumhapendis naatrium ja hapnik ühinevad vahekorras kaks aatomit naatriumi ühe aatomi hapniku kohta; seega tema valem on Na_2O. Hapniku aatom võtab 2 elektroni juurde. Kumbki naatriumi aatom loovutab ühe elektroni. Seega struktuurvalem on $\overset{+1}{Na}—\overset{-2}{O}—\overset{+1}{Na}$ ehk lühidalt Na—O—Na (joon. 25). Naatrium on siin positiivselt ühevalentne, hapnik negatiivselt kahevalentne.

Magneesiumhapendi valem on MgO. See tähendab, et hapnik saab mõlemad elektronid magneesiumi aatomilt. Struktuurvalem on seega $\overset{+2}{Mg}=\overset{-2}{O}$ ehk lihtsalt Mg=O.



Joon. 25. Naatriumhapendi tekkimise skeem.

Hapendeid võib tekkida kaudsel teel, teiste ühendite lagunemisel. Näiteks kaltsiumoksüüd (CaO) tekib mitte ainult kaltsiumi põlemisel, vaid ka lubjakivi kuumutamisel. Selle kuumutamise saadused on süsihappegaas ja lubi ehk kaltsiumoksüüd: $CaCO_3 = CaO + CO_2$.

Kaudsel teel saadakse peamiselt nende metallide oksüüde, mis hapnikuga otseselt ühinevad raskesti.

Näide. Hõbeoksüüdi (Ag_2O) võib saada süsihapu hõbeda ehk hõbekarbonaadi lagundamisel:

$$Ag_2CO_3 = Ag_2O + CO_2.$$

Keemiline analüüs näitab, et hõbeoksüüdi molekulis kaks hõbeda-aatomit on ühenduses ühe hapnikuaatomiga. Et viimane on kahevalentne, siis hõbeoksüüdi struktuurvalem on Ag—O—Ag. Hõbe on selles ühendis ühevalentne.

On olemas metalle, mis annavad mitu oksüüdi ja esinevad hapniku suhtes mitme valentsiga. Näiteks annab vask (Cu) kaks oksüüdi. Kuumutades õhus vaske temperatuurini 500—600°, saame musta vaskoksüüdi, valemiga CuO (struktuurvalemiga Cu=O), kus vask on kahevalentne. Kuumutades aga sama vaske üle 800°, saame punase vasesoksüüdi, valemiga Cu_2O (struktuurvalemiga Cu—O—Cu), kus vask on ühevalentne.

On teada kolm raua oksüüdi:

1. Kuumutades rauaroostet saame punakaspruuni oksüüdi, mille valem analüüsi põhjal on Fe_2O_3. Et hapnik on alati kahevalentne, saame struktuurvalemi:

O=Fe—O—Fe=O.

Siin on raud kolmevalentne.

2. Võttes vee elektrolüüsil rauast anoodi, saame sellel musta hapendikihi. Selle hapendi valemiks on FeO (struktuurvalem O=Fe). Nõnda esineb siin element raud kahevalentsena.

3. Kui peenike raudtraat põleb hapnikus, tekib uus must raua oksüüdi liik, valemiga Fe_3O_4. On kindlaks tehtud, et ta koosneb oksüüdidest FeO ja Fe_2O_3:

$$FeO + F_2O_3 = FeO \cdot Fe_2O_3 = Fe_3O_4.$$

Siin on kaks raua aatomit kolmevalentsed ja üks aatom kahevalentne (struktuurvalem O=Fe—O—Fe—O—Fe=O). Peame meeles, et:

K, Na ja Ag	on	ühevalentsed,
Ca, Ba, Mg	„	kahevalentsed,
Al	„	kolmevalentne,
Cu võib olla		kas ühe- või kahevalentne,
Fe võib olla		kas kahe- või kolmevalentne.

Nimetamisviis.

Juhul, kui element annab hapnikuga ainult ühe ühendi, nimetame seda ühendit lihtsalt vastava elemendi hapendiks ehk oksüüdiks. Annab aga element hapnikuga mitu ühendit, siis tuletame nimetuse madalama valentsiga ühendi puhul vastava elemendi ladinakeelse nime tüvest, lõpuga **o**, ja kõrgema valentsiga hapendi puhul lõpuga **i**.

Näiteks: Cu_2O — kuprooksüüd ehk vaseshapend,
CuO — kuprioksüüd ehk vaskhapend,
FeO — ferrooksüüd ehk rauashapend,
Fe_2O_3 — ferrioksüüd ehk raudhapend.

5. Mittemetallide oksüüdid, nende tekkimine ja valemid.

Paljud mittemetallid ühinevad otseselt hapnikuga hapenditeks ehk oksüüdideks. Nad põlevad, kui neid kas õhus või hapnikus süüdata. Väävel näiteks põleb õhus või hapnikus iseloomustava sinise leegiga, tekib väävlishapend ehk vääveldioksüüd (SO_2, struktuurvalem O=S=O). Väävel on selles ühendis neljavalentne. SO_2 on värvusetu, lämmatava lõhnaga mürgine gaas; lahustub osaliselt vees.

Kui puhas süsinik põleb küllaldasel hapniku juurdevoolul, tekib süsihappegaas ehk süsinikdioksüüd (CO_2, struktuurvalem O=C=O). See on värvusetu, lõhnatu, raske gaas, mis lahustub mõnevõrra vees.

Fosfori põlemisel tekib valge suits, fosforhapend, P_2O_5, struktuurselt

$$\begin{array}{ccccccc} O & = & P & - & O & - & P & = & O \\ & & \| & & & & \| & & \\ & & O & & & & O & & \end{array}$$

Siin esineb element fosfor viievalentsena. See ühend P_2O_5 on väga hügroskoopne, ta seob ahnelt veeauru.

6. Alused, nende omadused, valemid. Hüdroksüüd.

Teeme järgmised katsed:

1. Valmistame, nagu varem kirjeldatud (vt. lk. 66), kaaliumoksüüdi, K_2O. Kogume purgi seintele tekkinud peene valge pulbri portselan- või klaaslabidakesega kokku ja paneme klaasikesse destilleeritud veega. Kaaliumoksüüd lahustub vahenditult ja täielikult. Tekkinud lahust sõrmedega katsudes leiame, et ta on „libe"; punase lakmuspaberi muudab see lahus siniseks.

2. Võtame kaks purki hapnikuga ja põletame ühes tükikese metalset kaltsiumi ja teises metalset magneesiumi.

Kui põlemine on lõppenud, kallame esimesse purki natuke destilleeritud vett, loksutame, laseme settida ja proovime lahust punase lakmuspaberiga; see muutub siniseks. Katsudes lahust sõrmedega, tundub seegi lahus libedana; proovides lahust ettevaatlikult keelega, leiame, et maitse tuletab meelde tuhaleelise (puutuha vesilahuse) või seebilahuse maitset.

Korjame teises purgis tekkinud magneesiumhapendi kokku, niisutame seda veega ja proovime tekkinud putru punase lakmuspaberiga. Lakmuspaber muutub siniseks.

K o k k u v õ t e. Metallide hapendite lahustuvus vees on erinev; ühevalentsete leelismetallide oksüüdid lahustuvad vees täielikult ja annavad tugevaid leelisi. Niisugusteks oksüüdideks on Na_2O ja K_2O.

Kahevalentsete Ca ja Mg (leelismuldmetallide) oksüüdid lahustuvad vees küll vähe, kuid nende lahused on siiski küllaltki tugevate aluseliste omadustega.

Teiste metallide oksüüdid lahustuvad vees halvasti ja on enamasti nõrkade aluseliste omadustega.

Metallide hapendite ja vee vastastikusel toimel tekkinud ühendeid nimetatakse nende metallide h ü d r o k s ü ü d i d e k s. Vastavad reaktsioonid kirjutatakse järgmiselt:

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH$$

ehk: $(Na—O—Na) + (H—O—H) = 2(Na—O—H)$,

$$MgO + H_2O = Mg(OH)_2$$

ehk: $(Mg=O) + (H—O—H) = H—O—Mg—O—H$,

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

ehk: $(Ca=O) + (H—O—H) = H—O—Ca—O—H$.

Paneme tähele, et kõigi hüdroksüüdide valemeis alati esineb aatomite rühm OH. Seda rühma nimetatakse hüdroksüülrühmaks.

Kui hapendit tekitav metall on ühevalentne, siis sisaldab vastav hüdroksüüd ka ainult ühe hüdroksüüli OH.

Kui metall on kahevalentne, siis sisaldab vastav hüdroksüüd kaks hüdroksüüli.

Üldiselt: hüdroksüülrühmade arv metalli hüdroksüüdi molekulis vastab metalli valentsile.

Katse. Võtame klaasikese, kus on lahustatud K_2O, ja klaasikese lubjaveega (kurnatud lubjapiimaga) ning aurutame ettevaatlikult vee ära; mõlemasse klaasi jääb valge tahke jääk. See on esimesel juhul KOH, teisel $Ca(OH)_2$, s. t. metallide K ja Ca hüdroksüüdid.

Tugeval kuumutamisel hüdroksüüdid kaotavad oma vee, lagunedes oksüüdiks ja veeauruks.

Näiteks: $Ca(OH)_2 = CaO + H_2O$.

Metalli hüdroksüüdi lahust, mis värvib punase lakmuse siniseks, nimetatakse aluseliseks lahuseks. Tahkeid hüdroksüüde nimetatakse alusteks ehk baasideks ja leelismetallide hüdroksüüde alkaliteks ehk leelisteks.

Aktiivsed metallid, nagu Na, K, Ca, lagundavad vett, mille juures tekib reageerinud metalli hüdroksüüd ja eraldub vesinik.

Katse. Võtame väikese võrgusse mähitud tüki kaltsiumi ja hoiame teda tangide abil veega täidetud anumas vee all (muidu ujub kerge kaltsium ühes eralduva gaasiga üles). Toimub vesiniku eraldumine. Selle kogume silindris üle vee, nagu näitab joonis 26. Vesi muutub tekkinud vähelahustuva $Ca(OH)_2$ tõttu sogaseks ja värvib lakmuse siniseks:

$$Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow.$$

Vees lahustumatuid metallide hüdroksüüde saame, lisades nende sooladele NaOH või KOH lahust.

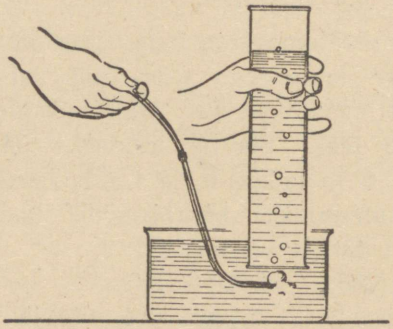
Võtame vasksulfaadi lahuse ja lisame juurde KOH lahust. Tekib valkjas-sinakas sade $Cu(OH)_2$. Reaktsiooni võrrand on

$$CuSO_4 + 2KOH = Cu(OH)_2\downarrow + K_2SO_4.$$

Nii näeme, et alused tekivad vesilahuses:

1) Aktiivsete metallide toimel veesse; toatemperatuuril lagundavad vett metallid naatrium, kaalium ja kaltsium.

2) Vees lahustuvate metalloksüüdide lahustamisel.



Joon. 26. Kaltsium tõrjub vesiniku veest välja.

Vees lahustuvad hästi ühevalentsete metallide naatriumi ja kaaliumi oksüüdid, vähesel määral kahevalentsete kaltsiumi ja baariumi oksüüdid, üsna vähe on lahustuv magneesiumoksüüd. Enamiku teiste metallide oksüüdid on praktiliselt vees lahustumatud.

3) Leeliste, naatrium- ja kaaliumhüdroksüüdide lahuste manustamisel metalliühendi (soola) lahusele tekib vastava lahustumatu metallhüdroksüüdi sade.

On metalle, mille aatomid esinevad erinevais ühendeis erineva valentsiga. Näiteks seatina annab hapnikuga kaks oksüüdi: PbO ehk Pb=O ja PbO_2 ehk O=Pb=O. Esimeses on seatina kahe-, teises neljavalentne. PbO on aluselisem oksüüd kui PbO_2.

Üldiselt: juhul, kui metallil esineb mitu oksüüdi, siis aluselisemate omadustega on see, milles elemendi valents on väiksem.

Leelistel on rida iseloomustavaid omadusi.

1. Nad muudavad teatavate orgaaniliste värvainete värvust.

2. Leelised on „libedad", seebi- või tuhaleelist meenutava maitsega.

3. Leelised reageerivad rasvadega, moodustades seepe. Näiteks sea- või veiserasva keetmisel naatriumhüdroksüüdi lahusega saadakse harilik pesuseep.

4. Leelised mõjuvad lagundavalt paberile, puidule ja nahale; sellest on tulnud nimetused „sööbenaatrium" ja „sööbekaalium".

5. Leeliste vesilahused juhivad elektrit.

Igapäevases elus ja tööstuses on alustest eriti tähtsad naatriumhüdroksüüd ehk sööbenaatrium ehk seebikivi, valemiga NaOH, ja kaltsiumhüdroksüüd ehk kustutatud lubi, valemiga $Ca(OH)_2$.

Puhastamata ehk „tehnilist" sööbenaatriumi müüakse kaustilise sooda nime all. Ta on tarvilik nafta-, seebi-, paberi-, tekstiil- ja kunstsiiditööstuses ning paljudes teistes keemilistes menetlustes. Kaltsiumhüdroksüüdist ehk kustutatud lubjast, liivast ja veest valmistatakse maa- ja telliskivide sideaine — krohv. Kustutatud lupja kasutatakse ka kareda vee pehmendamise vahendina kas üksinda või koos teiste vett pehmendavate ainetega. Linaõli ja lubjavee segu on hea põletushaavade ravim.

7. Happed: hapnikulised ja hapnikuvabad.

K a t s e d. Paneme kinnises purgis põlema tükikese fosforit. Põlemise lõppedes kallame purki natuke vett ning

loksutame. Proovime tekkinud lahust sinise lakmuspaberiga; see muutub punaseks.

Põletame teises purgis väävlit ja lisame hiljem sinnagi vett. Proovides tekkinud lahust pärast loksutamist sinise lakmuspaberiga, näeme, et paber muutub punaseks.

Mõlemal juhul on lahuse maitse hapu.

Need katsed näitavad, et fosfori põlemisel tekkinud fosforhapend ja väävli põlemisel tekkinud väävlishapend lahustuvad vees, andes hapukaid, lakmust punaseks muutvaid lahuseid.

Ka teiste mittemetallide hapendid lahustuvad vees, sellega reageerides, ja annavad hapu maitsega lahuseid, milles sinine lakmuspaber muutub punaseks.

Mittemetallide oksüüdid on happelised oksüüdid; nende ühendeid veega nimetatakse hapeteks.

Hapete lahuseid vees nimetatakse hapete lahusteks, kuid tihti ebatäpsel viisil ka hapeteks.

Juhime gaasilist väävlishapendit ehk vääveldioksüüdi vette; vees tekib siis väävlishape:

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3.$$

Struktuurvalemite abil väljendub see reaktsioon järgmiselt:

$$(O{=}S{=}O) + (H{-}O{-}H) \rightleftarrows O{=}S\begin{matrix}\diagup O{-}H \\ \diagdown O{-}H\end{matrix}$$

Süsihappegaasi ehk süsinikdioksüüdi (CO_2) vette juhtimisel tekib süsihape:

$$CO_2 + H_2O = H_2CO_3$$

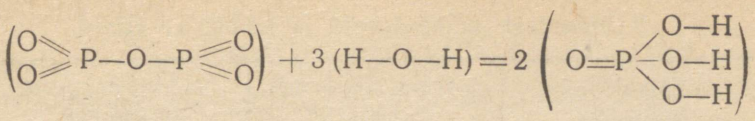
ehk struktuurvalemite abil:

$$(O{=}C{=}O) + (H{-}O{-}H) \rightleftarrows O{=}C\begin{matrix}\diagup O{-}H \\ \diagdown O{-}H\end{matrix}$$

Fosforhapend ehk fosforpentoksüüd, ühinedes ahnelt veega, annab fosforhappe:

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$$

ehk struktuurvalemite abil:



Keemiline uurimine näitab, et aktiivsed metallid võivad igast happe lahusest välja tõrjuda vesiniku, asendades selle. See näitab, et iga happe molekulis esineb vesiniku aatomeid. Metalliga asendatava vesiniku esinemine molekulis on happeid iseloomustavaks tundemärgiks.

Keemiline analüüs näitab, et mõningad ained, mis ei sisalda hapnikku, moodustavad vees lahustudes siiski happeid. Tüüpiliseks näiteks on kloorvesinik, HCl, mis vees lahustudes annab happeliste omadustega lahuse. Seega ei põhjusta hapniku esinemine aine molekulis veel selle happelisi omadusi.

Sel põhjusel eristame hapnikulisi ja hapnikuvabu happeid.

Kui happe molekulis on seotud üks metalliga asendatav vesiniku aatom, siis nimetame seda hapet *ühealuseliseks*; kui kaks — *kahealuseliseks*, kui kolm — *kolmealuseliseks*.

Näited. Kloorvesinikhape ehk soolhape, HCl, ja lämmastikhape, HNO_3, on ühealuselised happed.

Kahealuselised happed on: väävelhape, H_2SO_4, väävlishape, H_2SO_3, süsihape, H_2CO_3.

Kolmealuseline hape on näiteks fosforhape, H_3PO_4.

Hapete lahustel on järgmised iseloomustavad omadused:

1) neil on hapu maitse;
2) nad juhivad elektrit;
3) nad reageerivad alustega, moodustades soola ja vett;
4) nad muudavad teatavate orgaaniliste värvainete, indikaatorite värvust, kuid vastupidises suunas kui leelised.

Toome mõned näited.

Tabel 6.

Tähtsamaid indikaatoreid ja nende värvused.

Värvaine — indikaator	Värvus leeliselises keskkonnas	Värvus happelises keskkonnas
Lakmus	sinine	punane
Fenoolftaleiin	punane	värvusetu
Metüüloranž	kollane	roosa

Niisuguseid värvaineid, mis muudavad oma värvust olenevalt keskkonnast, nimetatakse indikaatoriteks ehk näitajateks.

Katse. Nelja katseklaasi kallame umbes 10 ml vett ja manustame esimesse 3 tilka 10%-list väävelhapet, teise 3 tilka 10%-list soolhapet ja kolmandasse 3 tilka 10%-list äädikhapet. Lisame igaühte paar tilka sinist lakmuslahust. Võrdleme lakmuse värvuse muutumist tema värvusega puhtas vees. Sama katset kordame metüüloranži lahusega.

Katsume ettevaatlikult keelega lahuste maitset igas katseklaasis, et veenduda lahuste hapus maitses. Paigutame igasse katseklaasi väheke tsinkpulbrit. Vaatleme gaasi eraldumist. Paneme pöidlaga katseklaasi suu kinni, viime katseklaasi leegi juurde, võtame pöidla ära; toimub väike plahvatus, mis tõendab, et eralduv gaas on vesinik.

Hapendeid, mis annavad veega happeid, nimetatakse ka hapete anhüdriidideks. „Anhüdriid" tähendabki ladina keeles „veeta".

Vett ahnelt neelava aine toimel võime hapetest anhüdriide tagasi saada. Niisuguseks aineks on näiteks fosforhapend (difosforpentoksüüd), P_2O_5.

Mõne happe puhul piisab juba soojendamisest, et tekiks anhüdriid.

N ä i d e. Süsihappe lahuse soojendamisel lahusest eralduv gaas on süsihappeanhüdriid:

$$H_2CO_3 = H_2O + CO_2 \uparrow.$$

Väävlishappe lahuse soojendamisel eraldub väävlishappeanhüdriid:

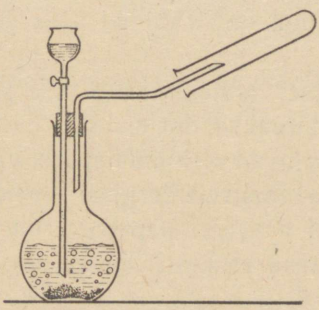
$$H_2SO_3 = H_2O + SO_2 \uparrow.$$

Mittemetallide oksüüdid annavad veega enamasti happeid, mitte kunagi aluseid.

Metallide oksüüdid annavad veega enamikul juhtudest aluseid, kuid mõnede metallide kõrgemad oksüüdid annavad veega happeid.

8. Happe ja metalli vastastikune toime. Soolad. Happejäägi valents. Normaalsed ja happelised soolad. Kaksiksoolad.

Paljud metallid tõrjuvad hapetest vesiniku välja.



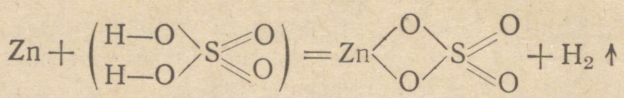
Joon. 27. Tsink tõrjub vesiniku väävelhappest välja.

K a t s e 1. *Tsingi ja väävelhappe vastastikune toime.* Kolvis on tsingitükid; laseme tilklehtrist sinna tilkuda lahjendatud väävelhapet, H_2SO_4. Eraldub mingit gaasi. Seda kogudes ja uurides selgub, et see on vesinik (joon. 27).

Keemilises keeles:

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

ehk



Tsink asendab happe molekulis kaks vesiniku aatomit, ta on kahevalentne element.

K a t s e 2. *Raua ja soolhappe vastastikune toime.* Paigutame rauatükikesi katseklaasi ja kallame sinna 10%-list soolhapet. Algab gaasi eraldumine ja lahus muutub rohekaks. Katame katseklaasi sõrmega, viime leegi juurde ja eemaldame sõrme. Tekib väike plahvatus.

See näitab, et eraldunud gaas on vesinik, mis õhuhapnikuga segunedes andis paukgaasi. Reaktsiooni võrrand on järgmine:

$$Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow.$$

Kõrvuti vesinikuga on tekkinud raua ja kloori ühend — kloorraud.

Tehes sama katset näiteks kulla- või plaatinatükikestega, näeksime, et mingit reaktsiooni ei teki.

Metallid, mis tõrjuvad vesiniku happest välja, on a k t i i v s e d m e t a l l i d ja annavad kergesti ühendeid.

Metallid, mis ei reageeri hapetega, on m i t t e a k t i i v s e d ja nad ühinevad raskesti teiste elementidega; nad on v ä ä r i s m e t a l l i d.

Metalli ja happe toimel tekkinud ühendid on s o o l a d.

Soolad sisaldavad oma molekulis metalli aatomeid ja happejääki. H a p p e j ä ä g i k s ehk r a d i k a a l i k s kutsutakse happe molekuli osa ilma vesinikuta.

Nii on hapetel:	HCl	H_2SO_4	H_2SO_3	H_2CO_3	H_3PO_4
jäägid (radikaalid):	Cl	SO_4	SO_3	CO_3	PO_4.

Happe radikaalid ei esine kunagi vabalt, vaid ikka ainult hapete ja soolade osadena.

Happejäägi valents vastab temaga seotud vesiniku aatomite arvule happe molekulis.

Ühendid, mis tekivad happe molekuli kõigi vesinikuaatomite asendumisel metalli aatomitega, on normaalsed soolad.

Näited:

$CuSO_4$ — normaalne väävelhappe vasesool ehk vasksulfaat (veeta vasevitriol);

$CaCO_3$ — normaalne süsihappe kaltsiumsool ehk kaltsiumkarbonaat (lubjakivi, kriit, marmor);

Na_2SO_4 — normaalne väävelhappe naatriumsool ehk naatriumsulfaat (glaubrisool);

Na_2CO_3 — normaalne süsihappe naatriumsool ehk naatriumkarbonaat (pesusooda);

K_3PO_4 — normaalne fosforhappe kaaliumsool ehk kaaliumfosfaat.

Metall võib happest välja tõrjuda ka ainult osa vesinikuaatomeid; sel juhul jäävad asendamata vesinikuaatomid ühendisse koos metalli ja happejäägiga.

Mitteasendatud vesinikku sisaldavad soolad on happelised soolad.

Näited:

$Cu(HSO_4)_2$ — happeline vasksulfaat ehk vaskbisulfaat ehk vaskvesiniksulfaat;

$Ca(HCO_3)_2$ — happeline kaltsiumkarbonaat ehk kaltsiumbikarbonaat ehk kaltsiumvesinikkarbonaat;

$NaHCO_3$ — happeline naatriumkarbonaat ehk naatriumbikarbonaat (söögisooda) ehk naatriumvesinikkarbonaat.

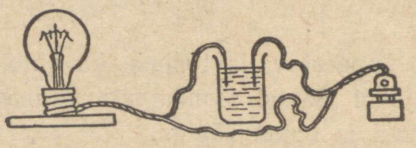
Happelisi sooli tähistatakse liite „bi" abil happe radikaali nimetuse ees („bi" tähendab kahelis-, kahekordne).

Happelise süsihappe naatriumsoola, $NaHCO_3$ ehk naatriumbikarbonaadi ehk söögisooda saame, juhtides süsihappegaasi (CO_2) voolu pesusooda (Na_2CO_3) lahusesse.

Keemiline analüüs näitab, et paljud looduses esinevad mineraalid sisaldavad ühte ja sama happejääki, kuid kahte erinevat metalli. Nii sisaldab m a a r j a j ä ä, mida leidub maakoores klaasiläikega kristallidena, väävelhappe jäägi (SO_4) kõrval kahte elementi — kaaliumi ja alumiiniumi; ta keemiline valem on $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$.

Mineraal dolomiit koosneb süsihappe kaltsiumsoolast ($CaCO_3$) ja süsihappe magneesiumsoolast ($MgCO_3$); ta valem on $CaMg(CO_3)_2$. Mineraal karnalliit on kaltsiumkloriid ja magneesiumkloriid, koostisega $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ ehk $KMgCl_3 \cdot 6H_2O$.

Soolad, milledes ühte liiki radikaaliga on seotud kahe erineva metalli aatomid, on k a k s i k s o o l a d.



Joon. 28. Keedusoolalahuse elektrijuhtivus.

Soolad on väga laialt levinud ained. Esinedes mineraalidena moodustavad nad suurema osa maakoorest. Looduslikud veed sisaldavad mõningaid sooli lahustunud olekus; näiteks sisaldab merevesi lahustunud keedusoola (NaCl) jt. Sooli leiame ka looma- ja taimeorganismides. Nad on eluks hädavajalikud ühendid.

Sooli iseloomustab kaks tähtsat omadust:

1. Soolade lahused vees juhivad elektrit.

K a t s e. Asendame osa elektrijuhtmest keedusoola (NaCl) 1%-lise lahusega (joon. 28). Elektripirn põleb edasi, nagu oleks traat terve.

2. Soolad on harilikel tingimustel tahked, kergesti kristalluvad ained.

9. Kristallid ja nende omadused.

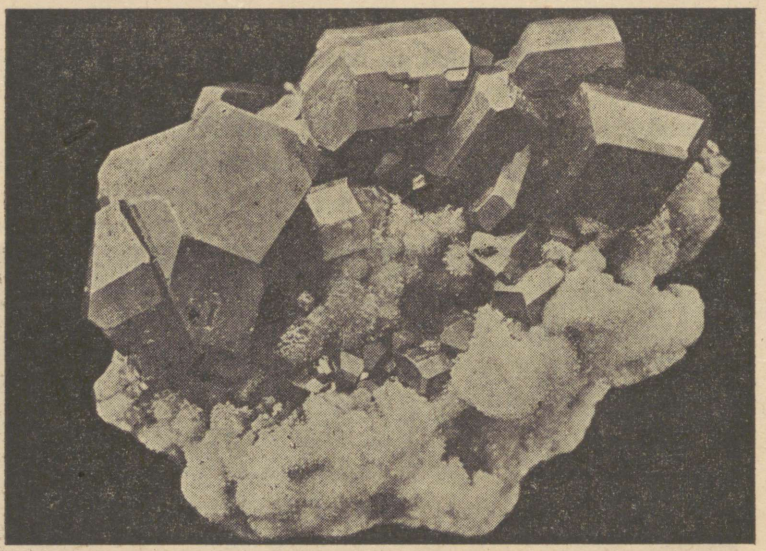
Enamik looduses leiduvaist mineraalidest on soolad. Paljud neist esinevad korrapärase kujuga kehakestena — kristallidena (joon. 29 ja 30). K r i s t a l l o n l o o d u s l i k u l t



Joon. 29. Dolomiidi kristallid.

t a s a p i n d a d e g a p i i r a t u d a i n e o s a. Protsessi, milles aine omandab kristalli kuju, nimetatakse k r i s t a l l u m i s e k s.

K a t s e 1. Kallame keeduklaasi 15 ml vett, kuumutame keemiseni ja lahustame selles vees 10 g salpeetrit; kallame kuuma lahuse portselankausikesse, katame kausi paberilehega ja laseme lahusel aeglaselt jahtuda. Kausi põhjas tekivad suured kristallid pikkade prismadena.



Joon. 30. Väävli kristallid.

K a t s e 2. Lahustame 100 ml keevas vees 20 g vasevitrioli ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$). Kallame lahuse kausikesse ja paigutame selle lumme, segades lahust klaaspulgaga. Varsti tekib klaasi põhjas peenkristallide puder.

Soolad ei lahustu vees piiramatul hulgal. Igal soolal on iseloomustav kindel lahustuvus.

K a t s e 3. Võtame 100 g vett toatemperatuuril, lahustame selles vees keedusoola, seda veele järjest juurde

lisades ja segades. Kui oleme lisanud 37 g, ei lahustu sool enam ka pikemal seismisel ega segamisel.

Lahustuvus on aine võime lahustuda vees ühel või teisel määral. Lahustuvust iseloomustab lahustuvuskoefitsient, mille all mõistetakse suurimat aine hulka grammides, mis antud temperatuuril veel lahustub 100 grammis vees.

Lahustuvus muutub temperatuuriga. Seepärast, nimetades aine lahustuvuskoefitsienti, on vajalik lisada, missugusel temperatuuril see on antud. Harilikult lahustuvus kasvab temperatuuri tõustes.

Lahust nimetatakse küllastatuks mõne aine suhtes, kui selle aine lisamisel lahustumist enam ei toimu.

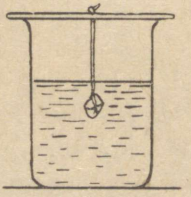
Lahustuvuskoefitsiendi määramiseks valmistatakse püsival temperatuuril uuritava aine küllastatud lahus, mille põhjas on liigse aine sade. Ülalt võetakse pipetiga mingi osa lahust, näiteks 50 ml, paigutatakse kaalutud klaas- või portselan-anumasse ja kaalutakse. Lahutades saadud kaalust anuma kaalu, saadakse võetud lahuseproovi kaal. Siis aurutatakse vesi ettevaatlikult (veevannil) välja ning anum kuiva jäägiga kaalutakse. Selle kaalu ja anuma kaalu vahe moodustab võetud lahuseproovis lahustatud aine kaalu. Lahuseproovi ja kuiva jäägi kaalude vahe annab lahusti kaalu antud proovis.

Siit võib arvutada, kui palju uuritavat ainet antud temperatuuril lahustub 100 grammis lahustis.

Näide. Valmistame temperatuuril 20° C väävelhappe kaaliumsoola küllastatud vesilahuse. Võtame umbes 50 ml lahust kaalutud anumasse, mille kaal olgu 40 g. Olgu leitud kaal 95,5 g, seega lahuseproovi kaal on 55,5 g. Aurutame vee välja, laseme jahtuda ja kaalume uuesti. Kaal olgu nüüd 45,5 g. Siit leiame, et lahustatud aine ehk meie kuiva jäägi kaal on 5,5 g. Arvutame: lahus kaalus 55,5 g, lahustatud aine aga 5,5 g, ülejäänud 50 g on puhta lahusti kaal. Kui

50 g lahusti kohta oli lahustatud 5,5 g ainet, siis 100 grammis lahustis, meie juhul 100 grammis vees, lahustub temperatuuril 20° C 11 g uuritavat ainet, antud juhul väävelhappe kaaliumsoola. Seega on uuritava aine lahustuvuskoefitsient 20° C temperatuuril 11 g.

Küllastatud lahuse kiirel jahutamisel, nagu katses 2, langeb osa lahustunud ainet lahusest välja kristallikestena. Kui kristallid tekivad kiiresti ja suurel hulgal, on nad väikesed ja nende kuju ei ole täielik, sest nad takistavad üksteise vaba kasvu.



Joon. 31. Maarjajää kristalli kasvamine.

K a t s e 4. Valmistame maarjajää küllastatud lahuse, valime ühe suurema ja ilusama selle aine kristallikese ja riputame niidi otsas küllastatud lahusesse (joon. 31). Kristall kasvab aeglaselt, säilitades oma kuju.

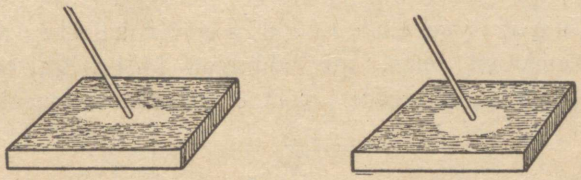
K r i s t a l l i k a s v a m i s e k i i r u s e r i n e v a i s s u u n d a d e s p o l e ü k s j a s a m a. K a s o o j u s e j u h t i v u s j a m õ n e d t e i s e d f ü ü s i k a l i s e d o m a d u s e d o n k r i s t a l l i d e s e r i n e v a i s s u u n d a d e s e r i n e v a d.

K a t s e 5. Valmistame looduslikust kipsist ($CaSO_4 \cdot 2H_2O$) lestakese ja võtame niisama suure klaasitüki. Kallame mõlemale sulatatud parafiini nii, et jahutamisel mõlemad kattuksid õhukese parafiinikihiga.

Puudutame kuuma klaaspulgaga parafiinikihti klaasil ja kipsil. Klaasil sulab parafiin pulga ümber ringikujuliselt: klaas on mittekristalse ehitusega ja soojusejuhtivus on igas suunas üks ja seesama. Kipsil sulab parafiin lamendatud

ringi (ellipsi) kujuliselt; kips on kristalse struktuuriga ja soojusejuhtivus on erinevais suundades erinev (joon. 32).

Igal keemilisel ühendil, eriti igal mineraalil on iseloomustav kindel kristallide kuju. Seepärast võib mineraale ja sooli tihti ära tunda juba üksnes nende kristallide kuju järgi.



Joon. 32. Klaasi soojusejuhtivus on kõigis suundades üks ja seesama, kipsil — erinevais suundades erinev.

Kristallide geomeetriline kuju.

Kristallide kuju ja geomeetrilisi omadusi uurib loodusteaduse eriharu — kristallograafia.

Kristallid on korrapärased hulktahukad. Neid piiravad tasapinnad on kristalli tahud. Tahkude lõikejooned on kristalli servad. Ruum kahe lõikuva tahu vahel on kahetahuline nurk.

Tahkude suurus ja kuju ühe ja sama aine kristallides võivad erineda, kuid kahetahuliste nurkade suurus on püsiv; need nurgad on alati samad.

Kristallis leidub harilikult tasapind, mis jagab kristalli kahte ossa nii, et kumbki osa on teise peegelpilt. Niisugust tasapinda nimetatakse sümmeetriatasapinnaks.

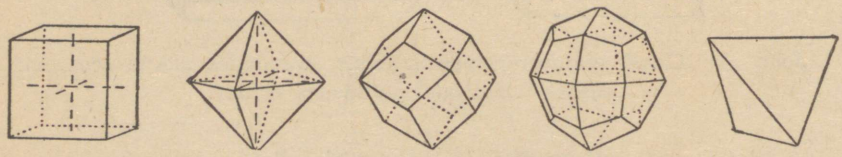
Sageli on võimalik ette kujutada kristallis sirget, mille ümber kristalli pöörates (täispöörde teatava osa võrra) saame jälle kristalli tema endises asendis; sel puhul räägime sellest sirgest kui kristalli sümmeetriateljest.

Kristallograafias jagatakse kõik kristallid kuude süsteemi. Igale kristallisüsteemile on iseloomustavad kindel sümmeetriatasapindade ja sümmeetriatelgede arv ja asend.

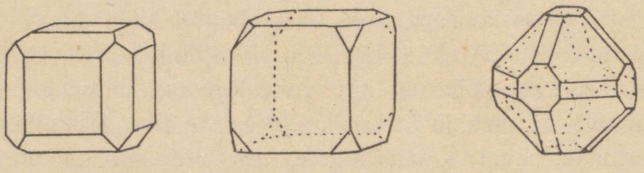
Kristallikujude rühmitamise kergendamiseks kujutatakse kristallides teljestikku, mis koosneb mitmest üksteisega lõikuvate sirgjoonte lõigust.

Igale kristallide rühmitisele (süsteemile) vastab temale iseloomustav teljestik kindla telgede arvuga ja telgede pikkuste suhtega.

1. K u u b i l i n e e h k r e g u l a a r n e s ü s t e e m. Sellel on 3 ühepikkust telge, mis lõikuvad üksteisega täisnurgi. Joonis 33 (kuup, oktaeeder, rombdodekaeeder, trapetsoeeder,



Joon. 33. Regulaarse süsteemi kristallide lihtvormid: kuup, oktaeeder, rombdodekaeeder, trapetsoeeder, tetraeeder.

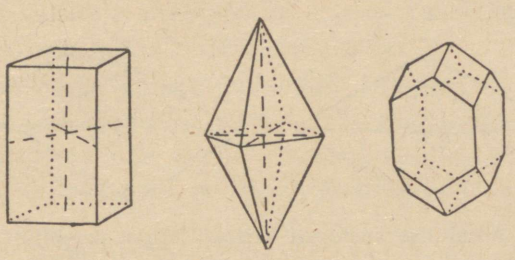


Joon. 34. Regulaarse süsteemi kristalle lihtvormide kombinatsioonides: rombdodekaeeder ja kuup; oktaeeder ja kuup; kuup, oktaeeder ja rombdodekaeeder.

tetraeeder) näitab kuubilise süsteemi tähtsamaid lihtvorme; igaüks neist on piiratud ühesuguste tahkudega.

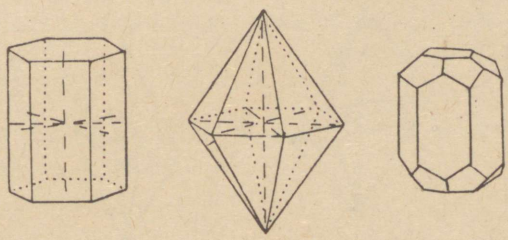
Ühel ja samal kristallil võivad esineda ka mitme lihtvormi tahud; niisugune kristall on lihtvormide k o m b i n a t s i o o n. Joonis 34 (rombdodekaeeder ja kuup; oktaeeder ja kuup; kuup, oktaeeder ja rombdodekaeeder) näitab lihtvormide kombinatsioone.

2. Kvadraatne ehk tetragonaalne süsteem. Sellel on 3 telge, mis on omavahel täisnurgi; 2 neist on ühepikkused, kolmas kas teistest lühem või pikem (püsttelg).



Joon. 35. Tetragonaalse süsteemi kristallitüüpe: kvadraatne prisma, kvadraatne püramiid, kombinatsioon: kvadraatne prisma ja püramiid.

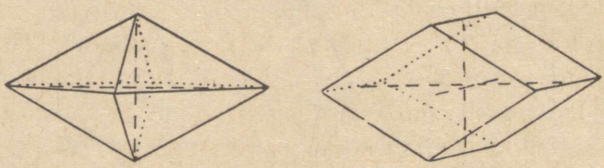
Joonis 35 (kvadraatne prisma, kvadraatne püramiid, kvadraatne prisma ja püramiid) näitab tetragonaalse süsteemi kristallitüüpe.



Joon. 36. Heksagonaalse süsteemi kristallitüüpe: heksagonaalne prisma, heksagonaalne püramiid ja kombinatsioon neist kahest.

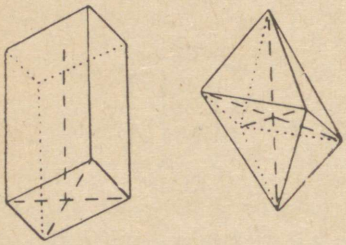
3. Kuuekülgne ehk heksagonaalne süsteem. Selles on 4 telge, neist 3 ühepikkused; nad lõikuvad 60° all; neljas, lühem või pikem telg, on eelmistega risti (püsttelg). Joonis 36 (heksagonaalne prisma, heksagonaalne püramiid, heksagonaalne prisma ja püramiid) näitab heksagonaalse süsteemi kristallitüüpe.

4. Rombiline süsteem. Sellel on 3 isepikkust telge, mis on üksteisega täisnurgi. Joonis 37 (rombiline püramiid, rombiline prisma) näitab rombilise süsteemi kahte kristallitüüpi.

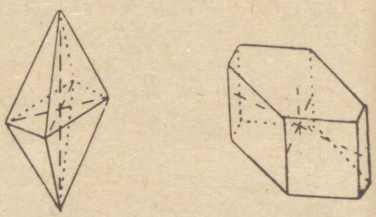


Joon. 37. Rombilise süsteemi kristallitüüpe: rombiline püramiid, rombiline prisma.

5. Ühekaldne ehk monokliinne süsteem. Sellel on 3 isepikkust telge; neist kaks on teineteisega täisnurgi ja kolmas nende vahel kaldu. Joonis 38 näitab monokliinse süsteemi kristallitüüpe (monokliinne prisma, monokliinne püramiid).



Joon. 38. Monokliinse süsteemi kristallitüüpe: monokliinne prisma, monokliinne püramiid.



Joon. 39. Trikliinse süsteemi kristallide tüüpe: trikliinne püramiid, trikliinne prisma.

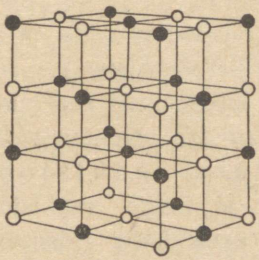
6. Kolmiskaldne ehk trikliinne süsteem. Sellel on 3 isepikkust telge — kõik üksteise suhtes kaldu. (Joonis 39 — trikliinne püramiid, trikliinne prisma.)

Ruumvõre.

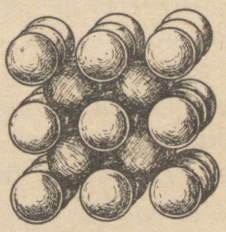
Tahke aine ehituse uurimine füüsikaliste meetoditega (röntgenikiirte abil) tõendas, et tahke aine osakesed asetsevad

ruumis korrapäraselt ühe või teise liigi ruumvõre sõlmpunktides. Ruumvõreks nimetamegi kujuteldavat võrestikku, mille saaksime, ühendades niidiga antud aine osakeste asukohad ruumis. See osakeste korrapärane asetsus ruumis põhjustabki kristallide väljakujunemist ja nende omadusi.

Joonis 40 näitab naatriumkloriidi kristallvõre ühte osa või rakukest, mis on iseloomustav selle aine kristallidele. Siin paiknevad naatriumi ja kloori osakesed vaheldumisi. Ka teistel tahketel liitainetel on seesuguseid kristallvõrestikke.



Joon. 40. NaCl kristallvõre rakk.



Joon. 41. Metalliosakeste paiknemise tüüpe ruumis.

Joonis 41 näitab, kuidas paiknevad ruumis tahkete lihtainete (metallide) osakesed.

10. Metalli ja soola, soola ja soola, aluse ja soola, happe ja soola vastastikune toime.

Vesilahuses võib keemiliselt aktiivsem metall soola molekulis esineva vähem aktiivse metalli välja tõrjuda, seda viimast asendades.

K a t s e. Kastame vasksulfaadi lahusesse tüki tsinkplekki või raudnaela; peagi kattuvad nad vasekihiga.

Toimuvaid reaktsioone kirjutatakse järgmiselt:

$$Zn + CuSO_4 = Cu + ZnSO_4,$$
$$Fe + CuSO_4 = Cu + FeSO_4.$$

Ka soolad reageerivad omavahel vesilahuses.

Näide 1. Lisame katseklaasi naatriumsulfaadi lahusele nii̇sama palju tsinkkloriidi lahust. Mingit muutust pole väliselt tähele panna. Tegelikult aga toimub osaliselt reaktsioon:

$$Na_2SO_4 + ZnCl_2 = ZnSO_4 + 2NaCl.$$

Siin asendab naatrium osaliselt tsinki kloriidis ja tsink asendab osaliselt naatriumi sulfaadis. Reaktsioon ei toimu aga lõpuni ei ühes ega teises suunas. Niisuguseid reaktsioone, mis võivad kulgeda ühes või teises suunas, olenevalt tingimustest, nimetatakse pöörduvateks reaktsioonideks. Teatavates tingimustes aga ei kulge reaktsioonid lõpuni kummaski suunas. Tähistame seda kahe erisuunalise noolega võrrandi vasaku ja parema poole vahel ja kirjutame:

$$Na_2SO_4 + ZnCl_2 \rightleftarrows ZnSO_4 + 2NaCl.$$

Lahuses esinevad korraga kõik neli soola kindlates kogustes, nagu näitab keemiline analüüs. Neid koguseid määratlevad kontsentratsiooni- või rõhu- ja temperatuuritingimused.

Näide 2. Naatriumkloriidi ja hõbenitraadi vaheline reaktsioon kulgeb vesilahuses lõpuni hõbekloriidi tekkimise suunas, sest tekkinud hõbekloriid ei lahustu vees ning setib põhja. Niiviisi ta ei esine enam lahuses, kus reaktsioon toimub, nimetamisväärsel hulgal ega reageeri omalt poolt naatriumnitraadiga. Üldiselt: keemiline reaktsioon kulgeb lõpuni lahustumatu ühendi tekkimise suunas. Tähistame seda noolega reaktsiooni võrrandi osade vahel:

$$NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3.$$

Näide 3. Lisame leelismetalli soola, näiteks naatriumkloriidi lahusesse leelist, näiteks kaaliumhüdroksüüdi lahust. Pole märgata mingit muutust; lahus jääb selgeks; ei eraldu gaasi ega teki sadet.

$$NaCl + KOH \rightleftarrows NaOH + KCl.$$

Reaktsioon ei kulge lõpuni vasakult paremale, sest tekkivad ained hakkavad omavahel reageerima ja reaktsioon võtab samaaegselt ka vastassuuna.

Näide 4. Lisame vasksulfaadi lahusele naatriumhüdroksüüdi lahust; tekib valkjassinine helbeline sade. Vasksulfaadi ja naatriumhüdroksüüdi puhul kulgeb reaktsioon lõpuni, sest tekkinud vaskhüdroksüüd lahustub halvasti vees, setib põhja ega reageeri omakorda naatriumsulfaadiga:

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

Näide 5. Lisame katseklaasis naatriumnitraadi (tšiili salpeetri) kristallidele kontsentreeritud väävelhapet ja soojendame ettevaatlikult. Algab reaktsioon:

$$2NaNO_3 + H_2SO_4 = 2HNO_3 + Na_2SO_4.$$

Hoides katseklaasi suu juures märga lakmuspaberit, paneme tähele, et ta muutub punaseks. Lakmuse värvuse muutjaks on tekkinud happelised aurud. Vähem lenduv väävelhape tõrjub soolast kergemini lenduva lämmastikhappe välja.

Kokkuvõttes: et saada mingit hapet vabal kujul, tuleb mõjustada selle happe soola vähem lenduva happega. Et väävelhape lendub kõrgemal temperatuuril kui enamik teisi happeid, siis kasutatakse harilikult just väävelhapet teiste hapete vabastamise otstarbel.

Näide 6. Manustame seatina-atsetaadi (seatinasuhkru) lahusele katseklaasis natuke 10%-list soolhapet. Lõhna järgi

märkame eralduvat äädikhapet. Tekkinud valge sade on seatinakloriid:

$$Pb(CH_3COO)_2 + 2HCl = PbCl_2 + 2CH_3COOH.$$

Soolast võib happe välja tõrjuda teise happega juhul, kui viimane annab soolas esineva metalliga lahustumatu ühendi.

11. Neutraliseerimine.

Keemiline reaktsioon on liht- või liitainete vastastikune toime, kusjuures tekivad teised ühendid või lihtained ja eraldub või neeldub energia kas soojusena või mõne teise energialiigina.

Keemilisi reaktsioone kahe liitaine või lihtaine ja liitaine vahel, milles aatomite või aatomirühmade vahetamise teel tekivad kaks uut ainet, nimetatakse asendusreaktsioonideks. Kirjeldatud metalli ja happe, metalli ja soola, soola ja soola, aluse ja soola vahelised reaktsioonid kuuluvad asendusreaktsioonide liiki.

Üks asendusreaktsioonide liike on neutraliseerimine ehk kesendamine.

Võtame keeduklaasi 10 ml seebikivi ehk naatriumhüdroksüüdi lahust. Värvime ta lakmuse abil siniseks ja lisame sinna juurde tilkhaaval soolhappe lahust. Algul seebikivi lahuse värvus ei muutu; hiljem tekib aga happetilkade ümber punane värvus, mis segamisel uuesti kaob. Jääb aga happe edaspidisel lisamisel punane värvus segamisel püsima, siis tähendab see, et lisasime nii palju hapet, kuni kogu alus oli ära tarvitatud ja tema asemele tekkis sool, nagu näitab võrrand:

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O.$$

Reaktsiooni, milles hapest ja alusest tekivad sool ja vesi, nimetame kesendamis- ehk neutraliseerimisreaktsiooniks.

Kui on teada happe kontsentratsioon ja mõõdetud lisatud happe hulk (ruumala), siis võime arvutada aluse hulka ja ta kontsentratsiooni. Katse puhul kesendasime 10 ml NaOH lahust soolhappega, mis sisaldas lahuse 100 ml-s 10 g HCl. Kesendamiseks kulus 20,5 ml hapet. Arvutame, kui palju leelist meil oli. 100 ml soolhapet sisaldab 10 g kloorvesinikku, HCl. 20,5 ml hapet aga sisaldab

$$\frac{10 \cdot 20{,}5}{100}\ \text{g} = 2{,}05\ \text{g}$$ kloorvesinikku, HCl.

Na aatomkaal on	23		
O „ „	16	H aatomkaal on	1
H „ „	1	Cl „ „	35,5
NaOH molekulkaal	40	HCl molekulkaal	36,5

Kesendamisvalemit võib lugeda nii: 40 grammi naatriumhüdroksüüdi kesendamiseks on tarvis 36,5 grammi kloorvesinikku.

Kirjutame selle üles alljärgnevalt:

HCl (kloorvesinik)		NaOH (naatriumhüdroksüüd)
35,5 g	kesendab	40 g
1 g	„	$\frac{40}{35{,}5}$ g
2,05 g	„	$\frac{40 \cdot 2{,}05}{35{,}5}\ \text{g} = 2{,}31$ g.

Niisiis 10 ml naatriumhüdroksüüdi lahust sisaldas 2,31 g naatriumhüdroksüüdi, NaOH.

Vedelikkude mõõtmiseks kasutatakse pipette, bürette ja mõõtkolbe (joon. 42).

Pipett on klaastoru väljapuhutud munaga keskosas. Kriipsust otsani on kindel ruumala (maht). On olemas 10 ml, 5 ml, 2 ml jne. pipette.

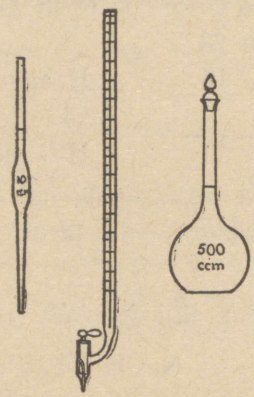
Imeme vedelikku, mida tahame võtta näit. 10 ml, vastava mahuga pipetti. Paneme sõrmega pipeti ülalt kinni, lõdvendame sõrme survet ja laseme vedelikku tilkadena välja, kuni tema tasa-

pind ulatub kriipsuni. Juhime pipeti alumise otsa anuma serva vastu, kuhu tahame vedelikku viia, ning laseme vedeliku välja.

Büretti on „kaliibritud", kraaniga varustatud toru. Büretil on märgitud ml-d ja nende kümnendikud.

Alates kesendamist kirjutame üles happe tasapinna seisu büretis, näiteks 3,6. Kesendamise lõpul märgime jälle happe tasapinna seisu. Olgu see 13,8. Tarvitatud happe maht on siis 13,8 — 3,6 = 10,2 ml.

Mõõtkolb on kindla ruumalaga kolb. Täites ta kuni kriipsuni teame, et meil on kindel maht vedelikku, näit. 100 ml, 200 ml jne.



Joon. 42. Pipett, büretт, mõõtkolb.

Lahuste valmistamiseks tarvitatakse mõõtkolbe.

Lahuste kontsentratsiooni võib väljendada %-des lahuse kaalu suhtes, teiste sõnadega, kaaluprotsentides väljendatud kontsentratsioon ütleb meile, mitu grammi ainet on lahustatud 100 g-s lahuses.

Lihtsam on aga väljendada lahustatud aine hulka, öeldes, mitu grammi lahustatud ainet leidub lahuse 100 ml-s.

Valmistame oblikhappe $(COOH)_2$ lahuse, mis sisaldaks 2 g hapet lahuse 100 ml-s. Kaalume 2 g oblikhapet. Lahustame teda keeduklaasis väheses vees. Kallame selle lahuse 100 ml-sse mõõtkolbi, lisame vett peaaegu kuni kriipsuni, loksutame, laseme seista, kuni lahus võtab toatemperatuuri, ja

täidame siis täpselt kuni kriipsuni. Soovitav oblikhappe lahus on valmis.

Kordamisküsimused.

1. Missugused üldomadused on metallidel ja mittemetallidel?
2. Mida me nimetame mineraaliks?
3. Mis on kivim?
4. Mis on homogeensed ja heterogeensed ained? Tooge näiteid!
5. Missugust osa etendab keemia NSV Liidu rahvamajanduse arengus? Jutustage keemia arengust meie suurel sotsialistlikul kodumaal!
6. Mida me nimetame oksüüdiks ehk hapendiks?
7. Kuidas võib saada metallide oksüüde?
8. Millised oksüüdide nimetamise viisid on teile tuntud?
9. Nimetage metallide ja mittemetallide oksüüde ning kirjutage nende keemilised ja struktuurvalemid!
10. Missuguseid ühendeid nimetatakse hüdroksüüdideks ja kuidas nad tekivad?
11. Nimetage mõnd alust ja kirjutage tema keemiline ning struktuurvalem!
12. Mida mõistame hüdroksüülrühma all?
13. Missuguseid aluseid nimetatakse leelisteks ehk alkaliteks ja millised on nende omadused?
14. Mida mõistetakse hapete all ja kuidas nad tekivad?
15. Missugused happed on teile tuntud? Tooge näiteid iga tüübi kohta!
16. Missugused omadused iseloomustavad happeid?
17. Missugused indikaatorid on teile tuntud ja kuidas nad muudavad oma värvust sõltuvalt keskkonnast?
18. Mis on anhüdriid?
19. Kuidas reageerivad metallid hapetega? Tooge näiteid!
20. Missuguseid ühendeid nimetatakse sooladeks?
21. Mis on normaalsed ja happelised soolad?
22. Andke nimetused järgmistele ühenditele: Na_3PO_4, $CaSO_4$, K_2CO_3, K_2SO_4, $CuCO_3$, $NaHSO_4$, $KHCO_3$, $Ca(HSO_4)_2$.
23. Missugused kaksiksoolad on teile tuntud?
24. Mis on kristall?
25. Mida mõistame kristallumise all?
26. Mis on lahustuvuskoefitsient?

27. Kuidas määrata lahustuvuskoefitsienti?
28. Missuguseid lahuseid nimetatakse küllastatud lahusteks?
29. Kirjeldage kristallide üldomadusi!
30. Mis on sümmeetriatasapind?
31. Mis on sümmeetriatelg?
32. Missugused kristallisüsteemid on teile tuntud?
33. Mida mõistame kristalli ruumvõre all?
34. Kuidas reageerivad üksteisega metall ja sool? Tooge näiteid!
35. Kirjeldage reaktsiooni soola ja soola vahel! Missugused ühendid peavad tekkima selleks, et reaktsioon kulgeks lõpuni?
36. Kuidas reageerivad teineteisega alus ja sool ning hape ja sool? Tooge näiteid!
37. Missugust reaktsiooni nimetame neutraliseerimisreaktsiooniks? Tooge mõni näide!
38. Milleks võime kasutada neutraliseerimisreaktsioone ja kuidas?
39. Kuidas valmistada NaOH lahust, mis sisaldaks 4 g NaOH 100 ml-s lahuses?

III. Halogeenide rühm.

1. Sissejuhatuseks.

Keemilise analüüsi abil on kindlaks tehtud, et paljude looduses esinevate tööstusele tähtsate toorainete — mineraalide koostises esineb mittemetalle. Näiteks sisaldavad kivisool ja kaalisool kloori, salpeeter — lämmastikku, püriit ja kips — väävlit, savi — räni, lubjakivi — süsinikku.

Tähtsamad mittemetallid on hapnik ja väävel, lämmastik ja fosfor, süsinik ja räni, kloor, broom, jood ja fluor.

Kloor, broom, jood ja fluor ühendatakse rühmaks „halogeenide" nime all.

Nimetus „halogeenid" on võetud kreeka keelest ja tähendab „soolatekitajad": halogeenid reageerivad kergesti paljude metallidega, andes sooli.

Halogeenid on laialt levinud elemendid ja neil on suur tähtsus ka looma- ja taimeorganismi eluprotsessides. Et reguleerida haigestunud organismi funktsioone, antakse tihti ravimeid, mis sisaldavad tarbe järgi ühte või teist halogeeni.

2. Kloor. Kloori saamine laboratoorsel teel. Kloori füüsikalised omadused.

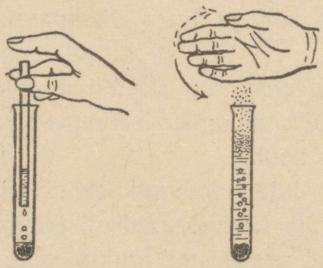
Kloor (ladinakeelne nimetus *Chlorum*; „*chloros*" tähendab kreeka keeles „roheline"). Kloori keemiline märk on Cl, aatomnumber 17, aatomkaal 35,5.

Et kloori aatomnumber on 17, siis esineb tema aatomi tuumas 17 prootonit. Aatomkaal ümmarguselt 35 ütleb, et prootonite ja neutronite arv aatomi tuumas on kokku 35, neutroneid on siis $35 - 17 = 18$. Vastavalt 17 prootonile on aatomi tuumal 17 positiivset laengut ja tema ümber tiirleb kokku 17 elektroni, neist seitse väliskestas. Kloori aatomi ehitust näeme joonisel 16.

Ühinedes vesinikuga ja metallidega võtavad kloori aatomid ühe elektroni juurde; siis liigub nende väliskestas $7 + 1$ ehk 8 elektroni. Ühinedes hapnikuga ja mittemetallidega loovutavad kloori aatomid elektrone, maksimaalselt seitse.

Märkus. *Kloori mürgise toime pärast peab kõik katsed klooriga teostama hea tõmbega tõmbekapis ning liigset kloori tuleb püüda lubjaveega. Tõmbekapi puudumisel võib katsetada vabas õhus.*

Katse 1. *Kloori saamine.* Paneme katseklaasi mõne kristallikese bertolee soola ja manustame veidi kontsentreeritud soolhapet. Kontsentreeritud soolhape eraldab kloorvesiniku aurusid, mis mõjuvad lämmatavalt hingamisorganitele. Et neid aurusid mitte sisse hingata, selleks võtame klaastorukese ja kastame tema kontsentreeritud soolhap-



Joon. 43. Kloori saamine.

pesse, suleme toru ülalt sõrmega ja tõstame ta välja. Torus on natuke hapet. Viime ta nüüd katseklaasi bertolee soolaga. Võttes sõrme ära, tilgutame hapet sellele soolale. Eraldub kloor; lehvitame käega ettevaatlikult enda suunas, et tundma õppida kloori lõhna ja toimet meie hingamisorganitesse (joon. 43).

Kloor on rohekaskollane gaas; ta on 2,5 korda õhust raskem. Klooril on lämmatav lõhn, ta on väga mürgine ja mõjub tugevasti ärritavalt limanahkadele. Seepärast tuleb hoiduda kloori sisse hingamast. Kloori suuremate hulkade sissehingamine võib põhjustada surma. Atmosfäärsel rõhul ja toatemperatuuril lahustub ühes liitris vees umbes 2,5 liitrit kloori.

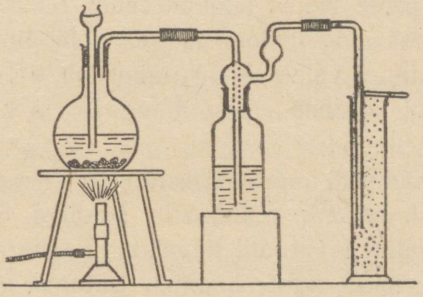
Kloor võib veelduda toatemperatuuril. Näiteks temperatuuril 17° C on vaja 4 atmosfääri rõhku selleks, et kloor tiheneks vedelikuks erikaaluga 1,5, keemistäpiga —33° C ja külmumistäpiga —101° C atmosfäärse rõhu puhul.

Reaktsiooni bertolee soola ja soolhappe vahel näitab võrrand

$$KClO_3 + 6HCl = KCl + 3H_2O + 3Cl_2\uparrow.$$

Selles protsessis kloorvesinikus esinev kloor kaotab temaga seotud vesiniku, s. t. hapendub ehk oksüdeerub.

Laboratooriumis saadakse kloori voolu seadise abil, mida näeme joonisel 44.



Joon. 44. Aparatuur kloori voolu saamiseks.

K a t s e 2. *Kloori voolu saamine.* Kolbi on puistatud umbes 30 g pruunkivi pulbrit. Pruunkivi on must mineraal, koostisvalemiga MnO_2. (Mangaan, Mn, lihtainena on raske metall.) Ülalt lisame lehtri abil osade kaupa soolhapet (2 ruumala kontsentreeritud soolhapet segatud ühe ruum-

ala veega). Eralduv kloorgaas tõrjub kolvist ja tervest seadeldisest õhu välja ning hakkab kogunema selleks valmispandud uuriklaasiga kaetud silindri põhja, sest ta on raskem kui õhk. Kloori kogunemist silindris näeme tema värvuse tõttu, eriti kui paneme lehe valget paberit silindri taha. Kloorgaas kisub endaga kaasa soolhappe aurusid. Et vabastada kloorgaasi neist aurudest, lülitatakse aparatuuri veega täidetud gaasipesupudel, nagu näeme joonisel 44. Kloor lahustub vees vaid vähesel määral, soolhappe aurud aga hästi. Kloor vabaneb sel teel ebasoovitavast lisandist. Kolvis kulgevad järgmised reaktsioonid:

$$MnO_2 + 4HCl = MnCl_4 + 2H_2O.$$

$MnCl_4$ kui mittepüsiv ühend laguneb:

$$MnCl_4 = MnCl_2 + Cl_2 \uparrow .$$

Kokkuvõttes: $MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$.

Näeme, et peale kloori tekivad selles reaktsioonis kõrvalproduktidena vesi ning dikloormangaan ehk mangaanokloriid. Tuletame meelde, et valem MnO_2 tähendab, et selle mangaanhapendi molekul koosneb ühest mangaani ja kahest hapniku aatomist.

Keemilise elemendi märk tähistab ka tema aatomkaalu. Mn tähendab 1 aatomit mangaani, kaaluga 54,9 relatiivset ühikut; O tähendab 1 aatomit hapnikku, kaaluga 16 relatiivset ühikut; O_2 tähendab kahte hapniku aatomit molekulis, kaaluga $16 \times 2 = 32$ relatiivset ühikut. MnO_2 on mangaanhapendi molekul, kaaluga $54{,}9 + 32 = 86{,}9$ relatiivset ühikut.

Reaktsioonis tekkinud kloorgaasi molekul koosneb kahest aatomist; Cl_2 tähendab kloori molekuli, kaaluga $35{,}5 \times 2 = 71$ relatiivset ühikut.

HCl on kloorvesiniku molekul, kaaluga $1 + 35{,}5$ ehk 36,5 relatiivset ühikut.

Kokkuvõttes võime lugeda ülalantud valemit nii: kui reageerib 86,9 kaaluühikut mangaanhapendit ja $4 \times 36{,}5 = 146$ kaaluühikut kloorvesinikku, siis tekib 71 kaaluühikut kloorgaasi.

Laboratoorses praktikas arvutatakse relatiivsete ühikute asemel grammidega.

Kui võtame niimitu grammi ainet, kuipalju tema aatomkaal sisaldab relatiivseid ühikuid, siis ütleme, et võtsime ühe g r a m m - a a t o m i seda ainet. 1 g vesinikku on üks gramm-aatom vesinikku; 35,5 g kloori on üks gramm-aatom kloori; $71 = 35{,}5 \times 2$ grammi kloori aga on g r a m m - m o l e k u l kloori jne.

N ä i d e. Oletame, et on tarvis leida, kui palju MnO_2 vajatakse, et saada 3,2 g kloori, mis moodustab 0^0 C ja 1 at puhul ca 1 liitri seda gaasi.

86,9 g MnO_2 annab 71 g Cl_2,

$\frac{86{,}9}{71}$ g MnO_2 „ 1 g Cl_2,

$\frac{86{,}9 \cdot 3{,}2}{71}$ g MnO_2 „ 3,2 g Cl_2.

Seega vajalik hulk on $\frac{86{,}9 \cdot 3{,}2}{71}$ g $= 3{,}9$ g MnO_2.

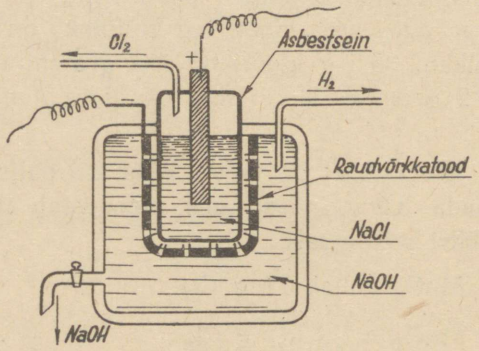
Teades reaktsiooni lähteainete hulka võime praegu seletatud alustel arvutada tekkivate produktide hulka.

3. Kloori tööstuslik valmistamine.

Et kloor on vajalik aine paljudes tööstustes, siis on NSV Liidus ja ka mujal arenenud kloori tööstuslik saamine. Tehniliselt valmistatakse kloori peaaegu eranditult, lagundades kivisoola, NaCl vesilahust elektrivooluga. Seda protsessi nimetatakse kloornaatriumi e l e k t r o l ü ü s i k s. Elektrolüüsil toimub aine koostisosade eraldumine elektroodidel. NaCl puhul anoodil eraldub kloor ja katoodil Na. Viimane, reageerides

veega, tõrjub sellest välja vesiniku ja moodustab NaOH leeliselahuse.

Asbestist vahesein takistab kloori tungimist katoodvedelikku, kus ta reageeriks NaOH-ga. Asbest on valge kiulise ehitusega looduslik silikaat [1]. Vedelikuga läbi-immutatud asbest juhib elektrit, kuid takistab anoodi ja katoodi vedelikkude segunemist. Joonis 45 näitab vastavat aparatuuri.



Joon. 45. Kloori tööstuslik saamine.

Saadud kloor tihendatakse suurendatud rõhul kollaseks vedelikuks ja transporditakse raudballoonides, kus valitseb kuueatmosfääriline rõhk.

Märgime, et selle menetluse kõrvalproduktidena saadakse veel naatriumhüdroksüüdi, NaOH, ja vesinikku, H_2.

4. Kloori keemilised omadused.

Kloor ühineb otseselt paljude elementidega. Liitaine t, mis koosneb kloorist ja ainult ühest teisest elemendist, nimetatakse kloriidiks.

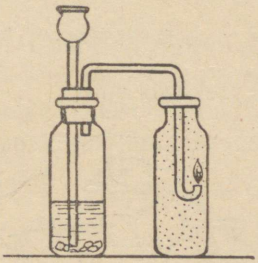
[1] Silikaadid on räniühendid, nimelt ränihappesoolad.

Kui aine molekulis on üks aatom kloori, nimetatakse seda vastava elemendi monokloriidiks ehk lihtsalt kloriidiks, näiteks KCl on kaaliummonokloriid ehk kaaliumkloriid.

Kui molekulis on kaks aatomit kloori, nimetatakse ainet dikloriidiks, kolme klooriaatomi puhul — trikloriidiks, nelja klooriaatomi puhul — tetrakloriidiks, viie klooriaatomi puhul — pentakloriidiks jne.

Näited: $MnCl_2$ on mangaandikloriid.
PCl_3 on fosfortrikloriid.
CCl_4 on süsiniktetrakloriid.
PCl_5 on fosforpentakloriid.

Katse 3. *Kloori ühinemine vesinikuga.* Täidame mitu purki klooriga. Katame need purgid klaasplaatidega ja teeme mõned katsed, et tundma õppida kloori keemilisi omadusi.



Joon. 46. Vesinik põleb klooris.

Tekitame tsingi ja väävelhappe vastastikusel toimel vesiniku voolu (joon. 46). Paneme kummivooliku abil klaastoru aparatuuri külge ja süütame väljuva vesiniku põlema. Nüüd viime leegi klooripurki. Vesinik põleb klooris edasi roheka leegiga, ühinedes klooriga kloorvesinikuks ehk vesinikkloriidiks. Reaktsiooni võrrand on järgmine:

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl\uparrow.$$

Lisame anumasse, kus põles vesinik, vett ja katsume lahust lakmuspaberiga; see läheb punaseks.

Vaatleme seda reaktsiooni aatomi struktuuri seisukohalt. Vesiniku aatom loovutab ühe elektroni, ta hapendub. Kloori aatom võtab ühe elektroni juurde, ta taandub.

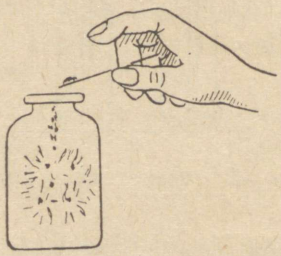
Segades kloori ja vesinikku võrdsetes hulkades ja süüdates segu, tekitame gaaside ühinemise plahvatusena. Seepärast kannab kloori ja vesiniku segu k l o o r p a u k g a a s i nime. Ka eredal päikesevalgusel toimub ühinemine plahvatusega, pimedas toas aga väga aeglaselt.

Kloor seob vesinikku ahnelt ka siis, kui vesinik on ühenduses teiste ainetega; see tähendab, et kloor mõjub sellele ainele hapendavalt, sest aine kaotab vesinikku.

K a t s e 4. Immutame filterpaberi riba tärpentiniga, $C_{10}H_{16}$. Paigutame ta tangide abil purki kloorgaasiga. Varsti süttib paber ja põleb suitsva leegiga. Reaktsioon on järgmine:

$$C_{10}H_{16} + 8Cl_2 = 16HCl + 10C.$$

Eralduv süsinik tekitab suitsu.



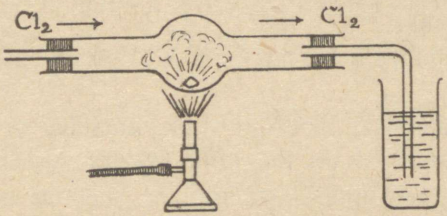
Joon. 47. Rauapulbri põlemine klooris.

K a t s e 5. Raputame raudlusikal eelsoojendatud rauapulbrit klooriga täidetud purki (joon. 47). Rauapulber hakkab põlema. Kui põlemine on lõppenud, leiame purgi seintel pruunika kihi; tekkinud ühend on r a u d k l o r i i d.

Reaktsiooni võrrand on:

$$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3.$$

K a t s e 6. Petrooleumist väljavõetud, kuivatatud ja oksüüdide kihist vabastatud naatriumitükk paigutatakse keskpaigas väljapuhutud klaastorukesse; naatriumi asukohta soojendatakse ja lastakse torust kloori vool läbi, nagu näitab joonis 48.



Joon. 48. Naatriumi põlemine kloori voolus.

Naatrium süttib ja põleb klooris pimestavalt erekollase leegiga. Klaastoru seintele kogunev valge pulber on kloornaatrium ehk naatriumkloriid, mida tunneme keedusoola nime all. Reaktsiooni võrrand on järgmine:

$$2Na + Cl_2 = 2NaCl.$$

K l o o r ü h i n e b o t s e s e l t p e a a e g u k õ i g i m e t a l l i d e g a.

Metallide ühinemine klooriga tuletab meelde ühinemist hapnikuga. Ka siin toimub põlemine — valguse ja soojuse eraldumine, mõnikord koguni plahvatus. Ühinemist klooriga või mõne teise halogeeniga loetakse sel ja ka mõningatel teoreetilistel kaalutlustel hapendumis-taandumisprotsessiks, kus kloor või muu halogeen taandub ja teine element hapendub.

Taandumist nimetatakse veel redutseerumiseks ja hapendumist oksüdeerumiseks, taandumis-hapendumisprotsesse aga lühidalt r e d - o k s - p r o t s e s s i d e k s.

K a t s e 7. *Kloori toime fosforisse.* Võtame raudlusikale natuke punast fosforit ja raputame selle klooriga täidetud purki. Fosfor süttib otsekohe, ühinedes klooriga; tekib fosforkloriid ehk täpsemalt fosfortrikloriid võrrandi järgi:

$$2P + 3Cl_2 = 2PCl_3.$$

Ainete põlemisel klooris muutub kloori värvus purgis kloori sidumise ja seega vaba kloori hulga vähenemise tõttu järjest nõrgemaks.

K l o o r ühineb peaaegu kõigi mittemetallidega.

Ainete ühinemisel klooriga meie katsetes eraldus valgust ja soojust; seepärast on loomulik rääkida nende ainete põlemisest klooris, sest üldiselt räägitakse keemias põlemisest, kui mõnes reaktsioonis eraldub valgust ja soojust.

5. Kloorvesi.

Kloor lahustub vees vähesel määral. Tekkiv lahus — kloorvesi — on kollakas. Valguse toimel muutub ta aga värvusetuks ja temast eraldub hapnikku; kloorvesi aga saab happelised omadused, nagu näitab katse lakmuspaberiga.

Reaktsioon kulgeb kahes järgus:

$$Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + HOCl.$$

$$HOCl \rightarrow HCl + O.$$

Vaheproduktina tekkivat ja kohe lagunevat ainet HOCl nimetatakse alakloorishappeks.

Summaarne reaktsiooni võrrand on:

$$H_2O + Cl_2 = 2HCl + O.$$

Eralduv hapnik esineb siin aatomitena O, mis ühinevad hiljem hapniku molekuliks O_2. Üksikud vabad hapniku aatomid on aktiivsemad kui

hapniku molekulid; hapniku aatomid avaldavad hapendavat toimet ka olukorras, kus hapnikgaasi molekulid ei reageeri. Värviline riie näiteks ei kaota oma värvi õhuhapniku toimel ega ka pesemisel vees, sest õhus on hapniku aatomid seotud omavahel gaasi molekulideks ning vees vesiniku aatomitega vee molekulideks. Kui aga kastame värvilise riidetüki kloorvette, kaotab ta oma värvi, sest kloorvees leidub alati vabu hapniku aatomeid.

Atomaarse hapniku erilist aktiivsust tema tekkimise momendil nimetatakse toimeks *in statu nascendi* ehk tekkimisolekus.

Kloorvett kasutatakse pleegitamisvahendina. Ta pleegitab ainult puuvillast ja linast riiet; vill ja siid aga lagunevad kloori toimel.

6. Kloor sõjagaasina.

Kloori rakendati tema mürgisuse tõttu esimese sõjagaasina sakslaste poolt juba esimeses imperialistlikus maailmasõjas 1915. aastal. Niiskes õhus tekitab kloor hapnikku *in statu nascendi*, mis mõjub lagundavalt limanahkadele. Hiljem ei tarvitatud sõjagaasina enam kloori, küll aga tema ühendeid. Mõlemad mõjuvamad sõjagaasid ipriit ja luisiit on kloori ühendid.

Kaitseks mürkgaaside vastu tarvitatakse gaasitorbikuid. Gaasitorbikud sisaldavad niinimetatud „aktiivset" söepulbrit. Söepulbril on võime siduda oma pinnal ehk adsorbeerida gaase. Ta sidumisvõime on väga suur. Näiteks seob 1 cm^3 aktiivset sütt 500 cm^3 kloori. See tugev gaasi neelamise võime tuleb sellest, et söe peente terakeste kogupindala on tohutu suur.

Peale söepulbri on ka mitmel teisel ainel adsorbeeriv mõju, näiteks savimullal, ränitufil, vanaadiumpentoksüüdil jt. Adsorbeerival ainel on mõnikord ka veel keemiline sidumisvõime.

Gaasitorbikutes on võimalik rakendada mitme adsorbeeriva aine kombinatsioone.

Kaitseks kloori ja kloori sisaldavate sõja-mürkainete vastu on võimalik kasutada ka nendega reageerivaid kemikaale. Tabel 7 annab ülevaate kloori sisaldavaist sõja-mürkainetest, nende agregaatolekust, lähteaineist nende valmistamiseks ja kaitsevahendeist nende vastu.

7. Kloori kasutamine.

Teadus oskab valitseda kloori mürgist toimet ja näitab teid, kuidas seda gaasi kasutoovalt rakendada. Juba väga väikestes hulkades hävitab kloor kahjulikke mikro-organisme ja baktereid, ilma et ta neis annustes avaldaks kahjulikku mõju suurematele loomadele. Seepärast kasutatakse kloori linnades vee puhastamiseks. Kloor juhitakse peenikese vooluna otse veevärgitorustikku, nii et ühe liitri vee kohta tuleks 0,002 g kloori. See kloori hulk tapab mikro-organismid, on aga suurematele loomadele kahjutu. Kloori kasutatakse pleekimisainena tekstiil- ning paberitööstuses. Paljude ravimite valmistamisel rakendatakse kloori klooriühendite saamise otstarbel.

8. Kloori esinemine looduses.

Kloor on väga aktiivne element; ta ühineb kergesti ja vahenditult paljude teiste elementidega. Seepärast ta looduses vabalt ei esine; teda leitakse ainult liitainetes. Tähtsaim ja levinenuim neist ühendeist on keedusool ehk naatriumkloriid.

Keedusool on kristalne värvusetu läbipaistev aine. Ta kristallub regulaarses süsteemis kuubikestena. Igapäevases elus kasutame teda toiduainete konservimiseks ning toitude

Tabel 7.

Kloori sisaldavad sõja-mürkained (lühend OB*).

Nimetus	Koostis	Agregaatolek	Mürkaine toime laad	Valmistamiseks vajalikud lähteained	Kaitsevahendid
Kloor	Cl_2	gaas	lämmatav	keedusool	hüposulfiit, $Na_2S_2O_3$, aktiivsüsi
Difosgeen	$ClCOOCCl_3$	vedelik	lämmatav	kloor, sipelghapu metüül	aktiivsüsi
Fosgeen	$COCl_2$	gaas	lämmatav	vingugaas ja kloor	urotropiin, aktiivsüsi
Kloorpikriin ehk klop	CCl_3NO_2	vedelik	lämmatav ja pisarate voolu tekitav	pikriinhape ja kloor	Na-bisulfiit, $NaHSO_3$, aktiivsüsi
Ipriit	$S(C_2H_4Cl)_2$	vedelik	sööbeaine ja nahamürk	kloor, väävel ja piiritus	aktiivsüsi, kummirõivastus, kloorlubi
Luisiit	$CHCl = CHAsCl_2$	vedelik	sööbeaine ja nahamürk	arseentrikloriid atsetüleen	aktiivsüsi, kloorlubi, kummirõivastus
Difenüülkloorarsiin ehk klark I	$(C_6H_5)_2AsCl$	tahke	aevastamist esilekutsuv	kloor, arseenhape, bensool	viltkurn

* Lühend „OB" tähendab vene keeles „*отравляющие вещества*", s. t. mürgised ained.

maitsestamiseks. Keskmiselt tarvitab inimene aastas 7—8 kg keedusoola. Teda leidub looma organismis. Ta on hea liha ja kala konservimise vahend. Keemia põhitööstuses on keedusool lähteaineks soolhappe, sooda, kloori ja sööbenaatriumi tootmisel.

Lahustatud kujul esineb keedusool merevees, kus ta sisaldus on 2—3%, peale selle ka soolajärvedes ning soola-allikates. Paljud soolajärved auravad suvel nii tugevasti, et veepinna langemisel neid ümbritseb valgete soolaväljade vöönd, kust soola kogumine ei tee raskusi.

Kohati esineb keedusool mineraalina ulatuslikes paksudes lademetes. See on kivisool. Kahtlemata on need kivisoolalademed tekkinud soola sadestumisel merede ja järvede vee aurumisel. Kivisoolalademete läheduses leidub tihti teiste kloori-sisaldavate mineraalide lademeid; niisugusteks mineraalideks on sülviin, KCl, sülviniit, $KCl \cdot NaCl$, ja karnalliit, $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$. Karnalliidi ja sülviniidi hiiglalademeid leidub Põhja-Uuralis (Solikamski juures). Donbassis (Artjomovski linna juures) ja Lääne-Ukrainas on suured kivisoolalademed. Märkimist väärivad suured kivisoola- ja sülviinilademed Saksamaal Stassfurti linna juures ja ammendamatud kivisoolalademed Poolas Wieliczkas.

9. Kloorvesinik ja soolhape.

Hulgaviisi saadakse kloorvesinikku, toimides väävelhappega keedusoolasse:

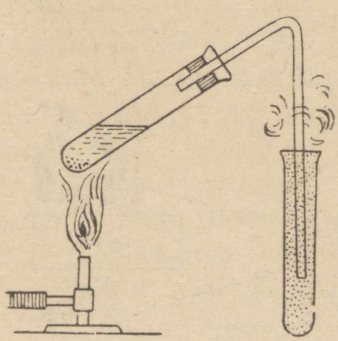
$$NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HCl \uparrow.$$

Kõrgematel temperatuuridel tekib saadusena mitte happeline naatriumsulfaat ehk bisulfaat, vaid neutraalne sulfaat Na_2SO_4:

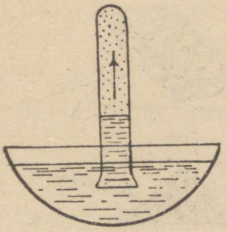
$$NaCl + NaHSO_4 = Na_2SO_4 + HCl \uparrow.$$

Kloorvesinik on värvusetu, sööbiva terava lõhnaga gaas. Ta on 1,5 korda raskem õhust ja lahustub kergesti vees. Joonis 49 näitab kloorvesiniku saamist.

K a t s e 1. Paigutame katseklaasi keedusoola ja valame sellele kontsentreeritud väävelhapet. Teise katseklaasi kogume tekkiva kloorvesiniku. Õhust raskem HCl koguneb nõu põhja.



Joon. 49. Kloorvesiniku saamine laboratoorsel teel.

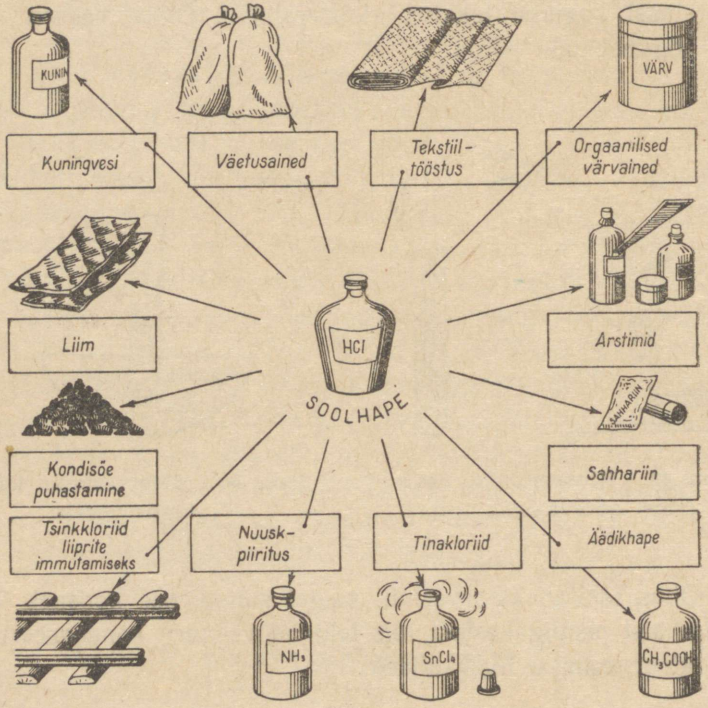


Joon. 50. Kloorvesiniku lahustuvus vees.

Õhus tekitab kloorvesinik valget suitsu; see koosneb õhus hõljuvaist pisitilgakestest, mis tekivad veeauru kondenseerumisel kloorvesiniku molekulidel.

K a t s e 2. Joonis 50 kujutab katset, mis näitab kloorvesiniku suurt lahustuvust vees. Suleme sõrmega HCl-ga täidetud katseklaasi, pöörame ta põhjaga ülespoole ja pistame kaussi veega. Tõmbame sõrme ära. Kloorvesinik lahustub vees, katseklaasis tekib gaasi hõrendus ning vesi tungib klaasi, selles järjest tõustes. Kui veele on lisatud sinist lakmuslahust, muutub ta otsekohe punaseks. Lahustudes vees annab kloorvesinik soolhappe lahuse.

Soolhappe saamine tööstuses põhjenebki sellel reaktsioonil keedusoola ja väävelhappe vahel. Soolhape on hädavajalik aine paljudes tööstusliikides. Joonis 51 näitab piltlikult tööstusliikide sõltuvust soolhappe tootmisest.



Joon. 51. Tööstusliikide sõltuvus soolhappest.

Vees lahustub harilikes tingimustes maksimaalselt 37% kloorvesinikku; selle lahuse erikaal on 1,19. Ta suitseb õhu käes, sest temast eraldub gaasilist kloorvesinikku. 37%-list kloorvesiniku lahust vees nimetatakse kontsentreeritud soolhappeks. Lahjendatud soolhappe lahused õhus ei suitse.

Soolhape on tugev hape. Temas lahustuvad paljud metallid, tekitades vastavaid sooli. Seejuures eraldub vesinik.

Näide:

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

Ka paljude metallide oksüüdid lahustuvad soolhappes, moodustades sooli, näiteks:

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

Soolhappe sooli nimetatakse kloriididekss.

Enamik kloriide lahustub vees hästi. Halvasti lahustuvad hõbekloriid ehk soolhapu hõbe, AgCl, elavhõbekloriid ehk merkurokloriid, Hg_2Cl_2, seatinakloriid, $PbCl_2$, ja vase monokloriid ehk kuprokloriid, CuCl.

Soolhappe esinemise tunnuseks lahuses on lahustumatu valge sademe tekkimine, kui lämmastikhappega hapestatud uuritavale lahusele lisame hõbenitraadi ehk põrgukivi lahust.

Katse 3. Lisame soolhappe lahusele katseklaasis mõne tilga põrgukivi lahust; tekib kohupiimasarnane valge sade:

$$HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3.$$

Seistes valguse käes muutub sade sinakaslillaks: ta laguneb valguse toimel, eraldades metalset hõbedat.

Hõbekloriidi sade ei lahustu salpeeterhappes, mis tekib selle reaktsiooni juures kõrvalproduktina. Seepärast kulgeb reaktsioon siin lõpuni, sest hõbekloriid langeb sademena välja.

Ka kloriidid annavad põrgukivi lahusega hõbekloriidi sademe.

Näiteks:

$$NaCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + NaNO_3.$$

Soolhapet võime neutraliseerida sööbenaatriumiga; tekivad sool ja vesi; lahus muutub neutraalseks. Reaktsiooni võrrand on:

$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O.$$

Mõjudes sööbenaatriumiga metalli kloriidile saame naatriumkloriidi ja vastava metalli hüdroksüüdi, mis on tavaliselt halvasti lahustuv. Näiteks:

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

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

Käsiteldud neli reaktsiooni selgitavad soola ja happe, soola ja soola, aluse ja happe ning soola ja aluse vastastikust toimet. Kõigis neis reaktsioonides vahetasid metallide aatomid molekulides koha kas omavahel või vesinikuga. Happejäägid jäid aga muutumatuks. Tuletame meelde, et niisuguseid reaktsioone nimetatakse asendusreaktsioonideks.

10. Soolhappe tootmisest.

Tehnikas kulgeb soolhappe saamine samade lähteainete kasutamisel nagu laboratooriumiski. Need lähteained on kivisool ja väävelhape, reaktsiooni saadused on naatriumsulfaat ja kloorvesinik:

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

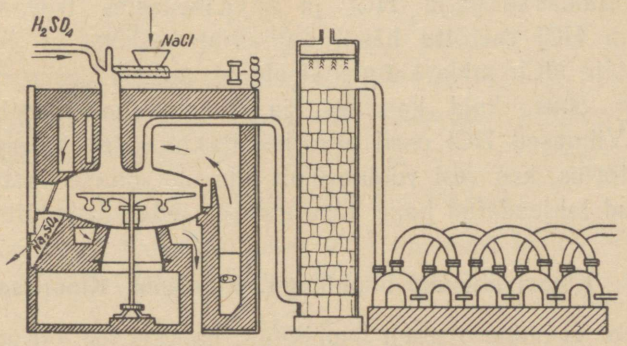
Reaktsioon kulgeb lõpuni, sest üks saadustest, HCl, eemaldub pidevalt reaktsiooni segust.

Lähteainetega täidetakse malmist muhvel, mis on vooderdatud happekindlate saviplaatidega ja asub ahjus. Muhvlis tiirleb segaja (joon. 52). Eralduv kloorvesinik lahkub toru kaudu ja tahke sulfaat koguneb lehtrisse; viimase ava läheb lahti, kui kogunenud sulfaadi kaal on küllalt suur. Sulfaat kukub ootavasse vagonetti. See kõrvalproduktina saadud sulfaat leiab kasutamist klaasi-, väävelnaatriumi- ja ultramariini-(pesusine-) tööstuses.

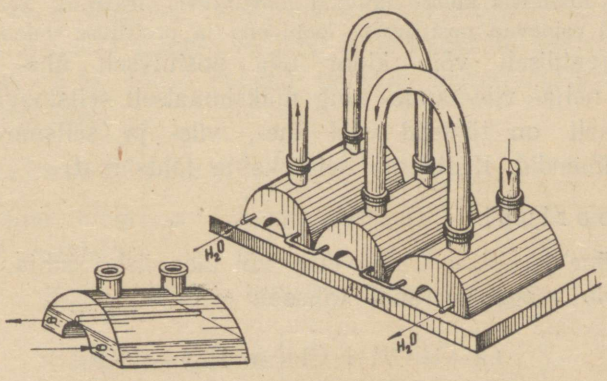
Eralduv HCl-gaas tungib ühes kuuma õhuga happekindlate savikividega täidetud torni, kus vesi talle vastu jook-

seb. Siin vabaneb gaasisegu väävelhappe piiskadest ja muudest lisanditest ning jahtub.

Tornivesi, mis on muutunud HCl lahustumise tõttu lahjendatud ebapuhtaks happeks, jookseb välja ja leiab ka rakendust. Puhastatud gaaside segu (õhk ja HCl) siirdub edasi



Joon. 52. Soolhappe tootmise skeem.



Joon. 53. Tsellaariused.

aparatuuri, kus ta kulgeb aparatuuri põhjas läbivoolava vee suhtes vastassuunas. See aparatuur koosneb üksteisega ühendatud põletatud savist tehtud anumatest, tsellaariustest (leiutaja nime järgi) (joon. 53).

Tsellaariused on ülal omavahel ühendatud metalltorudega, kus liiguvad õhk ja HCl segu, ning all klaastorudega, kus kulgeb vesi. Veepind on aparatuuris suur ja gaaside segu vabaneb hästilahustuvast kloorvesinikust kiiresti. Vastuvoolu põhimõte on siin väga kasulik: muhvlist väljuv õhk ja HCl segu sisaldavad palju HCl ja ahjulähedastes tsellaariustes lahustub HCl seetõttu hästi, vaatamata sellele, et vees on juba palju HCl; mida kaugemal ahjust, seda väiksem on HCl sisaldus õhus, kuid ka vees, ja lahustumine edeneb ikka hästi. Viimased HCl osad adsorbeeritakse õhust koksiga täidetud tornis, kus vesi voolab ülalt alla õhuvoolule vastu; seal tekkinud lahjendatud hape kasutatakse tsellaariuste täitmiseks.

11. Kloori ühendid hapnikuga. Kloorlubi. Kloorhape.

Kloor ei ühine otseselt hapnikuga; kaudsel teel on aga võimalik saada kloori ühendeid hapnikuga.

Neis ühendeis kloori aatomid loovutavad elektrone. See tähendab, nad esinevad positiivsete ioonidena ja positiivse valentsiga.

Teoreetiliselt võib kloor olla positiivselt ühe-, kahe-, kolme-, nelja-, viie-, kuue- ning maksimaalselt seitsmevalentne; praktiliselt on tähtsad vaid ühe-, viie- ja seitsmevalentse kloori ühendid. Käsitleme neist kahte tähtsamat.

K l o o r l u b i.

Juhime kloorijoa lubjavette või üle niiske lubja. Kloor reageerib veega võrrandi kohaselt:

$$\boxed{Cl + H}\boxed{OH + Cl} \rightarrow HCl + HOCl.$$

Tekkinud happed reageerivad alusega, moodustub mõlema happe sool, sest kahevalentne kaltsium asendab ühte vesinikku soolhappes ja ühte vesinikku alakloorishappes. Kõrvalproduktina, nagu alati soola moodustumisel, esineb vesi:

$$ClO\boxed{H + HO}Ca\boxed{OH + H}Cl \rightarrow ClOCaCl + 2H_2O.$$

Kirjutame mõlemad ülaltoodud valemid harilikul kujul teineteise alla ja summeerime need:

$$Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + HOCl$$
$$Ca(OH)_2 + HCl + HOCl \rightarrow CaOCl_2 + 2H_2O$$
$$\overline{Ca(OH)_2 + Cl_2 \rightarrow CaOCl_2 + H_2O}$$

Ühend $CaOCl_2$ on kloorlubi.

Kloorlubja struktuurvalem on Cl—Ca—O—Cl.

Isegi väga nõrgad happed, nagu õhus alati leiduv süsihape, lagundavad kloorlubja:

$$CaOCl_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + Cl_2 \uparrow.$$

Eralduv kloor põhjustab kloorlubja vastavat lõhna. Vees või niiskes õhus reageerib kloor edasi veega:

$$Cl_2 + H_2O \rightarrow 2HCl + O.$$

Tekkiv hapnik *in statu nascendi* on atomaarne hapnik ja seega väga aktiivne. Seepärast mõjub kloorlubi hapendavalt ja on kasutatav pleegitava ning desinfitseeriva ainena. Samal põhjusel on ta tõhus vahend paljude sõja-mürkainete vastu (degaseerijana).

Bertolee sool.

Juhime kloorijoa kuuma kaaliumhüdroksüüdi lahusesse. Kulgeb reaktsioon:

$$3Cl_2 + 6KOH = KClO_3 + 5KCl + 3H_2O.$$

$KClO_3$ struktuurvalem on K—O—Cl(=O)=O

Ühend $KClO_3$ kannab bertolee soola nimetust.

Nagu juba teame, annab bertolee sool soolhappe toimel kloori:

$$KClO_3 + 6HCl = KCl + 3H_2O + 3Cl_2 \uparrow.$$

Tema võib aga laguneda ka teisiti; näiteks kuumutamisel ja pruunkivi juuresolekul saame hapniku:

$$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2 \uparrow.$$

Seetõttu on bertolee sool väga kasulik laboratooriumis: temast võib saada soovi kohaselt kas kloori või hapnikku.

Bertolee soola mõjustamisel väävelhappega vabaneb kloorhape, valemiga $HClO_3$:

$$2KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2HClO_3.$$

Aurutades vett kloorhappe lahusest võib saada 50%-lise happe. See on siirupitaoline värvusetu vedelik. Ta on tugev hapendaja.

Paber süttib kokkupuutel kloorhappe lahusega põlema, sest et kloorhape kergesti laguneb. Selle lagunemise lõppsaaduseks on atomaarne, s. t. aktiivne hapnik:

$$HClO_3 \rightarrow HCl + 3O\uparrow.$$

Kloorhappe sooli nimetatakse kloraatideks. Bertolee sool on kloorhappe kaaliumsool, s. t. kaaliumkloraat.

12. Broom.

Broom (ladinakeelne nimetus *Bromum*; „*bromos*" tähendab kreeka keeles „haisev"), keemiline märk Br, aatomnumber 35, aatomkaal 79,9, on ainus mittemetall, mis on harilikul temperatuuril vedel. Ta on suure aururõhuga punakaspruun vedelik. Seetõttu hõljub broomi vedeliku kohal alati pruun broomiaur. Broom lahustub mõnevõrra vees, hästi bensoolis ja väävelsüsinikus, andes pruuni värvusega lahuse.

Katse 1. Loksutame broomvett bensooliga. Bensool ja vesi ei segune. Kerge bensool koguneb üles broomist värvitud pruuni kihina. Alumine veekiht jääb peaaegu värvusetuks. See näitab, et broomi lahustuvus bensoolis on suurem kui vees.

Temperatuuril üle 300° ühineb broom vesinikuga otseselt broomvesinikuks:

$$H_2 + Br_2 = 2HBr.$$

Hästi lahustades vees annab broomvesinik tugevatoimelise broomvesinikhappe.

Selle happe sooli nimetame bromiididekss. Hõbebromiid on valkjaskollast värvust ja lahustub halvasti vees. Ta tekib reaktsioonil:

$$NaBr + AgNO_3 = AgBr\downarrow + NaNO_3.$$

Broom ühineb otseselt paljude teiste elementidega. Loksutades broomvett tsingipulbriga saame tsinkbromiidi:

$$Zn + Br_2 = ZnBr_2.$$

Broom on vähem aktiivne kui kloor, nii et kloor tõrjub broomi bromiididest välja.

Katse 2. Lisame KBr lahusele kloorvett ja loksutame; eraldub broom:

$$2KBr + Cl_2 = 2KCl + Br_2.$$

Broomi kasutatakse tööstuses mõningate orgaaniliste värvide valmistamiseks. Naatriumbromiid, NaBr, ja kaaliumbromiid, KBr, on rahustavad vahendid.

Hõbebromiidi, AgBr, tarvitatakse fotoplaatide ja filmide valmistamisel; ta laguneb valguse toimel, eraldades metalset hõbedat. Reaktsioone, mis tekivad valguse toimel, nimetatakse fotokeemilisteks reaktsioonideks.

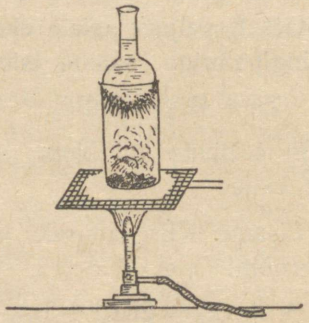
Broomi sooli leidub looduses tavaliselt kloori soolade kaaslastena, kuid nende hulk on suhteliselt väike.

13. Jood.

Joodi (ladinakeelne nimetus *Jodum*) keemiline märk on J, aatomnumber 53, aatomkaal 126,9. Sõna „*ioeides*" tähendab

kreeka keeles lillat värvi, millest ongi tuletatud joodi nimetus. Jood on tahke aine ja esineb lehekesetaoliste rombiliste kristallidena; nad on värvuselt tumehallid, terase läikega.

K a t s e 1. Soojendame põletil joodikristallikesi keeduklaasis. Keeduklaas täitub lilla joodiauruga, mis kergesti jälle tiheneb tahkeks joodiks veega täidetud kolvi külmadel seintel. Kuumutamisel tahke jood ei veeldu, vaid muutub kohe auruks; jahutamisel koondub aur uuesti otseselt tahkeks joodiks.



Joon. 54. Joodi sublimeerumine.

Tahke aine otsest üleminekut gaasilisse olekusse nimetatakse s u b l i m a t s i o o n i k s. Joonis 54 näitab joodi sublimeerumist.

Joodi omadust sublimeeruda kasutatakse tema puhastamiseks.

K a t s e 2. Lahustame mõned joodikristallikesed vees, teised alkoholis. Selgub, et vees jood lahustub halvasti, andes helepruuni värvusega lahuse; alkoholis ta aga lahustub hästi, see lahus on tumepruun. Lisades joodikristallikesi bensoolile ja väävelsüsinikule näeme, et joodi lahustuvus mõlemas vedelikus on hea; need lahused on lilla värvusega.

K a t s e 3. Kallame katseklaasi natuke tärkliseliistri lahust ja lisame sellele mõne tilga joodilahust. Tärklis muutub siniseks. Katseklaasi soojendamisel värvus kaob, kuid jahtumisel ilmub uuesti. Lõikame kartuli pooleks ja tilgutame lõikepinnale joodi lahust. Tekib sinine värvus.

Kirjeldatud tärklise omadust värvuda joodi toimel siniseks kasutatakse joodi äratundmiseks tärklise abil ja tärklise äratundmiseks joodi abil.

Ainet, mis võimaldab teise aine äratundmist, nimetatakse r e a k t i i v i k s sellele ainele.

Nii on jood reaktiiv tärklisele ja tärklis reaktiiv joodile.

Soojendamisel jood ühineb vesinikuga, kuid joodvesinik on vähepüsiv ühend. Lahustudes vees annab joodvesinik tugeva happe. Selle soolad on j o d i i d i d. Hõbejodiid on halvasti lahustuv kollane aine. Teda võib saada näiteks mõjustades põrgukiviga naatriumjodiidi:

$$NaJ + AgNO_3 = AgJ\downarrow + NaNO_3.$$

Jood ühineb metallidega kergesti ja otseselt. Näiteks:

$$2K + J_2 = 2KJ.$$

Tekkiv ühend on kaaliumjodiid. Samuti saame otsesel ühinemisel

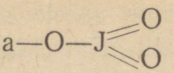
$$Mg + J_2 = MgJ_2.$$

Tekkiv ühend on magneesiumjodiid.

Kloor ja broom tõrjuvad joodi tema ühendeist välja.

K a t s e 4. Katseklaasi KJ lahusega lisame kloorvett ja bensooli ning loksutame. Eraldub jood, mille tunneme ära bensoolikihi lillast värvusest. Kordame katset broomveega. Kordub seesama pilt. Vastavad reaktsioonid on:

$$2NaJ + Cl_2 = 2NaCl + J_2,$$
$$2NaJ + Br_2 = 2NaBr + J_2.$$

Enamik joodi saadakse naatriumjodaadist, mille valem on $NaJO_3$ ja struktuurvalem 

Naatriumjodaat on sama ehitusega nagu bertolee sool, ainult selle vahega, et siin kloori asemel seisab jood. Naatriumjodaati leidub tšiili salpeetri lademeis. Enamik joodi saadaksegi tšiili salpeetri töötlemise kõrvalproduktina. Teatav hulk joodi toodetakse mõnede meres kasvavate vetikate tuhast (näit. *Fucus*). Joodi kasutatakse arstimite- ja värvitööstuses.

10%-list joodi lahust alkoholis tarvitatakse desinfitseerimiseks joodtinktuuri nime all.

Inimese organeist sisaldab joodi kilpnääre. Et kilpnääre areneks normaalselt, vajab organism vähesel hulgal joodi; seda ta saab ühes keedusoolaga, mis sisaldab pisihulki jodiide.

14. Fluor.

Fluor (ladinakeelne nimetus *Fluorum*; „*fluor*" tähendab kreeka keeles „sööbiv"), keemiline märk F, aatomnumber 9, aatomkaal 19,0, on harilikul temperatuuril kollakas, terava lõhnaga gaas. Fluor on aktiivseim mittemetall. Ta ühineb energiliselt kõigi elementidega. Enamik mittemetalle ja metalle põleb fluoris. Vesinikuga ühineb ta plahvatades isegi —250° temperatuuril. Seetõttu kaua aega ei õnnestunud saada vaba fluori, sest ta ühines otsekohe temaga kokkupuutuvate ainetega.

Vaba fluori saadakse praegu elektrolüütiliselt, kasutades fluori suhtes passiivsetest ainetest, nagu plaatinast ja vasest anumaid. Vase pinnal tekib tihe fluorvase kiht ja kaitseb teda fluori mõju vastu.

Fluori ja vesiniku ühinemisel tekib fluorvesinik:

$$H_2 + F_2 = 2HF.$$

Fluorvesinik lahustub hästi vees, tekkiv lahus on nõrgalt happeline.

Fluorvesinikku tarvitatakse mattklaasi valmistamisel ja klaasile kirjutamisel; ta mõjub sööbivalt klaasi pinnale.

Ta sooli nimetatakse fluoriididekss.

Fluoriide, eriti NaF ja ZnF_2, kasutatakse puidu immutusainena kaitseks mädanemise vastu.

Kaltsiumfluoriid, CaF_2, lahustub halvasti vees. Ta esineb looduses mineraal fluoriidina ehk sulapaona. Sulapao



Joon. 55. Sulapao kristallid.

kristallid on harilikult kuubilised (joon. 55); lisandite tõttu on neil kollane, roheline, sinine või lilla värvus. Sulapaost võib saada väävelhappe toimel fluorvesinikku:

$$CaF_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + 2HF\uparrow.$$

Fluor tõrjub ühendeist välja kõik teised halogeenid; näiteks olgu reaktsioon

$$2NaCl + F_2 = 2NaF + Cl_2\uparrow.$$

15. Halogeenide üldkarakteristika. Üldmõisted elementide loomulikust rühmast.

Sooladetekitajate — F, Cl, Br ja J — keemilises iseloomus on palju sarnasust.

1. Halogeenid on kõik aktiivsed ja ühinevad kergesti metallidega ja mittemetallidega, eriti vesinikuga.

2. F ja Cl ning vähesel määral ka Br võivad teistelt ainetelt vesinikku ära tõmmata; näiteks fluor lagundab vett, ühinedes vesinikuga:

$$F_2 + H_2O \rightarrow 2HF + O.$$

Paljud ained „põlevad" fluoris, klooris ja broomiaurus. Nendel ja mõningatel teistel kaalutlustel loetakse halogeene hapendajate ehk oksüdeerijate hulka.

3. Hapniku suhtes on aga halogeenid mitteaktiivsed ja nende ühendeid hapnikuga saadakse tavaliselt kaudsel teel. Paljud nende ühendid hapnikuga on mittepüsivad ning lagunedes vabastavad hapniku *in statu nascendi*, toimides niiviisi hapendavalt ehk oksüdeerivalt.

4. Ühendid vesinikuga — HF, HCl, HBr ja HJ — lahustuvad hästi vees ja esinevad lahuses tugevate hapetena, välja arvatud HF lahus, mis on nõrkade happeliste omadustega.

5. Hõbehalogeenid AgCl, AgBr ja AgJ on raskesti lahustuvad soolad, kuid AgF on vees lahustuv.

6. Halogeenid on ühevalentsed ühendeis vesinikuga ja mitmevalentsed ühendeis hapnikuga. Kõrgeim valents võib neil olla seitse.

7. Halogeenide füüsikalised omadused on erinevad, kuid siin esinevad teatavad korrapärasused.

8. Paigutades halogeenid ritta teatava omaduse tugevusastme järgi selgub, et sama järjestus on maksev ka kõigi teiste omaduste puhul, kuigi mõne omaduse puhul tugevus muutub vastassuunas.

On tähelepandav, et niisugune järjestumine on ühtlasi ka järjestumine vastava aatomkaalu järgi.

Tabel 8 annab ülevaate halogeenide omadustest, kui nad on paigutatud kasvava aatomkaalu järjekorras.

Tabel 8.

Halogeenide võrdlustabel.

Elemendi nimetus	Fluor	Kloor	Broom	Jood
Keemiline märk	F	Cl	Br	J
Järjestusnumber	9	17	35	53
Aatomkaal	19	35,5	79,9	126,9
Erikaal (vedelas olekus) samal temperatuuril	1,11	1,57	3,14	4,94 (tahke)
Sulamistemperatuur	— 223°	— 101,5°	— 7,3°	+ 113,5°
Keemistemperatuur	— 188°	— 34,7°	+ 58,8°	+ 184,4°
Värvus gaasilises olekus	helekollane	kollakasroheline	pruun	violetne
Aktiivsus vesiniku suhtes	tõrjub välja Cl, Br ja J	tõrjub välja Br ja J	tõrjub välja J	—
Ühinemine vesinikuga	plahvatades, pimeduses, soojendamata	plahvatades, valguses	soojendamisel	soojendamisel üle 200°C
Ühend vesinikuga	HF	HCl	HBr	HJ
Valents ühendeis vesinikuga	— 1	— 1	— 1	— 1
Aktiivsus hapniku suhtes	inertne	väiksem kui broomil	väiksem kui joodil	suurem kui teistel
Kõrgeim valents tegelikult saadud ühendeis hapnikuga	+ 1	+ 7	+ 5	+ 7
Soojus, mis eraldub ühinemisel vesinikuga ühe mooli ühendi tekkimisel	+ 128,0 kcal	+ 22 kcal	+ 8,2 kcal	— 6,0 kcal

Halogeenide tundmaõppimise tulemusena selgub nende kokkukuuluvus sarnaste omaduste tõttu ja seetõttu, et omadused muutuvad rühma sees elemendist elemendini vastavalt aatomkaalu kasvule. Sääraseid kokkukuuluvaid elemente on veel teisi, näiteks Li, Na, K, siis Ca, Sr, Ba ja muud. Mitmeid seesuguseid rühmitisi moodustati mineva sajandi jooksul ja neid nimetati „loomulikeks rühmadeks".

Kordamisküsimused.

1. Nimetada halogeenide värvust gaasilises olekus.
2. Iseloomustada halogeenide reageerimist vesinikuga.
3. Mis õigustab halogeenide nimetamist aktiivseiks elementideks?
4. Mispärast halogeenid ei esine vabalt (ehedatena) looduses?
5. Iseloomustada HCl, HBr ja HJ vesilahuseid.
6. Nimetada soolhappe lahustumatuid sooli.
7. Mis värvus on hõbejodiidil, AgJ? hõbebromiidil, AgBr?
8. Milleks kasutatakse AgBr?
9. Kas lahustub CaF_2 vees?
10. Missuguse mineraali keemiline koostis on CaF_2?
11. Kuidas saab valmistada mattklaasi?
12. Mispärast on raske saada ja alal hoida fluori?
13. Missugust joodi omadust kasutatakse tema puhastamiseks? tema äratundmiseks?
14. Kuidas võib näidata, et värvusetu KJ kristallid sisaldavad joodi?
15. Missuguseis lahuseis ja missuguse värvusega lahustub J?
16. Milleks vajab inimorganism joodi?
17. Kus esineb jood looduses?
18. Kirjeldada broomi.
19. Milleks kasutatakse KBr ja NaBr?
20. Mispärast tuleb katsetada klooriga tõmbe all?
21. Millest järeldame, et kloor on raskem kui õhk?
22. Kirjutada bertolee soola keemiline koostis valemina ja struktuurvalemina.
23. Kuidas saame bertolee soola?

24. Missuguste ainete laboratoorseks saamiseks tarvitame bertolee soola?
25. Kuidas saadakse kloorvett?
26. Mis on kontsentreeritud soolhape?
27. Kuidas saadakse soolhapet keedusoolast?
28. Nimetada mineraale, mis sisaldavad kloori.
29. Mida võime öelda kloori aatomi ehitusest, teades, et kloori järjestusnumber Mendelejevi tabelis on 17, tema aatomkaal ümmarguselt 35 ja et kloor on paigutatud Mendelejevi tabeli VII veergu?
30. Seletada kloorlubja toimet degaseerijana.

IV. Hapnikurühm.

1. Hapnik. Hapniku leidumine looduses. Hapniku avastamine.

Hapniku (ladinakeelne nimetus *Oxygenium*) keemiline märk on O; ta aatomnumber on 8, aatomkaal 16.

Hapnik esineb ühendeis alati kahevalentsena.

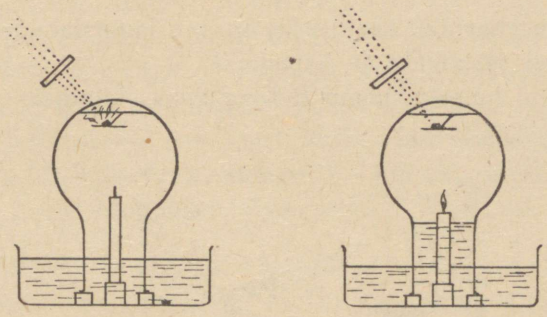
Hapnik seisab Mendelejevi tabeli VI veerus. Aatomi väliskestas on tal 6 elektroni ja ta esineb ühendeis alati negatiivselt kahevalentsena, võttes ühinemisel teiste elementidega kaks elektroni juurde (6 + 2 = 8).

Hapnik on levinuim element looduses. Maakoores, vesikonnas ja õhkkonnas kokku leidub hapnikku 49%. Ruumiliselt võtab hapnik õhus enda alla 21%; kaaluliselt on vees 89% hapnikku.

Juba 1674. a. kirjeldas inglane *J. Mayow* (loe: maiou) järgmist katset.

K a t s e. Veega täidetud madala klaaskausi põhjale kinnitatud küünal kaeti kummuli pööratud klaaskolviga. Klaaskolvis rippus metallvõrk, sellel aga natuke väävlit. Veepind mõlemas nõus viidi samale kõrgusele, lastes klaasanumast liigse õhu painutatud klaastoru ja kummivooliku abil välja. Koondades läätse abil päikesekiiri süüdati väävel põlema. Väävli põledes tõusis vesi anumas mõnevõrra kõrgemale, kuni väävel kustus. Siis korrati katset, kuid selle vahega, et enne süüdati küünal põlema. Küünal põles

veega piiratud ruumis ainult lühikest aega ja kustus. Püüe endisel viisil väävlit süüdata ei andnud tulemusi. Siit järeldas Mayow õieti, et küünla põlemisel tarvitati ära see õhu osa, mis on vajalik põlemiseks (joon. 56).



Joon. 56. *Mayow'* katse.

1771. a. avaldas rootsi teadlane *Scheele* teose „Õhust ja tulest". Scheele oli juba teadlik, et õhk koosneb kahest gaasist, millest üks on vajalik hingamiseks ja põlemiseks. Scheele avastas ka, et sulatatud salpeetrist, $NaNO_3$, eraldub kuumutamisel seesama õhus leiduv ja põlemiseks vajalik gaas. Scheele teadis juba ka, et vesinik õhus põleb.

1774. a. sai inglane *Priestley* (loe: pristli) hapnikku, kuumutades punast elavhõbeoksüüdi, HgO, millest eralduvad puhas elavhõbe ja hapnik:

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

Lõplikult selgitas hapniku osa põlemisprotsessides suur prantsuse teadlane *Lavoisier* (loe: lavuasjee; 1743—1794).

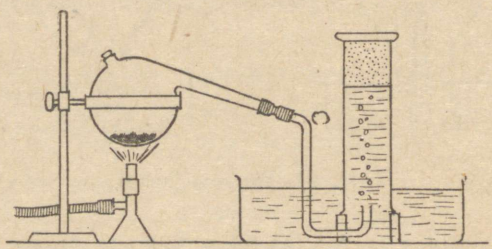
2. Hapniku saamine.

Laboratoorsel teel saab hapnikku bertolee soola, $KClO_3$ lagundamisel soojuse mõjul. Katse korraldamisel oldagu ette-

vaatlik, sest bertolee sool, eriti kui ta on segatud mõne orgaanilise ainega, plahvatab kergesti. Joonis 57 näitab seadeldist hapniku saamiseks laboratooriumis. Hapnikuga täitunud klaassilinder kaetakse klaasplaadiga ja jäetakse seisma normaalasendis.

Teine tee hapniku saamiseks on vee lagundamine elektrivoolu toimel vesinikuks ja hapnikuks.

Suuremad hapnikuhulgad tööstuslikuks otstarbeks saadakse veeldatud õhust.



Joon. 57. Hapniku saamine bertolee soola kuumutamisel.

Vedela õhu aurumisel erilises seadeldises aurab esimesena ära lämmastik, sest tema keemistemperatuur (—193°) on madalam kui hapniku oma (—183°). Jääb järele vedel hapnik. See hapnik lastakse müügile terassilindrites, kus ta on 100-atmosfäärilise rõhu all, kuid juba gaasilises olekus, sest harilikkudel temperatuuridel ei püsi hapnik vedelana, olgu rõhk kuitahes suur.

3. Katalüüs.

K a t s e. Katseklaasis kuumutatakse vähest hulka bertolee soola; see sulab ja hakkab lagunema, eraldades gaasimulle. Lähendades hõõguva pirru katseklaasi suule võib

veenduda, et eralduv gaas on hapnik, sest pird hakkab eredalt põlema. Sulamit kuumutatakse, kuni gaas enam ei eraldu. Jääk on valge pulber, koostisega KCl, mis ei sisalda enam hapnikku.

Kordame katset, manustades väikese kaalutud hulga pruunikivi, MnO_2, näiteks 0,1 g. Osutub, et nüüd on reaktsiooni kulg palju kiirem, korraga eraldub rohkem gaasi. Kui gaasi eraldumine lõpeb, lahustatakse taastardunud jääk vees. Filtritakse ära must MnO_2, kuivatatakse ja kaalutakse. MnO_2 hulk ei muutunud. Filtraat aurutatakse kuivaks ja siis osutub, et tahke valge jääk on KCl.

Reaktsiooni produktid olid meie katses mõlemal korral samad, kuid reaktsiooni kulg MnO_2 manulusel on palju kiirem. MnO_2 hulk osutus reaktsiooni lõpul samaks kui enne reaktsiooni.

Aineid, mis kiirendavad või aeglustavad reaktsiooni kulgu, kuid ise esinevad pärast reaktsiooni lõppu muutumatus hulgas, nimetatakse katalüsaatoriteks.

Nähtust ennast nimetatakse katalüüsiks. Katalüsaatori sama väikest kogust võib kasutada korduvalt lähteainete suurte hulkade läbireageerimisel.

Katalüsaatoritel on suur tähtsus looduslikkude protsesside puhul. Ainevahetus inim- ja loomaorganismis ning ka taimedes sõltub suurel määral katalüsaatoritest. On selge, et tööstuslikkude protsesside läbiviimisel on katalüüsil suur tähtsus. Mida rohkem areneb keemiatööstus, seda suuremas ulatuses rakendatakse katalüsaatoreid vajalikkude reaktsioonide edustamiseks ja ebasobivate seismapanemiseks. On avastatud, et väga paljudel ainetel, näiteks veeaurul, klaasil, metallidel ja metallide oksüüdidel, on ühe või teise reaktsiooni suhtes katalüsaatori omadused.

4. Hapniku füüsikalised omadused.

Hapnik on harilikel temperatuuridel värvusetu ja lõhnatu gaas. Gaasilises olekus on ta raskem kui õhk, vedelas olekus raskem kui vesi: 1 liiter hapnikku kaalub 1,43 g. Temperatuuril 20° C lahustub ühes liitris vees 0,03 liitrit hapnikku. Vedel hapnik on värvuselt helesinine; ta keeb temperatuuril —183° ja tardub siniseks massiks temperatuuril —219° C.

5. Hapniku keemilised omadused.

Puhas hapnik ühineb intensiivselt peaaegu kõigi elementidega.

K a t s e 1. Võtame pintseti vahele tükikese valget fosforit ja paigutame selle silindrisse hapnikuga. Puudutame fosforit kitsa katseklaasiga, mis on täidetud kuuma veega. Fosfor, mille süütetemperatuur on kõigest 50°, süttib ja põleb edasi pimestava leegiga; seejuures silinder täitub fosforhapendi ehk difosforpentoksüüdi, P_2O_5 valge suitsuga.

K a t s e 2. Kinnitame vana taskukella spiraalikese või klaaspulga ümber spiraaliks keeratud traadi otsa hõõguva söe või korgi ning viime spiraali silindrisse hapnikuga. Spiraal hakkab intensiivselt põlema, pildudes ringi sädemeid.

Hapnik on eriti aktiivne oma tekkimishetkel, näiteks tekkides mõne aine lagunemisel. Ta eraldub siis mitte molekulidena (O_2), vaid aatomitena (O). Sel puhul pole vaja teiste ainete aatomitega ühinemiseks molekuli O_2 enne lõhkuda, mis nõuab tunduvat energiakulu ja vähendab reaktsiooni intensiivsust.

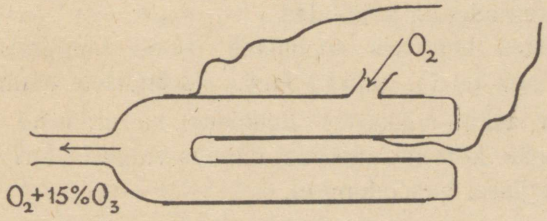
6. Hapniku kasutamine tööstuses.

Hapnikku kasutatakse tööstuses atsetüleeni- ja paukgaasipõletites metallide autogeenseks keevitamiseks ja metallplaatide lõikamiseks leegiga. Lastes vesinikku või atsetüleeni põleda

hapnikujoas, on võimalik saavutada temperatuuri kuni 3000°. Nende põletite leekides töödeldakse esemeid plaatinast (sulamistäpp 1751°) ja mäekristallist (sulamistäpp 1710°) ning valmistatakse kvartsist laboratooriumi-nõusid. Viimasel ajal kasutatakse hapnikku laialdaselt metallurgias.

7. Osoon.

Osoon tähendab kreeka keeles „lõhnav". Juba vanad kreeklased panid tähele erilist lõhna, mis tekib õhus äikese ajal. Kuid alles 1839. a. tegi *Schönbein* kindlaks, et elektrisädeme toimel osa hapnikku, mida säde läbistab, muutub osooniks. Osooni valmistatakse suurel mõõdul nn. Siemensi osonaatoris (joon. 58).



Joon. 58. Siemensi osonaatori skeem.

See on klaastoru, mille välispind on kaetud stannioliga (peeneks leheks valtsitud inglistinaga) ja milles asub teine klaastoru, mille üks ots on kinnine; sellel torul on seesmine pind stannioliga kaetud. Välistorusse juhitakse pidev hapniku vool, kumbki stanniolipind aga ühendatakse tugevajõulise induktoriga. Voolu juhtimisel induktorisse tekib hapnikus elektripurge, mille tõttu osa hapnikku muutub osooniks. Torust väljavoolav hapnik sisaldab umbes 15% osooni. Osooni molekulkaaluks leiti 48, mis näitab, et tema molekulis on 3 hapnikuaatomit ($16 \times 3 = 48$). Seega tuleb osooni molekuli kirjutada O_3.

K a t s e 1. Hoides puhast läikivat hõbeplaadikest osooni sisaldavas osonaatorist tulevas gaasijoas, näeme, et hõbeda pind kattub musta kihiga, mis osutub hõbeoksüüdiks, Ag_2O.

Hõbe hapendub osoonis, puhtas hapnikus aga mitte.

K a t s e 2. Juhime osooni ja hapniku segu sinisesse indigolahusesse ja siis lillasse lakmuslahusesse. Mõlemad lahused muutuvad värvusetuks. Mõlemad värvained hapenduvad osooni toimel; hapnikus samades tingimustes nad ei hapendu.

Osoon lagundab mitmeid orgaanilisi aineid, näiteks kummit, ja surmab mikroorganisme. Seepärast teda kasutatakse joogivee puhastamiseks mikroobidest. Ta on ka hea vahend õhu puhastamiseks. Õhu puhastamiseks rakendatakse osooni näiteks tapamajades ja käimlates.

Väikestes kogustes soodustab osoon hingamist, suurtes kogustes aga on ta m ü r g i n e, ka suurtele loomadele.

Osoon tekib väikestes hulkades ka mõnede keemiliste reaktsioonide kõrvalsaadusena, näiteks valge fosfori või ka tärpentini aeglasel hapendumisel.

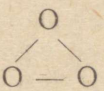
8. Allotroopia mõiste.

Osooni valmistamise lähteaineks on hapnik. Elektri vaiksel lahenemisel (purgumisel) hapnikus tekib osoon; seejuures, nagu katsed näitavad, moodustub kolmest hapniku mahust kaks mahtu osooni. Osooni soojendamisel muundub ta tagasi hapnikuks, kusjuures ta ruumala kasvab ja tihedus väheneb umbes 1,5 korda. Kõik need asjaolud osutavad sellele, et osoon, nagu gaasiline hapnikki, koosneb element hapnikust. Molekulkaalu määramisel leiti hapniku molekulkaaluks arv 32, osooni molekulkaal aga osutus suuremaks, nimelt 48. Hapniku aatom-

kaal on 16, seega hapniku molekul koosneb kahest aatomist ja osooni oma kolmest. Osooni moodustumine hapnikust on endotermiline, s. t. soojust seostav muundumine (reaktsioon), mille puhul kolmest hapniku molekulist tekib kaks molekuli osooni:

$$3O_2 \rightleftarrows 2O_3.$$

Märgime, et osoon on ebapüsiv ühend, nagu teisedki endotermiliselt tekkinud ained. Osooni struktuurvalem on tsükliline:



Nii näeme hapniku puhul, et üks ja sama element võib esineda kahe lihtainena. Siit ilmneb, et aine omadused sõltuvad mitte aatomi, vaid molekuli iseloomust. Lihtaine puhul selle omadused sõltuvad, nagu selgub hapniku ja osooni võrdlusest, aatomite arvust ja asendist molekulis.

Nähtust, et element esineb mitme lihtainena erineva aatomite arvuga molekulis ja erineva molekuli ehitumusega, nimetatakse allotroopsuseks.

Üksteisest erinevaid lihtaineid, mis koosnevad samast keemilisest elemendist, nimetatakse allotroopseteks modifikatsioonideks ehk teisenditeks. *Allos* = *αλλοσ* tähendab kreeka keeles „teine" ja *tropos* = *τροποσ* — „liik". Seega allotroopne tähendab „teist liiki".

9. Hapniku ühendid vesinikuga: vesi ja vesinikülihapend.

Eriti aktiivselt ühineb hapnik vesinikuga.

Katse. Lahjendatud väävelhappele katseklaasis manustame veidi tsinkpulbrit. Suleme katseklaasi korgiga, mida läbib klaastoruke; viimase kohal hoiame kummuli

teist kuiva katseklaasi. Zn tõrjub vesiniku väävelhappest välja:

$$Zn + H_2SO_4 \rightarrow H_2\uparrow + ZnSO_4.$$

Kerge vesinik koguneb kummuli asetatud katseklaasi, segunedes seal õhuga. Viime selle katseklaasi tule kohale; järgneb kerge plahvatus.

Hapniku ja vesiniku segu plahvatab kergesti. Kui see segu koosneb kahest mahuühikust vesinikust ja ühest mahuühikust hapnikust, plahvatab ta eriti tugevasti. Sellist segu nimetatakse p a u k g a a s i k s.

Vesiniku ja hapniku ühinemine toimub suure soojuse-eraldumisega, s. t. eksotermiliselt:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O + 136\ kcal.$$

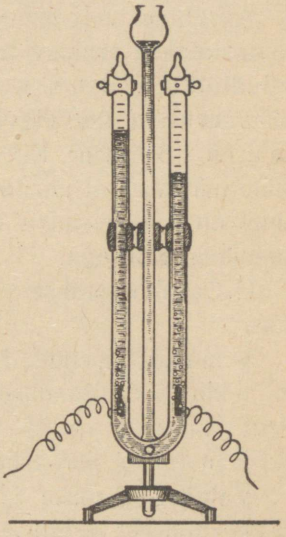
Kirjutatud reaktsiooni loetakse: kaks mooli vesinikku ja üks mool hapnikku annavad kaks mooli veeauru ning eraldub 136 kilokalorit soojust. Toatemperatuuril kulgeb O_2 ja H_2 ühinemine üsna aeglaselt. Võib hoida kinnises nõus paukgaasi harilikul temperatuuril 5 aastat, ilma et tekiks märgatav hulk vett. Kui säilitada paukgaasiga täidetud paksuseinalist klaastoru temperatuuril 300° C, siis täheldatakse juba mõne päeva möödumisel toru seintel veetilku. Temperatuuril 500° C toimub täielik ühinemine paari tunni jooksul. Kui aga paukgaasi üheski osas tõsta temperatuuri 700°-ni, toimub ühinemine nii kiiresti, et kogu soojus eraldub korraga. Tekkinud veeaur paisub kõrgel temperatuuril ja järsul jahtumisel tiheneb, mis põhjustabki ümbritseva õhu vapustuse — plahvatuse.

Paukgaas plahvatab ka toatemperatuuril, kui segule manustada väheke peenestatud plaatinat. Metalne plaatina toimib siin katalüsaatorina. Ta kiirendab reaktsiooni ja esineb reaktsiooni lõpul muutumatuna, s. t. tema hulk jääb endiseks.

Nagu kõik suure tekkesoojusega ühendid, on ka **vesi** püsiv **aine**. Vee lagundamiseks on vaja kas väga suurt kuumust, mitu tuhat kraadi, või elektrienergia rakendamist.

Vee kvalitatiivset ja kvantitatiivset koostist selgitab vee lagundamine elektri alalisvooluga Hoffmann'i aparaadis. Joonis 59 annab selle skeemi.

Lehtri kaudu täidetakse U-taoline klaasaparaat veega, millele on manustatud paar tilka väävelhapet; U-toru mõlemad otsad lõpevad kraanidega; kraanide abil võib võtta eraldatud gaaside proove. Kummaski harus on sissejoodetud plaatinaelektrood; elektroodide kaudu läbib elektrivool vedelikku. U-toru mõlemad harud on kalibreeritud — märkide abil osadeks jaotatud. Väiksem jaotus vastab ruumalale 0,1 cm^3.



Joon. 59. Hoffmann'i aparaat.

Voolu läbimisel eralduvad katoodil ja anoodil gaasid ning koonduvad üle vee kraanide läheduses. Sama aja jooksul koguneb anoodi harusse kaks korda vähem gaasi kui katoodi harusse. Avades kraani, võetakse eraldatud gaaside proovid ja tehakse kindlaks, et katoodi haru gaas on vesinik ja anoodi haru gaas on hapnik.

Sellest järeldub, et vesiniku ja hapniku ruumiline suhe on 2 : 1.

Siit võib arvutada vee kaalulise koostise.

Vett vaadeldakse keemias vesinikhapendina ehk vesinikoksüüdina. Ta struktuurvalem on H—O—H.

Hapnikul on vesinikuga veel teine ühend, mis on nagu vesigi vesinikhapend, kuid teise koostisega.

Mõjustades naatriumülihapendit ehk naatriumperoksüüdi, Na_2O_2, või BaO_2 lahjendatud väävelhappega, täheldatakse, et saadud lahusel on tugev hapendav toime. See lahus lagundab paljusid orgaanilisi värvaineid, hävitades nende värvuse, näiteks indigo ja lakmuse värvuse, juuste värvuse jne.

Aurutades vett temperatuuril alla 75° C, koondatakse lahus, eemaldatakse eralduv tahke jääk ja siis destilleeritakse hõrendatud atmosfääris, s. t. madala rõhu all; algul läheb üle vesi ja siis värvusetu, kõrvetava maitsega siirupitaoline vedelik; ta erikaal on 1,5 ümber. Keemiline analüüs ja molekulkaalu määramine näitavad, et uuritava aine keemiline koostis on H_2O_2. See aine on siis vesiniku teine oksüüd, vesiniku suhtes suurema hapnikusisaldusega.

H_2O_2 nimetatakse vesinikülihapendiks ehk vesinikperoksüüdiks.

Vesinikülihapendit, H_2O_2, leidub pisihulkades vihmavees ja ta tekib kõrvalsaadusena mõningatel reaktsioonidel. H_2O_2 struktuurvalem on H—O—O—H. Siin esineb hapnikuahelik, nagu metallide peroksüüdideski.

Valguse, soojuse ja katalüsaatorite toimel laguneb H_2O_2 eksotermiliselt järgmise võrrandi kohaselt:

$$H_2O_2 = H_2O + O.$$

Eralduv atomaarne hapnik ongi oksüdeeriva toime põhjustajaks.

H_2O_2 oksüdeerivat toimet kasutatakse desinfitseerimise otstarbeks, villa, siidi, sulgede, juuste pleegitamiseks jm.

Vesinikülihapendi saamiseks kasutatakse tööstuses Na_2O_2 või BaO_2, mis on metall baariumi ülihapend ehk baariumperoksüüd. Reaktsiooni võrrandid on:

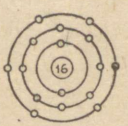
$$Na_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O_2,$$
$$BaO_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + H_2O_2.$$

10. Väävel. Väävli leidumine looduses. Väävli saamine.

V ä ä v l i (ladinakeelne nimetus *Sulfurum*) keemiline märk on S; ta aatomnumber on 16, aatomkaal 32.

Väävli valents ühendeis vesinikuga on 2 ning tähtsamais ühendeis hapnikuga — 4 ja 6.

Väävli järjestusnumber Mendelejevi tabelis on 16, aatomkaal ligi 32. Seega ta aatomi tuum koosneb 16 prootonist ja 32—16 ehk 16 neutronist. Tuuma ümber tiirleb 16 elektroni, vastavalt 16-le prootonile tuumas. Väävel on paigutatud Mendelejevi tabeli VI veergu. Tema aatomi väliskestas on kuus elektroni (joon. 60). Väävli aatom võib kaks elektroni juurde võtta, järelikult ta esineb ühendeis elementidega, mille aatomi väliskestas on vähem elektrone, näiteks



S

Joon. 60. Väävli aatomi skeem.

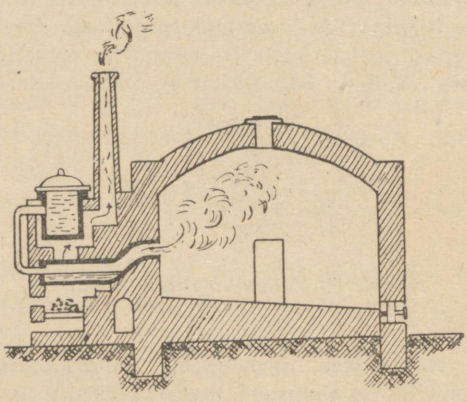
vesinikuga ja metallidega, negatiivselt kahevalentsena. Hapnikühendeis aga loovutab ta elektrone, maksimaalselt 6. Harilikult esineb väävel ühendeis hapnikuga positiivselt nelja- ja kuuevalentsena, tähendab, ta loovutab kas neli või kuus elektroni.

Väävel on tähtsamaid mittemetalle. Teda leidub looduses nii ehedana kui ka liitaineis. Looduslik väävel on tavaliselt vulkaanilise päritoluga mineraal ja esineb lademeis vulkaanilistel maaaladel. NSV Liidus leidub väävliladememeid Kesk-Volga piirkonnas, Kirgiisi NSV-s, Turkmeeni NSV-s, Kaukaasias ja Krimmis.

Suurimad Euroopa väävliladememed on Sitsiilia saarel.

Looduslik väävel sisaldab naaberkihtidest pärit lisandeid, nagu kipsi, lupja, savi ja muud. Et väävli sulamistäpp on madal, siis sulatatakse (põletatakse) teda otse lademetes, juhtides sinna õhku; seejuures läheb umbes kolmandik väävlikogusest põletamisel kaotsi.

Nii algelisel teel saadud väävel vajab puhastamist. Väävlit puhastatakse destilleerimise teel. Destilleerimine on aine aurustamine kuumutamisel ja tekkinud aurude jahutamine ning tihendamine vedelikuks (kondenseerimine). Destilleerimist nimetatakse sageli ka rafineerimiseks. Joonis 61 näitab väävli rafineerimise ahju. Katlas sulab väävel kuumade gaaside mõjul, mis väljuvad küttekoldest. Rasked lisandid jäävad katla põhja, vedel väävel aga voolab retorti, mida kuumutatakse otse leegiga. Väävel aurub retordis ja aurud juhitakse



Joon. 61. Väävli rafineerimise ahi.

suurde kivikambrisse, kus nad kambri külmadel seintel tihenevad kollaseks pulbriks. Seda kollast väävlipulbrit nimetatakse väävliõieks. Kui kambri temperatuur on küllalt kõrge, siis kondenseeruvad väävliaurud vedelikuks, mis valatakse vormidesse, kus ta hangub väävlikangideks.

XIX sajandi teisel poolel avastati USA-s Louisiana ja Texase osariigis võimsad väävlilademed. Seal rakendatakse väävli sulatamiseks ülekuumutatud veeauru, juhtides seda torustiku kaudu otse väävlikihtidesse. Kuuma õhu abil surutakse sulatatud väävel maapinnale, kus ta hangub hiiglaplokki-

deks. Nii toodetud väävel ei vaja enam puhastamist ja on valmis otseseks tarvitamiseks.

Looduses leidub rida mineraale, mille koostises esineb element väävel. Koostise järgi võib väävlit sisaldavaid mineraale jagada kahte rühma: 1) ainult väävlist ja metalsest elemendist koosnevad mineraalid ja 2) väävlist, metalsest elemendist ning hapnikust koosnevad mineraalid.

Esimesse rühma kuuluvad mineraalid on mäetööstuses suure tähtsusega. Nad on harilikult läbipaistmatud, metalse läikega, hästi suure erikaaluga. Tüüpilisemad neist on: tumeroosa prisma- või nõelataoliste kristallidega realgaar, As_4S_4; tavaliselt kollane, metallidest tugevama läikega sfaleriit, ZnS; püriit ehk rauarähk, FeS_2 (joon. 62), mis on kuubiliste või rombiliste, metalse läikega kollaste kristallidena esinev mineraal; väga väärtuslik hõbedat sisaldav galeniit ehk seatinaläik, PbS (joon. 63). PbS värske murdepind on tugeva metalse läikega, mis aga õhu käes pidevalt tuhmub. Paljud neist mineraalidest on lähteaineks metallide tootmisel.



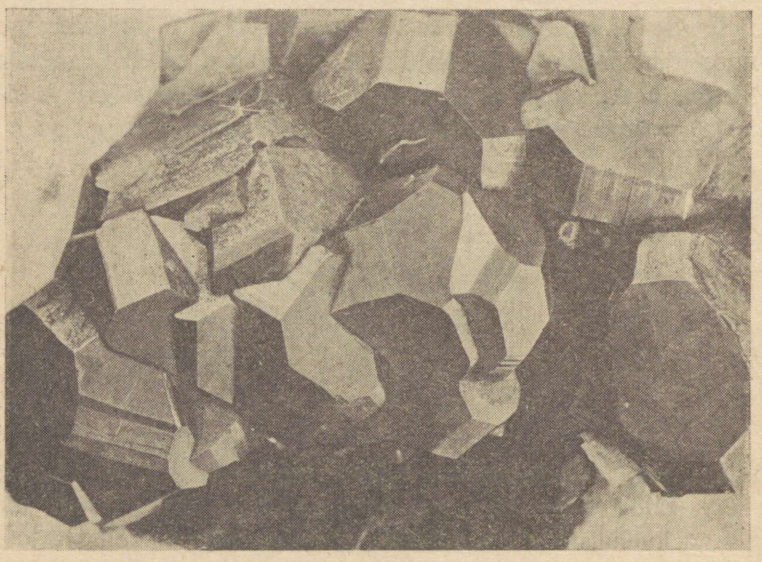
Joon. 62. Looduslik püriit.

Teise rühma kuuluvad näiteks järgmised mineraalid: valge või värvusetu barüüt ehk raskepagu, $BaSO_4$, mis esineb rombilisse süsteemi kuuluvate, väga vormirikaste pärlmutri- või klaasiläikega kristallidena; kips, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, millel on tihti huvitavad monokliinsed värvuseta või valged kristallid; vasevitriol, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ — sinised klaasiläi-

kega läbipaistvad trikliinsesse süsteemi kuuluvad kristallid; a l u n i i t ehk maarjakivi,

$KAl_3(OH)_6 \cdot (SO_4)_2$ ehk $KAl(SO_4)_2 \cdot Al_2O_3 \cdot 3H_2O$,

esineb läbipaistvate, värvuseta klaasiläikega piklike kristallidena. Sellesse rühma kuuluvad mineraalid on väävelhappe soolad.



Joon. 63. Looduslik galeniit.

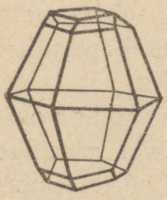
Väävlit leidub ka taime- ja loomaorganismis, nimelt valkude koostisosana. Valkude mädanemisel eraldub vastiku lõhnaga mürgine gaas — väävelvesinik, H_2S.

11. Väävli omadused. Väävli allotroopsus. Väävli kasutamine.

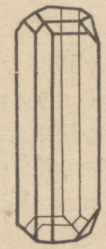
Väävel on harilikul temperatuuril tahke kollane aine, erikaaluga 2. Ta juhib halvasti soojust ja elektrit. Villase riidega hõõrumisel muutub väävel elektriliseks ja tõmbab enda külge

paberitükikesi. Vees väävel ei lahustu, kuid lahustub näiteks väävelsüsinikus ja mõningates orgaanilistes lahustites.

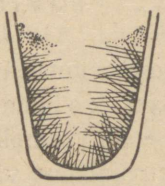
K a t s e 1. Et väävelsüsinik, CS_2, on tuleohtlik ja mürgine, tuleb kõik katsed sellega teostada hea tõmbe all. Laseme väävlilahusel väävelsüsinikus mõni päev seista lahtises anumas. Väävelsüsinik aurab ära, aga väävel jääb anuma põhja ilusate kristallidena (joon. 64).



Joon. 64. Rombilise väävli kristall.



Joon. 65. Monokliinse väävli kristallid.



Joon. 66. Plastiline väävel vee all.

Tekkinud kristallid kuuluvad rombilisse süsteemi. Seda väävli esinemiskuju nimetatakse r o m b i l i s e k s v ä ä v l i k s.

Väävel sulab umbes 113° temperatuuril kollaseks vedelikuks.

K a t s e 2. Sulatame tiiglis väävlit ja laseme õlisel vedelikul aeglaselt jahtuda; pinnal tekib varsti nahasarnane kileke. Torkame selle klaaspulgaga läbi ja valame vedela väävli ära. Pärast jahtumist leiame tiigli seintel nõelataolisi helepruunist kuni värvusetuteni läbipaistvaid väävlikristalle (joon. 65).

Nad kuuluvad monokliinsesse süsteemi ja erinevad omaduste poolest rombilistest väävlikristallidest. Nii saadud väävli teisendit nimetatakse m o n o k l i i n s e k s väävliks. Pike-

mal seismisel muutub monokliinne väävel järk-järgult rombiliseks väävliks.

K a t s e 3. Kuumutame väävlit tiiglis üle 115°; ta hakkab muutuma pruuniks ja sitkeks, nii et teda ei saa välja valada. Kui lasta temperatuuri tõusta 400°-ni, veeldub see pruun mass uuesti. Valame saadud vedeliku peenikese joana külma vette. Tekib plastiline veniv pruun aine, plastiline väävel, mis peaaegu ei lahustu väävelsüsinikus (joon. 66).

P l a s t i l i s e s t v ä ä v l i s t võib valada pisiesemete, näit. rahade jäljendeid. Aja jooksul muutub väävli plastiline modifikatsioon uuesti rombiliseks modifikatsiooniks.

Nii esineb väävel k o l m e s teisendis ehk a l l o t r o o p s e s modifikatsioonis: rombilise, monokliinse või plastilise väävlina. Neist on rombiline väävel stabiilne ehk püsiv temperatuuridel alla 96° C, teised kaks muutuvad aja jooksul rombiliseks modifikatsiooniks.

K a t s e 4. Paigutame pintseti abil vaskpleki-riba katseklaasi, mille põhjas on väävlit, nii et vask seda ei puudutaks. Kuumutame katseklaasi alt, kuni väävel hakkab auruma. Varsti hakkab vaseriba alumisest otsast hõõguma ning hõõgumine levib kiiresti ülespoole. Vaskplekk muutub pinnalt sinakasmustaks hapraks aineks, mis ei sarnane ei väävli ega vasega.

See on vasksulfiid, CuS, mis tekkis kuuma väävliauru ja vase ühinemisel.

K a t s e 5. Segame portselankausikeses 8 g väävliõit ja 14 g rauapulbrit. Kuumutame saadud segu ühes kohas. See koht hakkab hõõguma. Kui eemaldame põleti, kestab hõõgumine edasi, levides üle kogu segu.

Tekkinud mustjashall paatunud poorne aine on väävelraud, FeS.

Neist katseist näeme, et väävel võib ühineda otseselt metallidega. See võib toimuda isegi harilikel temperatuuridel, kui hõõrume uhmris metallipulbrit koos väävliga.

Küllalt kõrgel temperatuuril ühineb väävel otseselt ka vesinikuga, andes väävelvesinikgaasi:

$$S + H_2 = H_2S.$$

Kui juhime väävliauru üle hõõguvate süte, tekib väävelsüsinik, CS_2:

$$C + S_2 = CS_2.$$

Väävelsüsinik on raske vedelik, erikaaluga 1,27, suure murdumisnäitajaga ja erilise lõhnaga; ta on hea rasvade, õlide, väävli ja kautšuki lahustaja. CS_2 on väga tuleohtlik ja mürgine.

Väävelsüsinikku tarvitatakse kummitööstuses lahustina ja põllumajanduses taimekahjurite hävitajana. Kunstsiiditööstus vajab väävelsüsinikku suurel hulgal lahustina („viskoosi" lahuse valmistamiseks).

Kloor ja sulatatud väävel annavad värvusetu vedeliku, mis kokkupuutumisel õhuga muutub ruugeks. See on kloorväävel, S_2Cl_2; tema tekkimise reaktsiooni kirjutame järgmiselt:

$$S_2 + Cl_2 = S_2Cl_2.$$

Et $S_2Cl_2 = 2SCl$, siis on kloorväävel väävli monokloriid.

Kloorväävel lahustab umbes 64% väävlit; lahust kasutatakse kautšuki vulkaniseerimisel.

Mõningate troopikamaade taimede mahlast saadud toorkummit ehk kautšukit ei saa otseselt tarvitada, sest ta on kõrgematel temperatuuridel kleepuv ja madalatel rabe. Kõik kummitööstuse saadused, nagu autokummid, pallid, kalossid jm., on töödeldud eriti valmistatud, vulkaniseeritud kautšukist. Kautšuki vulkaniseerimine on toorkummi mõjustamine väävliga või väävlilahusega kloorväävlis (S_2Cl_2) temperatuuril üle 100° C.

Süüdatuna õhus põleb väävel gaasiliseks vääveldioksüüdiks:

$$S + O_2 = SO_2.$$

Järelikult väävel ühineb otseselt ka mõningate mittemetallidega. Kõrgematel temperatuuridel on väävel aktiivne aine.

Väävlit vajavad püssirohu-, tiku-, väävelhappe-, väävelsüsiniku-, lõhkeainetetööstus ja paljud teised tööstused, eriti aga kummitööstus kautšuki vulkaniseerimiseks. Väävliõiega hävitatakse taimekahjureid. Ka arstimite valmistamisel tarvitatakse väävlit.

12. Väävli ühendid vesiniku ja metallidega.

V ä ä v e l v e s i n i k k u, H_2S, leidub looduses vulkaanilistes gaasides ja paljudes mineraalvetes, näiteks Kaukasuses Pjatigorski mineraalveeallikates. H_2S tekib valke sisaldavate orgaaniliste ainete lagunemisel.

K a t s e. Juhime vesinikujoa üle sulatatud väävli; tekib väävelvesinik, struktuurvalemiga H—S—H, reaktsiooni võrrandi järgi:

$$H_2 + S = H_2S.$$

Väävelvesinikus on väävel kahevalentne.

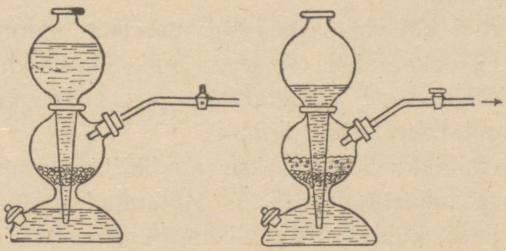
Laboratoorselt saadakse väävelvesinikku kõige lihtsamini väävelrauast soolhappe toimel. Reaktsioon vastab võrrandile:

$$FeS + 2HCl = FeCl_2 + H_2S.$$

Tugevam hape, soolhape, tõrjub nõrgema happe välja (H_2S lahusel on happelised omadused). See on asendusreaktsioon. Metalli ja vesiniku aatomid vahetavad kohad.

Väävelvesinik on värvusetu, vastiku mädamuna-lõhnaga ja väga mürgine gaas.

Katsed temaga tuleb korraldada kiire õhuvahetusega tõmbekapis. Joonisel 67 näeme Kipp'i aparaati, mida rakendatakse H_2S voolu saamiseks. Keskmises keras on väävelraua tükid, ülemises keras — hape. Kui aparaadi kraan pisut avada, voolab soolhape aeglaselt ülalt alla ja sealt keskmisse kerasse. Tekib energiline väävelvesiniku eraldumine. Paneme kraani kinni, tekib keskmises keras väävelvesiniku ülirõhk, mis surub happe alla ja sealt ülemisse kerasse tagasi. Aparaat töötab automaatselt.



Joon. 67. Kipp'i aparaat.

Väävelvesinik põleb sinaka leegiga; tekivad veeaur ja vääveldioksüüd:

$$2H_2S + 3O_2 = 2H_2O + 2SO_2.$$

Väävelvesinik lahustub vees vähesel määral. Tekkiv lahus on nõrga happelise reaktsiooniga, seega on väävelvesinikul happeline iseloom. Väävli ühendeid metallidega võime vaadelda kui väävelvesinikhappe sooli.

K a t s e 1. Lisame väävelvesiniku vesilahusele katseklaasis vasksulfaadi lahust. Tekib must väävelvase sade. Reaktsiooni võrrand on:

$$CuSO_4 + H_2S = CuS\downarrow + H_2SO_4.$$

Saadud väävelvask on hapetes lahustumatu aine.

K a t s e 2. Lisame ammoniumsulfiidi, $(NH_4)_2S$ lahust tsinksulfaadi lahusele; tekib valge vääveltsingi sade. Reaktsioon kulgeb võrrandi järgi:

$$ZnSO_4 + (NH_4)_2S = ZnS\downarrow + (NH_4)_2SO_4.$$

Filtrime sademe ning valame sellele 10%-list soolhappelahust. Sade lahustub; seejuures on tunda H_2S lõhna:

$$ZnS + 2HCl = ZnCl_2 + H_2S.$$

Vääveltsink lahustub hapetes. Pulbrina kasutatakse teda valge õlivärvina.

Kirjeldatud katsetes asendasid metallide aatomid vesiniku. Tekkinud väävelmetallid on seega väävelvesinikhappe soolad. Väävelvesiniku sooli nimetatakse s u l f i i d i d e k s. ZnS-i näiteks nimetatakse tsinksulfiidiks.

Väävelvesinikku kasutatakse analüütilises keemias sulfiidide erineva lahustuvuse tõttu. Mõningad metallide sulfiidid ei lahustu vees, kuid lahustuvad hapetes, teised ei lahustu aga ei vees ega hapetes. Vees lahustuvad ainult Na_2S, K_2S ja $(NH_4)_2S$.

Väävelvesinik on kahealuseline hape, sest tema molekulis on kaks aatomit vesinikku, mida võib asendada metallide aatomitega. Seetõttu on peale neutraalsete ka happesi sooli. Võivad esineda ka happesed soolad, kus on asendatud ainult üks vesiniku aatom. Niisuguseks happeseks soolaks on näiteks NaHS.

Pärast tugevat kuumutamist näitavad paljud väävelmetallid erilist omadust: olles enne valgustatud, nad helendavad pimeduses erinevais värvides. Eriti hästi näeme seda ZnS, CaS ja BaS puhul. Väikesed raskete metallide lisandid soodustavad helendamist. Radioaktiivsete ainete lisamine teeb eelvalgustamise liigseks. Seetõttu kasutatakse neid väävelmetalle pimedas h e l e n d a v a t e v ä r v i d e n a. Nende abil tehakse kellade ja paljude mõõteriistade numbrilauad pimeduses nähtavaks.

13. Väävli ühendid hapnikuga.

Väävel ühineb otseselt hapnikuga; põledes tekib *väävel-dioksüüd* ehk *väävlishapend*, SO_2. Selle ühendi struktuurvalem on

$$S\begin{matrix}=O\\=O\end{matrix} \text{ ehk } O{=}S{=}O.$$

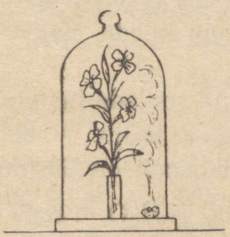
Väävel on siin neljavalentne.

Gaasi SO_2 nimetatakse ka väävlishappe anhüdriidiks.

Kustunud vulkaanide kraatritest ja vulkaanide ümbruses tekkinud maapragudest ja avadest väljuvas gaasisegus leidub tavaliselt vääveldioksüüdi. Teda tuleb siis lugeda *gaasiliseks mineraaliks*.

SO_2 on õhust raskem lämmatava lõhnaga mürgine gaas. Ta ühineb paljude orgaaniliste värvidega, andes värvusetuid ühendeid. Seepärast teda rakendatakse villa, siidi, sulgede ja õlgede pleegitamiseks.

Katse. Paneme värviliste lillede kimbu klaaskupli alla ja süütame sealsamas kausikeses tükikese väävlit



Joon. 68. Lilled kaotavad värvuse vääveldioksüüdi toimel.

põlema. Lilled kaotavad oma värvuse tekkinud väävlishapendi toimel (joon. 68). Kadunud värvus taastub, kui mõjustame pleegitatud eset lahjendatud väävelhappega.

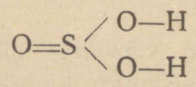
Väävlishapendiga pleegitamisel tekkinud värvusetud ühendid lagunevad ka valguse ja mõningate teiste tegurite toimel ning värvus taastub. Selle ärahoidmiseks tuleb pärast pleegitamist riie veega hästi läbi pesta, et pleegitamisel tekkinud ühendeid eemaldada.

Vääveldioksüüd on hea desinfitseerija; ta hävitab parasiite, enamikku baktereid ja teisi pisikuid. Desinfitseerimiseks suletakse ruum hermeetiliselt, s. t. õhukindlalt, kleepides kõik praod paberiga kinni, ning pannakse sinna kausike süüdatud väävliga. Tekkiv vääveldioksüüd täidab kogu ruumi ja surmab kõik seal olevad elusolendid.

Lahustudes vees annab väävlishapend *väävlishappe* lahuse, mis värvib punaseks lakmuspaberi ja omab tugevat haput maitset:

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3.$$

Väävlishappe molekuli ehitust näeme ta struktuurvalemist:



Hapete molekulides on vesiniku aatom seotud mittemetalli aatomiga hapniku aatomi kaudu, nagu seda näitab ka H_2SO_3 struktuurvalem.

Väävlishappe ja tema soolade taandava omaduse tõttu kaotavad nad kloori mürgise mõju. Väävlishapet nimetataksegi *antiklooriks*. Reaktsioon on järgmine:

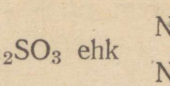
$$Cl_2 + H_2SO_3 + H_2O = H_2SO_4 + 2HCl.$$

Väävlishapet tunneme ainult vesilahuses; ta laguneb lahuse kuumutamisel, nagu näitab võrrand:

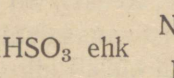
$$H_2SO_3 = H_2O + SO_2.$$

Väävlishappe sooli nimetatakse *sulfititeks*. Väävlishape on kahealuseline hape, seepärast on võimalikud kahte liiki

sulfitsoolad: normaalsed ja happelised ehk bisulfitid ehk hüdrosulfitid, näiteks:

Na_2SO_3 ehk 

(naatriumsulfit)

ja $NaHSO_3$ ehk 

(naatriumbisulfit ehk hüdrosulfit)

Tugevamad happed tõrjuvad väävlishappe tema sooladest välja, näiteks:

$$Na_2SO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2SO_3.$$

Tekkiv väävlishape laguneb soojendamisel:

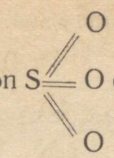
$$H_2SO_3 = H_2O + SO_2.$$

K a t s e. Lisame lehtri abil väävelhapet naatriumsulfiti, Na_2SO_3 lahusele kolvis. Eralduva SO_2 kuivatame, juhtides selle läbi kontsentreeritud väävelhapet sisaldava gaasipesupudeli ja sealt katseklaasi, mida jahutame lume ja keedusoola seguga. Varsti koguneb katseklaasi põhja värvusetu vedel SO_2. Tema keemistäpp on -10^0. Kui katseklaas jahutavast segust välja võtta, hakkab vedel SO_2 kohe keema.

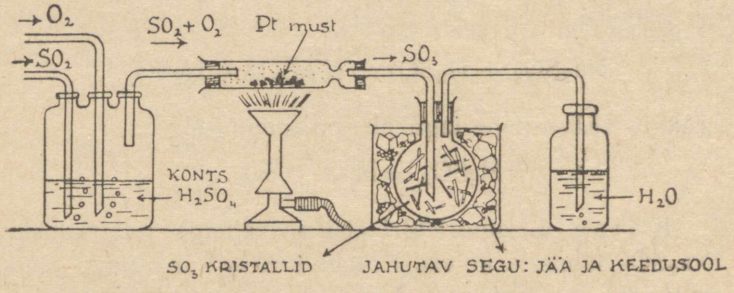
Vääveldioksüüdi kasutatakse tulekustutamisvahendina, näiteks korstnas tekkinud pigi põlemisel. SO_2 ei põle; ta ühineb hapnikuga väga aeglaselt, isegi kõrgel temperatuuril. Olles ligi kaks korda raskem õhust, lämmatab ta korstnas põleva tule.

Teine väävli hapend on v ä ä v e l t r i o k s ü ü d ehk v ä ä v e l h a p p e a n h ü d r i i d, SO_3. Ta tekib väävlishappeanhüdriidi oksüdeerumisel:

$$2SO_2 + O_2 = 2SO_3.$$

Vääveltrioksüüdi struktuurvalem on  ehk $O=S=O$.

Väävel on siin kuuevalentne. Reaktsioon on harilikult väga aeglane, kuid plaatina-musta või divanaadiumpentoksüüdi manulusel ja 400—500° temperatuuril küllalt kiire. Tööstuses rakendatakse seda menetlust „k o n t a k t m e e t o d i" nime all (joon. 69).



Joon. 69. Kontaktmenetluse laboratoorne skeem.

Tekkiv vääveltrioksüüd annab pikki siiditaolisi kristalle. Teda hoitakse alal kinnijoodetud kolbides (joon. 70).

V ä ä v e l t r i o k s ü ü d ü h i n e b e n e r g i l i s e l t v e e g a väävelhappe lahuses; tekib väävelhape võrrandi kohaselt:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4.$$

Vääveltrioksüüdi lahust kontsentreeritud väävelhappes nimetatakse tööstuses „oleumiks". *Oleum* tähendab ladina keeles õli.

Puhas väävelhape on õlisarnane vedelik, erikaaluga 1,85. Ta keeb 338° temperatuuril osalise lagunemisega veeks ja anhüdriidiks:

$$H_2SO_4 = H_2O + SO_3.$$

Väävelhappe abil saadakse mõningaid teisi, väävelhappest kergemini lenduvaid happeid. Alljärgnevad võrrandid näitavad niisuguseid reaktsioone:

$$2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl,$$
$$2NaNO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HNO_3.$$



Joon. 70. Vääveltrioksüüdi kristallid.

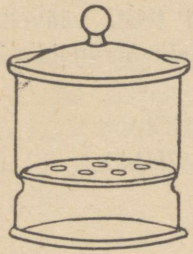
Puhas ja kontsentreeritud väävelhape on vett siduv, hügroskoopne ehk rõskuv aine. Väävelhappe segamisel veega tekib palju soojust. Et ei juhtuks vee keemist ja happe laialipritsumist, tuleb väävelhappe lahuse valmistamisel valada väävelhapet väikestes annustes vette, mitte aga vett happesse.

Väävelhapet kasutatakse tema vett-siduva toime tõttu temaga mittereageerivate gaaside kuivatamiseks.

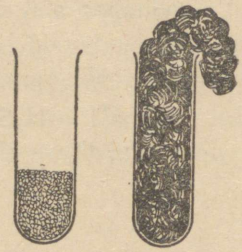
Näiteks võime kuivatada õhku väävelhappe abil. Joonisel 71 näeme klaasanumat, mida nimetatakse eksikaatoriks. Tema alumine osa on täidetud väävelhappega, nii et eksikaatori ülemises osas olev õhk on kuiv. Seal võib kuivatada aineid ja veevabana hoida hügroskoopseid aineid.

Kontsentreeritud väävelhappel on hapendav mõju. Orgaanilisi aineid ta lagundab, võttes neilt enne ära vee ja oksüdeerides siis ühendi ülejäänud osa; väävelhappes esinev väävel taandub seejuures ja eraldub vääveldioksüüd.

K a t s e. Kallame katseklaasis mõnele grammile pilliroosuhkrule kontsentreeritud väävelhapet. Suhkur muutub mustaks vahutavaks massiks, mis pidevalt paisub ja täidab varsti kogu klaasi (joon. 72).



Joon. 71. Eksikaator.



Joon. 72. Kontsentreeritud väävelhappe toime suhkrusse.

Pilliroosuhkur on süsivesik, ta valem on $C_{12}H_{22}O_{11}$ ehk $C_{12}(H_2O)_{11}$. Väävelhappe toimel kaotab ta vee:

$$C_{12}(H_2O)_{11} - 11H_2O = 12C.$$

Suhkrust jääb järele vaid üks tema koostisosa — süsinik. Süsinik reageerib osaliselt väävelhappega edasi, saab sellelt hapniku ja muutub süsihappegaasiks, ta oksüdeerub. Väävelhape aga laguneb veeks ja vääveldioksüüdiks, loovutades ühe hapnikuaatomi; ta taandub:

$$C + 2H_2SO_4 = 2H_2O + 2SO_2 + CO_2.$$

K a t s e. Väävelhappe abil võime kirjutada „salakirja". Kastame klaaspulga otsa 10%-lisse väävelhappe lahusesse ja kirjutame sellega paberile mõne sõna. Kui paber on kuivanud, näib ta uuesti puhta paberina. Nüüd hoiame seda paberilehte ettevaatlikult küünla või põleti leegi läheduses, et ta soojeneks. Varsti on paberil kirjutatu selgesti loetav; kiri ilmub paberile pruunide tähtedega.

Seletus on lihtne: pärast vee äraauramist tekib kontsentreeritud väävelhape; see mõjub söestavalt paberi tselluloosile.

Aktiivsed metallid, nagu magneesium, tsink, alumiinium ja raud, tõrjuvad lahjendatud väävelhappe molekulidest vesiniku välja, asendavad selle, moodustades sooli. Teised, mitteaktiivsed metallid, nagu vask ja hõbe, lahustuvad vaid kuumas kontsentreeritud väävelhappes. Siin on väävelhape hapendajaks. Reaktsioon on sarnane süsiniku oksüdeerumise reaktsiooniga. Vase puhul kirjutame reaktsiooni järgmiselt:

$$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O + SO_2\uparrow.$$

Väävelhape, H_2SO_4, on kahealuseline hape ja annab kaks rida sooli: sulfaadid ja bisulfaadid.

Väävelhapet sööbenaatriumi lahusega täielikult neutraliseerides saame naatrium s u l f a a d i:

$$2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O.$$

Neutraliseerides aga hapet mittetäielikult, saame naatrium-b i s u l f a a d i:

$$H_2SO_4 + NaOH = NaHSO_4 + H_2O.$$

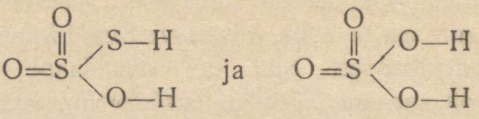
Enamik väävelhappe sooli lahustub vees hästi. Halvasti lahustuv on baariumsulfaat. Baariumi sool, $BaCl_2$, on heaks r e a k t i i v i k s v ä ä v e l h a p p e l e. $BaCl_2$ abil tuntakse ära väävelhape.

K a t s e. Lisame väävelhappe lahusele mõne tilga baariumkloriidi lahust; tekib valge $BaSO_4$ sade. Lisame baariumkloriidi naatriumsulfaadi lahusele; tekib sama lahustumatu $BaSO_4$ sade. Võrrandites:

$$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2HCl,$$
$$Na_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + 2NaCl.$$

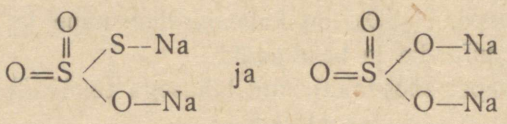
Gaasikaitses, tööstuses ja fototehnikas tarvitatakse tihti erilist soola, nn. „hüposulfitit". See on n a a t r i u m t i o-s u l f a a t. Tioühendeiks on ühendid, mille molekulides üks hapniku aatom on asendatud väävli aatomiga. Nii nimetame

tioväävelhappeks ühendit $H_2S_2O_3$. Võrdleme selle ühendi ja väävelhappe struktuurvalemit:



(tioväävelhape) ja (väävelhape)

Nende hapete naatriumsoolad on struktuurselt järgmised:



(naatriumtiosulfaat) ja (naatriumsulfaat)

Naatriumtiosulfaadi toime kloorisse väljendub võrrandiga:

$$Na_2S_2O_3 + Cl_2 + H_2O = Na_2SO_4 + S + 2HCl.$$

Kloor on oma mürgisuse kaotanud: ta muutus kloorvesinikuks.

Naatriumtiosulfaat on samuti „antikloor" nagu väävlishapegi.

K a t s e. Kallame kloorveega kolbi hüposulfiidi lahust ja loksutame. Kloori värvus ja lõhn kaovad. Tekib algul hägusus ja siis valge sade; see on eralduv väävel.

14. Väävelhappe tööstuslik tootmine.

Väävelhappe tootmisel kasutatakse toorainena püriiti või mõnda teist raudsulfiidi. Raudsulfiid põletatakse erilises ahjus; tekivad vääveldioksüüd ja raudhapend:

$$4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2.$$

See eksotermiline reaktsioon kulgeb nagu tõeline põlemine: püriit süttib temperatuuril 400°, süttimiskohal eralduv soojus kandub edasi ja varsti terve püriidi mass hõõgub.

Püriidi särdamise ahjus (joon. 75) kasutataksegi protsessi enda soojust. Silindrikujulises ahjus on mitu erineval kõrgusel asuvat resti. Ülalt manustatav püriit siirdakse järk-järgult allapoole. Silindri keskkohta läbib õõnes püsttelg. See kannab aeglaselt tiirlevaid teraskamme, mis püriiti segavad. Et alal hoida püriidi hõõgumist, puhutakse eriseadeldise abil ahjust sel määral õhku läbi, et ahjus valitseks umbes 700°-ne kuumus. Õõnsat kesktelge jahutatakse läbipuhutava õhuga. Ahju käikulaskmisel kuumutatakse alumisel restil asuvat püriiti 400°-ni, reaktsiooni laienemisel kuumutamine lõpetatakse.

Tekkinud särdamit, mis on raudhapend ehk ferrioksüüd, tarvitatakse malmi saamise menetluses. Vääveldioksüüd suunatakse kohe edasi väävelhappe-tööstusse.

Kontaktmenetlus. Vääveldioksüüdi ja õhu segu lastakse läbi tule- ja happekindlatest kividest retordi, mille rohkearvulistele restidele on paigutatud katalüsaatori kihid. Katalüsaatoriks nimetatakse ainet, mis kiirendab keemilist reaktsiooni ja ise protsessi lõpul on säilinud muutumatute omadustega ning muutumatus hulgas.

Kontaktmenetluse puhul on katalüsaatoriks divanaadiumpentoksüüd, V_2O_5, mida kasutatakse tööstuses kalli plaatina asemel. Retordi temperatuur on 430°—490°. Madalamal temperatuuril on reaktsiooni kiirus väga väike. Kõrgemal temperatuuril tekkinud produkt laguneb. SO_2 hapendumise keemiline võrrand on:

$$2SO_2 + O_2 = 2SO_3.$$

Tekkinud SO_3 ei segune hästi veega. Teda lahustatakse enne kontsentreeritud väävelhappes. Tekib suitsev hape ehk „oleum", „lõngaõli".

Hiljem võib oleumi tarviduse kohaselt lahjendada madalaprotsendilise väävelhappega. Väävelhappeanhüdriid muutub siis väävelhappeks:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4.$$

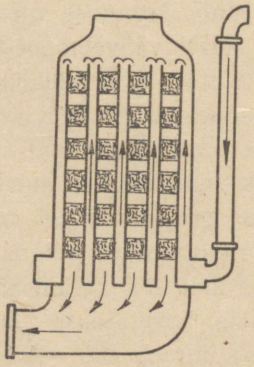
Kontaktmenetlusel saadud kontsentreeritud hape on eriti puhas (joon. 73).

K a m b e r m e n e t l u s e puhul on vääveldioksüüdi hapendajaks lämmastikdioksüüd, NO_2. Reaktsiooni võrrand on järgmine:

$$SO_2 + NO_2 + H_2O = H_2SO_4 + NO.$$

Tekkinud lämmastikmonooksüüdi iseloomustavaks omaduseks on ta võime otseselt ühineda hapnikuga:

$$2NO + O_2 = 2NO_2.$$



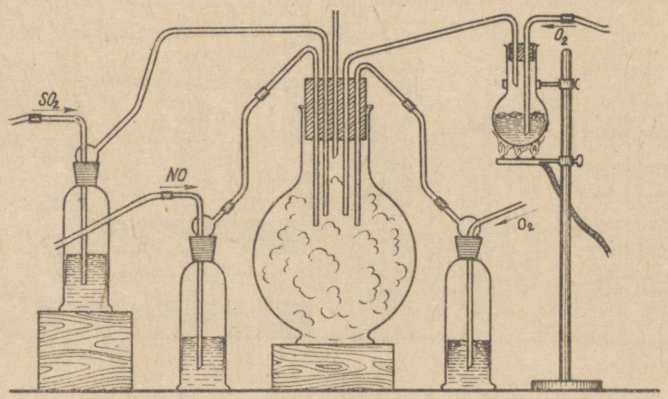
Joon. 73. Kontaktmenetluse tööstuslik skeem.

Oksüdatsiooni teel sünnib uuesti ehk regenereerub protsessis tarvilik NO_2. Kirjeldatud ringprotsessis on lämmastikmonooksüüd hapniku ülekandjaks. Ta võtab reaktsioonist küll osa, kuid tekib kohe jälle muutumatute omadustega ning endisel hulgal. Seesuguselt toimivat ainet nimetatakse ü l e k a n d e - k a t a l ü s a a t o r i k s.

Ülalkirjeldatud menetlus kannab „seatinakamber-menetluse" nime, sest peareaktsioonid toimuvad suurtes ruumides, mis on vooderdatud seatinaplaatidega. Sinna puhutakse mehaaniliselt pihustatud vett ning menetluse produktiks on 65%-line väävelhape.

Kambermenetluse selgitamiseks võib korraldada järgmise katse. Gaasipesupudelite kaudu juhitakse suurde kolbi, mis asendab kambrit, nelja toru abil vajalikke gaase:

1. NO, mida saab, mõjustades Cu laaste lahjendatud HNO_3 lahusega.
2. SO_2, mida saab väävli põletamisega.
3. O_2 — enne valmistatud hapnikku võetakse gaasihoidjast (gasomeetrist).
4. O_2 ja H_2O auru segu.



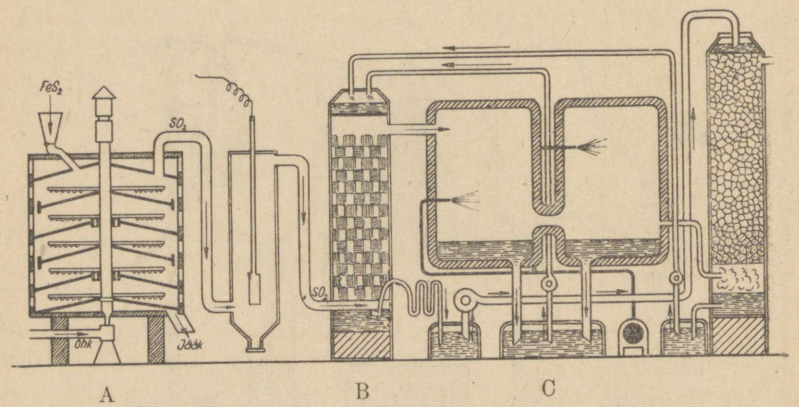
Joon. 74. Laboratooriumikatse kambermenetluse selgitamiseks.

Vajalikku seadeldist näitab joonis 74. Esiteks lastakse kiiret O_2 voolu läbi aparatuuri, siis hakatakse juurde laskma NO ja SO_2 ning neile lisatakse O_2 ja H_2O auru segu. Kolvis ilmuvad pruunid NO_2 aurud ja tekivad väävelhappe tilgad. Katse lõpul veendume, et „kambris" tekkinud vedelik on väävelhape. Lisatakse $BaCl_2$ lahust, tekib valge sade $BaSO_4\downarrow$.

Seatinakamber-menetluse tööstuslik seadeldis on antud skemaatilisel kujul joonisel 75.

A on püriidi särdamise ahi, sealt siirdub kuum õhu ja SO_2 segu läbi erilise aparaadi, kus ta vabaneb tolmust, Glover'i

torni[1] (joonisel *B*). Glover'i torn on täidetud happekindlate kividega. Siin jookseb gaasidele vastu 65%-lise väävelhappe (kambrihappe) ja lämmastikoksüüde sisaldava väävelhappe (nitroosi) segu. SO_2 oksüdeerumisreaktsioon toimub osaliselt juba selles tornis. Siit pääsevad gaasid suurtest seatinaplaatidest ehitatud kambritesse, kus SO_2 oksüdatsioon peamiselt kulgebki. Kambritesse puhutakse mehaaniliselt pihustatud vett. Kambrite põhja koguneb tekkinud väävelhappe lahus vees; seda nimetatakse kambrihappeks. Osa kambrihapet kasutatakse



Joon. 75. Väävelhappe tootmise skeem seatinakambri-menetlusel.

Glover'i tornis, ülejäänud läheb toodanguga lattu. Äratarvitamata gaaside segu, mis sisaldab ka NO, juhitakse Gay-Lussac'i torni (joonisel *C*). See torn on täidetud koksiga. Siin jookseb gaasidele vastu 78%-line väävelhape, mis seostub lämmastikoksüüdidega ja koguneb torni põhja. See on niinimetatud nitroos. Nitroosi pumbatakse üle Glover'i torni, kus ta kuumuses laguneb, vabastades lämmastikoksüüde. Glover'i tornis tekkiv väävelhape koguneb torni põhja. Ta on üsna kontsentreeritud, umbes 78%, sest liigne vesi aurub Glover'i

[1] See torn kannab tema leiutaja, inglise töölise poja nime.

torni temperatuuril. See hape koondatakse veel kuumade gaaside abil kuni 98%-ni.

Seatinakambri-meetod on nüüd vananenud. Arvestati, et on kokkuhoidlikum mitte raisata kallist seatina, vaid töötada tornimeetodil. Siin ei ole seatinakambreid, vaid terve rida happekindla materjaliga vooderdatud Glover'i ja Gay-Lussac'i torne. Tornimeetod on kasulikum kui kambrimeetod, sest ta annab umbes 6 korda rohkem hapet süsteemi kuupmeetri kohta kui kambrimeetod, seejuures on aga saadud hape kontsentreeritum kui kambrihape. Tornimeetodil valmistatud väävelhapet kasutavad kõik tööstused, kus ei ole tarvis eriti puhast ja täiesti kontsentreeritud hapet. Nende tööstusharude varustamiseks viimastel viisaastakutel valminud ja valmivate vabrikute ehitus on rajatud tornisüsteemi põhimõttele.

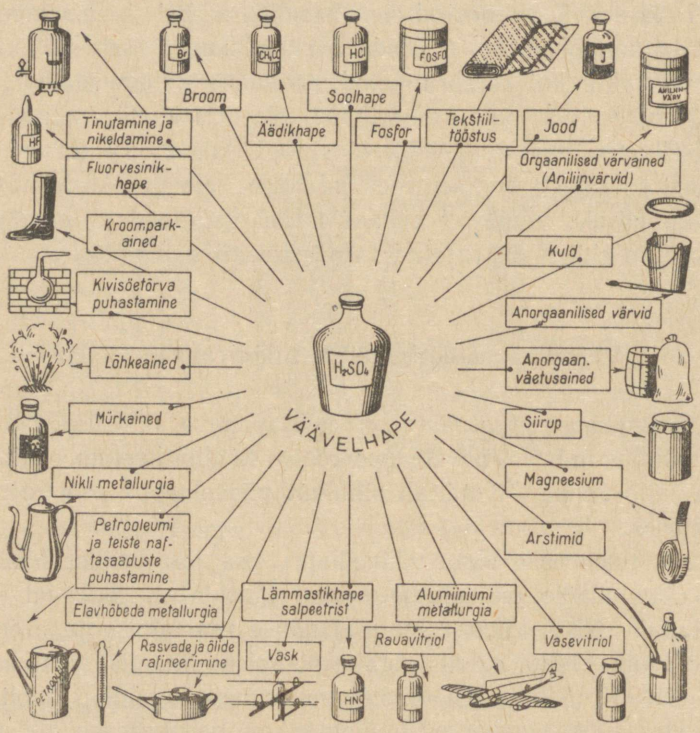
15. Väävelhappetööstus NSV Liidu rahvamajanduses.

Väävelhappe tootmine on põhjapaneva tähtsusega kogu keemiatööstuses. Väävelhappetööstus kuulub keemia põhitööstuse liiki. Joonis 76 näitab piltlikult väävelhappe osa keemiatööstuses.

Siin tuleb esile tõsta väävelhappe osa just nendes tööstusharudes, millele on juhitud eriline tähelepanu jooksval viisaastakul. NSV Liidu rahvamajanduse taastamise ja arendamise 1946.—1950. a. viisaastaku plaani kinnitamise protokollis 15.—18. III 1946. a. Ülemnõukogu esimese sessiooni poolt on öeldud: „1950. aastal tuleb ületada poolteistkordselt tööstuse ennesõjaaegne tase. Tuleb taastada keemiatööstus ning eriti lämmastiku- ja fosforväetiste, soodasaaduste ja värvainete toodang okupatsiooni all kannatanud rajoonides. Tuleb taastada mineraalväetiste tööstused ning ületada ennesõjaaegne toodang 1950. aastal fosforväetiste osas 2 korda, lämmastikväetiste osas 1,8 korda ja kaaliväetiste osas 1,3 korda. Tuleb luua orgaani-

lise sünteesi uusi harusid kivisöe ja nafta töötlemise produktide baasil."

Sotsialistliku põllumajanduse arenguks vältimatult tarvilikkude lämmastik- ja fosforväetiste toodang baseerub väävelhappe toodangul.



Joon. 76. Väävelhappele tuginevad tööstused.

Meie kodumaa hüvangu kindlustamiseks ja paljude tööstusharude arendamiseks tarvilikkude metallide tootmise protsessides on vajalik väävelhape.

Riigikaitseks ja mitmesugusteks ehitustöödeks rakendatavate lõhkeainete tööstus on sõltuvuses väävelhappe produktsioonist.

Naftatööstuse saaduste puhastamine, värvainete tootmine kivisöetõrvast, kunstkiudaine valmistamine, nahatööstus, suhkru tootmine ja arvukad teised tööstusharud ei oleks võimalikud, kui puuduks väävelhape.

Väävelhappetööstust võib pidada keemiatööstuse aluseks, arvestades veel järgmisi asjaolusid: 1) väävelhapet võib toota, kasutades ainult looduslikke lähteaineid; 2) see tööstus tarvitab äärmiselt vähe kütet; 3) tootmiskulud on nii väikesed, et väävelhape on tuntud o d a v a i m a happena.

Väävelhappe-vajadust tööstuses põhjustavad peamiselt selle happe järgmised omadused: 1) väävelhape on t u g e v hape; 2) tal on h a p e n d a v ehk o k s ü d e e r i v toime; 3) ta seostab vett; 4) ta on r a s k e s t i l e n d u v.

Kõigest eeltoodust on selge, et arendades plaanikindlalt keemiatööstusi, hoolitsesid partei ja valitsus väävelhappe toodangu vajaliku tõusu eest. Tagurlikust, tööstuslikult mahajäänud tsaariaegsest Venemaast ehitati välja eesrindlik tööstusriik. Keemiatööstuse aluse — väävelhappe — toodangu tõus on selle protsessi edu indikaatoriks (näitajaks). Allpool toodud arvulised andmed näitavad väävelhappetoodangut, võrreldes 1913. aastaga, s. o. viimase rahuaastaga enne esimest imperialistlikku maailmasõda.

Tabel 9.

Väävelhappetoodangu võrdlustabel.

Aasta	**1913**	1928	1929	1930	1931	1932	1937
Toodang tuhandetes tonnides	**121,3**	194,7	257,8	356,1	414,3	495,0	**2030**

Fašistliku kallaletungiga katkestatud kolmanda, niinimetatud „keemia viisaastaku" vältel tõusis NSV Liit väävelhappe maailmatoodangus juhtivale kohale. Seesugune suur edu oli võimalik ainult progressiivselt-ratsionaalse tööstuse organiseerimise ja juhtimise tõttu.

Uute menetluste ja lähteainete leidmise kõrval viidi ellu igakülgne töö mehhaniseerimine, stahhaanovlike töömeetodite rakendamine ja tööstuskombinaatide ehitamine.

Tööstuskombinaadi moodustavad tavaliselt ühisel kütteaine (kivisüsi, maagaas, nafta) baasil töötavad mitmed tööstused, mis on eluliselt üksteisega seotud selle tõttu, et ühe jäägid, kõrvalsaadused või vaheproduktid on teise lähteaineks või vältimatult vajalikeks manusteks. Siin on väga oluline aja- ja transpordikulu kokkuhoiu teostamine.

Tööstuskombinaatide näitena võib tuua väävelhappetööstuse sidumist (kombineerimist) teistega. Juba varemgi püüti kasutada püriidi põlemise jääke kõrgahjudes malmi tootmisel, kuigi takistuseks olid näiteks kohaleviimise kulud.

Käesoleval ajal teostatakse väävelhappe tootmise kombineerimist metallurgia (metallide tootmise) harudega. Paljude metallide tootmisel vajatakse väävelhapet, kuid samades tööstustes on lähteainetena tarvitusel väävelmetalle sisaldavad looduslikud maagid. Näiteks tsinkläik (ZnS) ja vaskläik (Cu_2S) on vastavate metallide tootmise tooraineteks. Nende maakide põletamisel tekkiv vääveldioksüüd, SO_2, on väga kahjulik tööstuse ümbrusele oma mürgistava toime tõttu. Segunedes õhuga hävitab SO_2 vabriku ümbruses taimestiku ruutkilomeetrite-suurustel maa-aladel ja rikub inimeste tervist. Niisuguse gaasi kogumisel ja ärakasutamisel väävelhappe produktsiooniks on kahekordne tähtsus. Looduse hävitajat gaasi SO_2 tarvitatakse väärtusliku toorainena; seda lähteainet andev tööstus aga saab otse külje alt temale vajalikku väävelhapet.

Näiteks olgu toodud järgmised andmed: vaskläigi-maagi ühest tonnist võib saada 220 kg vaske ja 1,2 tonni väävelhapet.

See väävelhappe kogus maksab aga umbes 3 korda rohkem kui 220 kg vaske.

Tööstuskombinaatide loomisel on hiiglasuur mõju meie sotsialistliku kodumaa tööstuse arengule. Tööstuse viimine progressiivselt-ratsionaalsele baasile võimaldas meil Suure Isamaasõja võidukalt lõpetada. Vaatamata fašistide suurele hävitustööle okupeeritud maa-aladel võib siiski uhkusega korrata seltsimees Stalini sõnu, mis ta ütles juba esimese viisaastaku lõpul: „Meil ei olnud tõelist ja ajakohast keemiatööstust. Nüüd see meil on."

16. Väävelhappe tähtsamad soolad.

Paljudel väävelhappe sooladel on oluline tähtsus praktilises elus ja tööstuses.

Väävelhappe naatriumsoola ehk naatriumsulfaati, Na_2SO_4, kristalsel kujul ja erineva veesisaldusega leidub suurel määral mitmes kohas NSV Liidus (Kaukaasias, Siberis, Taga-Kaspia alal). Hiiglahulkades leidub teda Kaspia mere lahes, Kara-Bogaz'is, kus selle soola tagavarad ulatuvad sadade miljonite tonnideni. Vett sisaldavat soola, $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, nimetatakse glaubrisoolaks, mis leiab rakendust meditsiinis ja on vajalik klaasi- ja soodatööstustes.

Väävelhappe kaltsiumsool esineb looduses kipsina, koostisega $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, ja anhüdriidina — $CaSO_4$. Rikkaid kipsilademeid on meil Volga ümbruses, Odessa linna läheduses, Uuralis ja mujal. Kips on looduslik väetusaine. Temperatuuril 150° kaotab kips osa vett, tekib $2CaSO_4 \cdot H_2O$. See nn. põletatud kips annab veega sõtkumisel taignataolise massi, mis võtab kergesti iga soovitava kuju. Lühikese ajaga seob aga põletatud kips uuesti vett, muutudes taas kipsiks ja kogu mass tardub. Selle omaduse tõttu leiab kips rakendamist ehitustöödel ja esemete kuju jäljendamiseks.

Väävelhappe soolad kahevalentsete raskete metallidega (Zn, Cu, Fe, Ni) kannavad vitriolide nime. Neist olulisemad on: vasevitriol, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, mis on tarvilik roheliste ja siniste värvide valmistamisel, taimekahjurite tõrjeks ja elektrotehnikas.

Rauavitriol, $FeSO_4 \cdot 7H_2O$, moodustub raua lahustamisel väävelhappes. Temast valmistatakse teisi raua sooli. Ta on vajalik tinditööstuses, fotoasjanduses ja taimekahjurite hävitamiseks.

Tsinkvitriol, $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$, leiab kasutamist puu kaitsmiseks mädanemise vastu ja tekstiiltööstuses.

Väävelhappe baariumsool, $BaSO_4$, esineb looduses raskepaona. Rakendatakse valge värvi valmistamiseks.

Väävelhappe magneesiumsoola, $MgSO_4 \cdot 7H_2O$, leidub merevees ja kivisoolalademetes. Leiab rakendamist meditsiinis.

Maarjateks nimetatakse väävelhappe sooli kahe metalliga, kus üks on ühe- ja teine kolmevalentne. Nende üldine valem on $\overset{I}{M}\overset{III}{M}(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$. Kõik maarjad kristalluvad samas kristallvormis. Maarjaid rakendatakse tekstiil-, naha- ja paberitööstuses ning ka meditsiinis. Toome maarjate näiteid:

$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$	— kaaliumalumiiniummaarjas (maarjajää).
$KFe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$	— kaaliumraudmaarjas.
$NH_4Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$	— ammooniumraudmaarjas.
$NaCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$	— naatriumkroommaarjas.

Ka teisi väävelhappe sooli rakendatakse mitmesugusteks otstarveteks.

17. Seleen (Se) ja telluur (Te).

Seleen ja telluur on keemiliselt väävlisarnased elemendid. Nad on aga haruldased elemendid, eriti telluur.

Seleeni nimetus on tuletatud kreekakeelsest kuu nimetusest (σελήνη = seléne). Looduses on seleen väävli saatja ja ta avastati esmakordselt seatinakambri settest. Nüüd saadakse seleeni väävelhappetööstuse tolmukambri tolmust.

Nagu väävelgi, on seleenil kaks allotroopset teisendit: punane seleen ja hall, metallitaoline; viimane juhib elektrit ja tema elektrijuhtivus oleneb valgustamisest. Selle omaduse tõttu kasutatakse teda mitmesugustes aparaatides.

Seleeni ühend vesinikuga, SeH_2, on mürgine, haisev, põlev gaas nagu H_2S-ki. On tuntud ka seleniidid, s. o. seleeni ühendid metallidega. Ühendeis hapnikuga esineb seleen nelja- ja kuuevalentsena. Tuntakse SeO_2 — seleendioksüüdi — ja sellele vastavat seleenishapet — H_2SeO_3. Mõlemad on valged tahked ained, mis lahustuvad vees.

On tuntud ka seleenhape, H_2SeO_4, mis on samuti valge tahke aine ja lahustub hästi vees. Ta on tugev hape. On teada ka mõlemate hapete sooli.

Kõik seleeni ühendid on mürgised.

Telluur sai oma nimetuse ladinakeelsest sõnast „maakera", *tellus*. Telluuri leidub looduses üsna vähe ja koos mõningate väärismetallidega (Au, Ag). Telluur on valge läikiv metall, kuid tema aurud on kuldkollased. Ta juhib elektrit. Arvatakse, et tavaline telluur on kahe teisendi segu.

Telluurvesinik on H_2S-ga väga sarnane mürgine, haisev, põlev gaas. On olemas ka telluriidid, s. o. telluuri ühendid metallidega.

Hapniku ühendeist telluuriga on tuntud: telluurdioksüüd, TeO_2, ja telluurishape, H_2TeO_3, ning selle soolad, kus telluur on neljavalentne, ja kollane TeO_3, telluurtrioksüüd, ning

telluurhape, $H_2TeO_4 \cdot 2H_2O = H_6TeO_6$, kus telluur on kuuevalentne. On tuntud samuti selle nõrga happe soolad.

18. Hapnikurühm.

Hapniku sarnasus väävliga seisab nende vesinikühendite analoogsuses ja selles, et väävel esineb mõningates ühendites hapniku kohal, asendades viimast kas täiesti või osaliselt. Seesuguseid ühendeid nimetatakse tio-ühenditeks.

Hapnik, väävel, seleen ja telluur osutusid keemiliselt analoogilisteks elementideks ja moodustavad loomuliku rühma. Tabel annab ülevaadet nende omadustest.

Tabel 10.

Hapnikurühma võrdlustabel.

Elemendi nimetus	Hapnik	Väävel	Seleen	Telluur
Keemiline märk	O	S	Se	Te
Järjestusnumber	8	16	34	52
Aatomkaal	16	32,06	78,96	127,61
Agregaatolek	gaas	tahke	tahke	tahke
Erikaal	1,12 (vedel)	1,96 2,06	4,26 4,8	6,24
Sulamistemperatuur	$-218{,}5^0$	113^0 119^0	220^0	$453{,}5^0$
Keemistemperatuur	-183^0	444^0	688^0	1390^0
Ühend vesinikuga	H_2O, neutr.	H_2S, happene	H_2Se, tugevam happene	H_2Te, veel tugevam happene
Tuntud oksüüdide koostis	—	SO_2 SO_3	SeO_2	TeO_2 TeO_3
Hapete koostis	—	H_2SO_3 H_2SO_4 tugevad	H_2SeO_3 H_2SeO_4 tugevad	H_2TeO_3 H_2TeO_4 nõrgad
Valents (H suhtes) ühendeis vesinikuga	2	2	2	2
Suurim valents (O suhtes) ühendeis hapnikuga	—	6	6	6

Kordamisküsimused.

1. Nimetada tähtsamad väävli leiukohad NSV Liidus.
2. Kus leidub väävlit Ameerika Ühendriikides?
3. Nimetada mõned metallsulfiidid, mis leiduvad maapõues mineraalidena.
4. Millise mineraalina esineb looduses $CaSO_4 \cdot 2H_2O$?
5. Kirjeldada loodusliku väävli maapinnale toomise uusimat viisi.
6. Kirjeldada väävliõie saamist.
7. Nimetada väävlit lahustavaid vedelikke.
8. Kirjeldada plastilise väävli saamist.
9. Seletada, mida mõistame allotroopsuse all.
10. Kuidas saada väävli ühendeid vasega, rauaga, vesinikuga?
11. Milleks kasutatakse väävelsüsinikku?
12. Kuidas väävel ühineb klooriga?
13. Kuidas väävelvesiniku vesilahus muudab lakmuse värvust?
14. Kirjeldada Kipp'i aparaati.
15. Kirjutada väävelvesiniku, naatriumsulfiidi ja naatriumbisulfiidi valemid ja struktuurvalemid.
16. Missuguseid ühendeid tarvitatakse pimedas helendavate numbrilaudade valmistamiseks?
17. Missuguse happe sool on CuS?
18. Kirjeldada vääveldioksüüdi omadusi.
19. Missuguse happe anhüdriid on SO_2?
20. Kuumutame väävlishappe lahust. Missugune gaas eraldub?
21. Kuidas nimetame ühendit $KHSO_3$?
22. Kirjutada väävelhappe ja ta anhüdriidi valemid ja struktuurvalemid.
23. Mis on oleum?
24. Seletada, mis on „hügroskoopne" aine.
25. Mispärast vask lahustub kontsentreeritud väävelhappes, kuid ei lahustu lahjendatud happes?
26. Nimetada ained, mis tekivad püriidi põletamisel.
27. Seletada katalüsaatori mõistet „kontaktmenetluse" najal.
28. Missugune aine on katalüsaatoriks seatinakamber-menetluses?

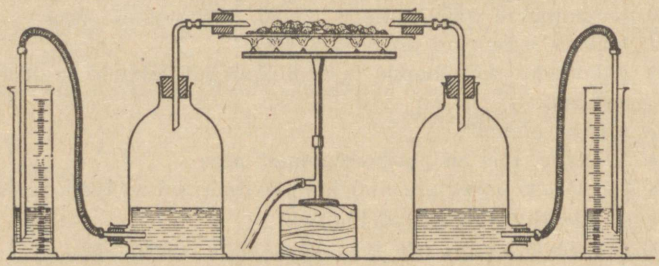
V. Lämmastikurühm.

1. Õhk ja tema koostis. Inertsed gaasid.

XVIII sajandi lõpul tegi prantslane *Lavoisier* esimesena kindlaks õhu koostise. Ta tõendas, et õhk on peamiselt lämmastiku ja hapniku segu, mahuvahekorras 4 : 1. Tõepoolest, segades neid gaase vastavas proportsioonis saadakse segu, mis ei erine omadustelt õhust.

Õhu koostise teeb ilmseks järgmine katse.

K a t s e. Raskesti sulavast klaasist toru täidetakse kaalutud vaselaastudega. Mõlemad otsad ühendatakse korkide abil aspiraatoritega, nagu näitab joonis 77. Mõõt-



Joon. 77. Õhuhapniku sidumine vasega.

silindrite vahelduva tõstmisega ja mahapanemisega lastakse õhk korduvalt läbida vaselaastudega toru. Viimast kuumutatakse pidevalt ja tugevasti põleti abil. Kuum vask

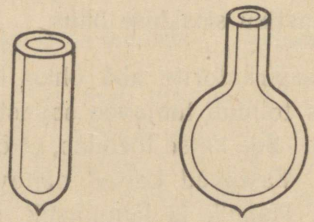
seostub hapnikuga, moodustades musta vaskoksüüdi. Pärast katse lõppu lastakse aparatuur jahtuda ja nenditakse siis tasapinna langust silindrites. See annab läbireageerinud hapniku mahu. Siis võetakse aparatuur lahti ja kogutakse aspiraatoris leiduv gaas üle vee. Selles gaasis kustub põlev küünal või pird, ka ei põle see gaas ise. See on lämmastik. Vaselaaste kaaludes saab teada, kui palju hapnikku nad sidusid, ja võrrelda hapniku määramist kaalu ning mahu järgi. Kui oli teada aparatuuri üldmaht, võib arvutada lämmastiku sisalduse õhus.

Kui tõmmata aspiraatorite abil õhku läbi lubjaveega täidetud veetoru, siis toimub lubjavee sogastumine ja lubjaveetoru kaal suureneb. See katse tõendab, et õhk sisaldab ka süsihappegaasi, CO_2. Vastavad katsed näitavad, et õhus on ka veeauru (niiskus). Hapnik ja lämmastik on õhu peamised ja püsivamad koostisosad, kuid õhus on veel palju teisi manuseid, alalisi, nagu veeaur ja süsihappegaas, ja juhuslikke, nagu tolm, bakterid, ammoniaak, lämmastikoksüüdid, osoon ja muud. Viimased gaasid tekivad õhus peamiselt äikese ajal, elektrilahendusel. Tööstuslikkude rajoonide õhus esineb sageli vääveldioksüüdi, loomsete ja taimsete jäänuste mädanemisel tekkinud ammoniaaki ja väävelvesinikku. Nende lisandite kõrvaldajaks on vihm, mis puhastab õhku; manused lahustuvad vees või kistakse vihma poolt mehaaniliselt kaasa ja nad satuvad ühes vihmaveega mulda.

Puhta õhu 1 liiter kaalub temperatuuril 0° C ja atmosfäärsel rõhul 1,293 g. Temperatuuril alla —140° ja rõhul 40 at õhk veeldub. Õhu veeldamiseks kasutatakse erilisi masinaid. Nad on ehitatud sel alusel, et õhk paisudes jahtub. Näiteks juhul, kui algrõhk 200 at vähendada kuni 1 atmosfäärini, jahtub õhk paisudes 50° võrra. Vedelat õhku säilitatakse Dewar'i anumais (joon. 78). Dewar'i anumad on kahekordsete seintega klaasnõud. Seintevahelisest ruumist on õhk välja pumbatud.

Tühi kiht ei juhi nimetamisväärselt soojust, seetõttu saab anumasse kallatud vedel õhk väga vähe soojust ümbrusest.

Vedelasse õhku kastetud ained muudavad oma omadusi. Eeter ja piiritus tahkuvad, süsihappegaas muutub valgeteks lumetaolisteks helveteks; elavhõbe muutub kõvaks metalliks. Kummiesemed muutuvad rabedaks ja purunevad löögil kildudeks nagu klaas; seatinakellake heliseb nagu hõbe; tsinki ja inglistina võib pulbriks hõõruda.



Joon. 78. Dewar'i anum.

Gaasiline õhk on segu, segu on ka vedel õhk. Siiski erineb vedela õhu koostis gaasilise õhu omast: temas on palju rohkem hapnikku. Eelkuumutatud terassulg põleb temas nagu pilbas. Põhjuseks on hapniku ja lämmastiku keemistäpi erinevus: O_2 keemistäpp on —183° ja N_2 oma —196°. Sellepärast veeldub hapnik kergemini kui lämmastik. Keemistäppide vahe lubab mõlemaid aineid teineteisest eraldada. Kergemini auruv lämmastik lahkub soojenemisel esimesena. Nii eraldatakse mõlemaid gaase suurtes hulkades.

Õhu tähtsus on üldtuntud: loomad hingavad ja elavad ainult seetõttu, et maakera atmosfääris on hapnikku; ka veeloomad (kalad) kasutavad eluprotsessideks vees lahustunud hapnikku. Kuid maakera atmosfäär on meile veel suureks varakambriks. Tema gaasid on väärtuslikuks tooraineks paljudele tööstustele. Lämmastikust saadakse ammoniaaki ja edasi salpeeterhapet

ning väetusaineid. Hapnik on vajalik autogeenseks keevitamiseks ja muudeks tööstuslikeks protsessideks.

1894. a. avastasid füüsik *Rayleigh* ja keemik *Ramsay*, et õhust saadud lämmastik on raskem kui mõne ühendi lagundamisel saadud lämmastik.

Sidudes N_2 magneesiumiga (Mg_3N_2) õnnestus Ramsay'l eraldada uus raske gaas, mis ei ühinenud magneesiumiga. Osutus, et see gaas ei reageeri üldse teiste ainetega ja on 1,5 korda raskem kui õhk. Teda nimetati a r g o n i k s (Ar), mis tähendab kreeka keeles „inertne" ehk „tegevusetu". Hiljem avastati õhus veel neli inertset gaasi: heelium (He), neoon (Ne), krüptoon (Kr) ja ksenoon (X). Neil on palju ühist, nad kõik on kõikide ainete suhtes täiesti passiivsed; nende molekulid koosnevad ainult ühest aatomist. Kerge gaasina leiab heelium rakendamist lennuasjanduses; temast kergem on ainult vesinik. Heelium on 8 korda õhust kergem. Argoni ja lämmastiku seguga täidetakse elektripirne. Puhta argoniga täidetud eriliselt ehitatud pirn annab sinist valgust, neooniga täidetud pirn — punakasoranži valgust. Seda kasutatakse valgusreklaamides. Neooniga täidetud torud on tähtsad elektriasjanduses. Inertsed gaasid on omaette loomulik rühm elemente. Siia kuulub veel gaas radoon (Rn), mida eraldab lagunedes raadium.

Tabel 11 annab õhu koostise.

Tabel 11.

Õhu koostis.

Koostisosad	Sisaldus %-des	
	Ruum %-des	Kaal %-des
N_2	78,16	75,5
O_2	20,9	23,2
Inertsed gaasid	0,94	1,3

Tabel 12 annab ülevaate inertsetest gaasidest.

Tabel 12.

Inertsete gaaside nimestik.

Nimetus	Aatomkaal	Järjestus-number	Ühe liitri kaal
Heelium (He)	4,0	2	0,18
Neoon (Ne)	20,2	10	0,90
Argon (Ar)	40,0	18	1,78
Krüptoon (Kr)	83,7	36	3,71
Ksenoon (X)	131,3	54	5,85
Radoon (Rn)	222,0	86	9,96

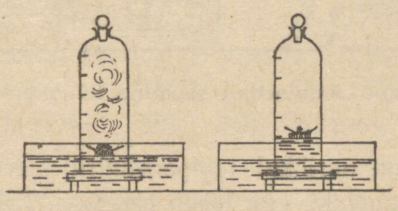
2. Lämmastiku saamine ja omadused.

Lämmastiku ladinakeelne nimetus on *Nitrogenium* (*nitrogenium* tähendab „salpeetri tekitaja"), keemiline märk N, aatomnumber 7, aatomkaal 14.

Vabal kujul esineb lämmastik ammendamatul hulgal õhus, kus teda on umbes 78 ruumiprotsenti.

K a t s e 1. Võtame silindrilise pudeli ja lõikame ära tema põhja. Selleks tõmbame viiliga pudeli ümber soovitava lõike kohale kriipsu. Lõimest keeratud nöörikese kastame piiritusse ja seome kriipsu mööda ümber pudeli, lõikame otsad ära ja süütame nööri põlema. Kerge praksatusega kukub märgitud osa pudelist ära. Ülejäänud pudeliosa jagame sentimeetrilindi abil võrdselt kuueks, tõmmates rasvapliiatsiga või viiliga vastavalt viis kriipsu pudeli küljele (joon. 79). Lameda klaasanuma põhja paigutame kaks ühekõrgust tellisetükikest ja valame vett. Vee pinnale

paneme ujuma korgi, millele paigutame plekitükil punast fosforit. Katame nüüd korgi pudeliga, paigutades viimase telliskivialusele. Lisame anumasse vett, nii et ta täidab pudeli kuni alumise kriipsuni. Ülejäänud osa pudelist on täidetud õhuga, s. t. hapniku ja lämmastiku seguga. Kuumutatud traaditükiga süütame fosfori ning korgime pudeli kiiresti ja tihedasti kummi- või lihvitud klaaskorgiga. Fosfor põleb niikaua, kuni kõik hapnik pudelis on ära tarvitatud. Põlemisel tekib pudelis fosforhappe anhüdriidi, P_2O_5 valge suits. Kuid varsti see suits kaob, sest ta lahustub hästi vees. Nüüd täheldame, et vesi tõusis pudelis järgmise kriipsuni, täites põlemisel äratarvitatud hapniku ruumala.



Joon. 79. Hapniku eemaldamine õhust fosfori põletamise teel.

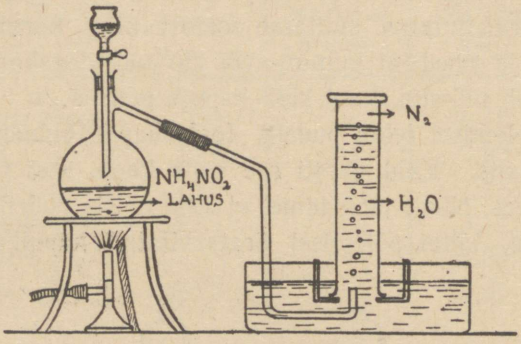
See katse näitab, et õhus on umbes üks ruumosa hapnikku ja neli ruumosa põlemisest mitte-osavõtvat gaasi — lämmastikku.

Õhuhapnikust eraldatud lämmastik pole puhas; ta sisaldab veel väikesi hulki õhus leiduvaid inertseid ehk väärisgaase, süsihappegaasi ja teisi manuseid. Laboratooriumides saame puhast lämmastikku lämmastikushappe ammooniumsoolast, NH_4NO_2. Kuumutamisel laguneb see sool järgmiselt:

$$NH_4NO_2 = N_2 \uparrow + 2H_2O.$$

Joonis 80 näitab, kuidas seda katset korraldatakse. Eralduvat lämmastikku kogutakse üle vee.

Lämmastik on värvuseta, maitseta ja lõhnata gaas; ta on kergem kui õhk. Lämmastik lahustub halvasti vees ja ei reageeri sellega. Seetõttu võime lämmastikku koguda üle vee, juhtides tema joa kummuli pööratud anumasse.



Joon. 80. Lämmastiku saamine laboratooriumis.

Lämmastik on harilikul temperatuuril inertne gaas, ta ei ühine vesiniku, hapniku ega teiste ainetega. Kõrgetel temperatuuridel ja katalüsaatori toimel aga muutub ta aktiivseks. Nii ühineb ta vastavates tingimustes vesinikuga, hapnikuga ja mõningate aktiivsete metallidega, nagu Mg, Ca, Li.

Lämmastiku molekul koosneb kahest teineteisega tugevasti seotud aatomist. See molekuli püsivus selgitab lämmastiku inertsust harilikes tingimustes. Et aatomid võiksid reageerida teiste elementide aatomitega, on vajalik lõhmata lämmastiku molekul aatomite vabastamiseks.

Lämmastik esineb kolmevalentsena ühendeis vesinikuga; ühendeis hapnikuga ilmutab ta muutlikku valentsi, esinedes ühe-, kahe-, kolme- (nelja-) ja viievalentsena. Lämmastiku peavalentsid on aga kolm ja viis.

3. Lämmastiku tähtsus. Lämmastiku leidumine looduses.

Taime- ja loomaorganismi ülesehitamiseks on vältimatult vajalikud elemendid C, O, H, N, S ja P (lihtainetena mittemetallid) ning K, Ca, Mg ja Fe (lihtainetena metallid). Taim võtab kasvamiseks vajalikud ained mullast ja õhust. Loom saab kasvamiseks tarvilikud ained, hingates õhku ja süües taimi või teisi loomi.

Elava organismi tähtsaimaks osaks on valgud. Nad on keerulise ehitusega orgaanilised ühendid, mille koostises süsiniku, hapniku ja vesiniku kõrval tingimata esineb lämmastik. Keskmiselt sisaldavad valgud 16% lämmastikku. Lämmastikku ja teisi vajalikke elemente saab taim nende elementide lahustunud soolade näol mullast. Nende soolade tagavara mullas on aga piiratud. Kui külvata aastast aastasse ühel ja samal põllul sama kõrsvilja, jääb saak järjest väiksemaks. Põld lakkab üldse saaki andmast, kui toitesoolade varu mullas liigselt langeb.

Keskmise saagi puhul tarvitavad kultuurtaimed hektaari kohta järgmisi fosfori, lämmastiku ja kaaliumi hulki kilogrammides:

Tabel 13.

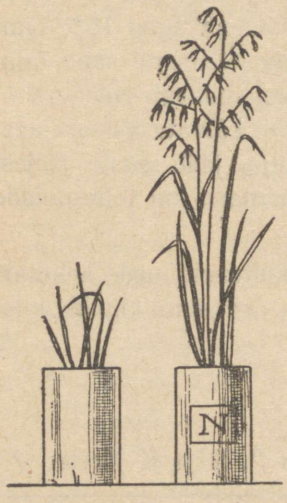
Tähtsamate kultuurtaimede vajadus P, N ja K järele.

Taim	P_2O_5 kg	N kg	K_2O kg
Niiduhein	30	85	40
Kartul	35	95	100
Suhkrupeet	30	60	100
Loomapeet	35	75	150
Nisu	45	130	225

Kõige algelisem abinõu pinnase väljakurnamise ärahoidmiseks on põlluosade vaheldumisi sööti jätmine 1—2 aastaks. Selle aja jooksul koguneb pinnases vee, õhu ja bakterite mõjul jälle taimedele vajalikke sooli.

Teiseks ja väga vanaks abinõuks viljakuse tõstmisel on põllu väetamine laudasõnnikuga, mis looma organismi väljaheidetena viib mullasse tagasi sealt taimede poolt võetud ained.

Möödunud sajandi keskpaiku huvitusid keemikud mulla keemilisest koostisest ja mullas toimuvaist keemilistest protsessidest. Uurimiste algataja oli kuulus keemik *Liebig* (loe: liibig). Põhjalikkude uurimistega selgitati, missuguseid sooli taim vajab, ja hakati neid sooli kunstväetisena tootma. Mitmeid niisuguseid sooli, nagu näiteks salpeeter, kaalisool jne., leidub looduses valmilt mineraalidena. Nii neid kui ka teisi taimele vajalikke sooli toodetakse praegu suurel hulgal keemiatööstuses. Kunstväetisena tarvitatavad soolad peavad vees lahustuma, et taim saaks neid ühes veega mullast vastu võtta.



Joon. 81. Kaer, kasvanud väetamata ja lämmastikväetisega (N) väetatud mullas.

Kunstväetistel on kaks ülesannet: 1) mullas tekkinud vajalikkude ainete puudust katta ja 2) mulla loomulikku koostist parandada.

Keemia haru, mis uurib mullas toimuvaid keemilisi protsesse ja taime toitumise küsimusi, kannab agrikultuurkeemia ehk agrokeemia nimetust.

Väetiseliikidest on lämmastikväetis tähtsamaid. Joonis 81 näitab lämmastikväetise puudumisel ja selle tarvitamisel kasvanud kaera.

Kuni 1914. aastani olid lämmastikväetise peaaegu ainsaiks allikaiks Tšiilis ja Peruus asuvad nn. tšiili salpeetri lademed. Selle mineraali koostis on $NaNO_3$. Salpeeter esineb segus kivisoola, liiva ja saviga. Ta on teralise ehitusega mass, milles leidub vähesel määral ka joodi (naatriumjodaadina, $NaJO_3$). Salpeetrit puhastatakse vees lahustamise ja ümberkristallimise teel.

Juba möödunud sajandi lõpul selgus, et salpeetri tarvitamine kasvab hiiglaslikult. Tekkis põhjendatud kartus, et Tšiili lademete tagavarad jõuavad kord lõpule. 1898. a. kirjeldas inglise teadlane *Crookes* (loe: kruks) ähvardavat hädaohtu ja pöördus keemikute poole üleskutsega otsida teid õhus leiduva lämmastiku ammendamatute tagavarade kasutamiseks. Järgmise 15 aasta jooksul leitigi mitu teed õhulämmastiku sidumiseks. Tähtsamaid sellesihilisi menetlusi on kaks:

1) Lämmastiku ja hapniku otsene ühendamine elektrilahenduse mõjul, nagu see esineb ka looduses äikese ajal, ja 2) lämmastiku ja vesiniku otsene ühendamine teatavais rõhu ja temperatuuri tingimustes sobiva katalüsaatori toimel.

Viimane menetlus on odavaim ja laialdaselt rakendatav. Ta kannab *Haber-Bosch*'i menetluse nimetust teadlaste järgi, kes selle välja töötasid.

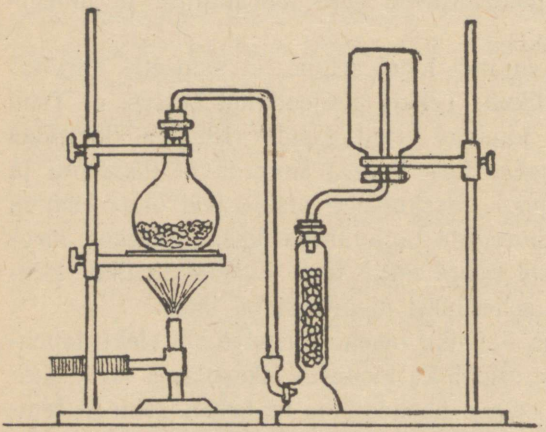
4. Ammoniaak ja ammooniumsoolad.

Ammoniaak, NH_3, on tähtsamaid lämmastiku ühendeid. Ta on värvusetu, terava iseloomustava lõhnaga gaas, mis on ligi kaks korda kergem kui õhk. Ta tekib looduses suurel hulgal loomsete jäätmete mädanemisel.

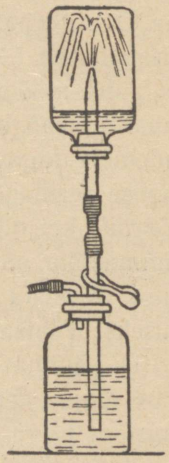
Kütteained, nagu turvas ja põlevkivi, sisaldavad lämmastikku kuni 2,5%, mis vabaneb põlemisel. Samade ainete utmisel eraldub umbes 15% seotud lämmastikku ammoniaagi, NH_3 kujul, mida lahustatakse vees. Ammoniaagi lahustuvus vees on erakordselt suur: temperatuuril 20° C lahustab 1 mahu-

osa vett ligi 700 mahuosa ammoniaaki. Tekkinud lahus on nõrga leeliselise reaktsiooniga; ta värvib lakmuse siniseks. Ammoniaagi lahustumisel vees toimub reaktsioon:

$$NH_3 + H_2O = NH_4OH.$$



Joon. 82. Ammoniaagi saamine laboratooriumis.



Joon. 83. Ammoniaagi lahustuvus vees.

K a t s e. On kerge näidata ammoniaagi head lahustuvust vees. Joonisel 82 näeme ammoniaagi saamist. Kolvis on salmiaagi (NH_4Cl) ja lubja (CaO) segu. Kuumutamisel toimub reaktsioon:

$$2NH_4Cl + CaO = CaCl_2 + 2NH_3 + H_2O.$$

Klaastoruke on täidetud lubjaga vee sidumise otstarbel. Kuiva ammoniaagiga täidame mitu kummuli pööratud purki. Ühe neist ammoniaagiga täidetud purkidest suleme korgiga, mida läbib klaastoru. Pistame nüüd selle toru alumise otsa anumasse, kus on lakmusega ja mõne happetilgaga punaseks värvitud vesi.

Vesi tungib torusse, ammoniaak hakkab lahustuma, purgis tekib hõrendus, vesi tõuseb pidevalt ja järjest kiiremini üles, kuni lõpuks tungib sinise joana purki ja täidab kogu selle ruumala, mida enne täitis ammoniaakgaas (joon. 83). Lahustudes vees reageerib ammoniaak sellega võrrandi kohaselt:

$$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4OH.$$

Rühma NH_4 nimetatakse **ammooniumiks**. See rühm ei esine vabal kujul, s. t. lihtainena, vaid ainult liitainete osana.

Rühm NH_4 toimib vesilahuses ja ühendeis metalli-ioonina, sest tal on üks positiivne laeng.

Vahetusreaktsioonide puhul käitub ammooniumrühm nagu ühevalente metall. Näiteks:

$$NH_4Cl + AgNO_3 = NH_4NO_3 + AgCl.$$

Ammoniaagi lahust vees nimetatakse tavaliselt **nuuskpiirituseks**. Kuumutamisel see ühend laguneb veeks ja ammoniaagiks:

$$NH_4OH = H_2O + NH_3.$$

Ammooniumhüdroksüüd, NH_4OH, on nõrga leeliselise reaktsiooniga ja reageerib hapetega, moodustades vastavaid sooli ja vett. Näiteks:

$$NH_4OH + HCl = NH_4Cl + H_2O;$$

NH_4Cl on ammooniumkloriid ehk **salmiaak**.

$$NH_4OH + HNO_3 = NH_4NO_3 + H_2O;$$

NH_4NO_3 on ammooniumnitraat.

$$2NH_4OH + H_2SO_4 = (NH_4)_2SO_4 + 2H_2O;$$

$(NH_4)_2SO_4$ on ammooniumsulfaat.

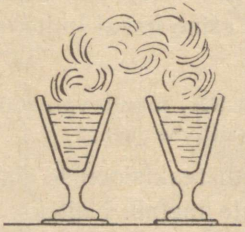
Ammoniaak ühineb ka otseselt hapetega. See on hästi näha, kui kokku viia ammoniaagi ja mõne happe aurud. Tekib peenelt pihustunud sool, mis õhus hõljub valge suitsuna.

K a t s e. Portselantiiglisse kallame natuke soolhapet ja katame tiigli kummuli pööratud purgiga, mille seinad on märgistatud ammoniaagiga. Purk täitub valge auruga (joon. 84). Reaktsiooni võrrand on:

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl.$$



Joon. 84. Salmiaagi tekkimine.



Joon. 85. Ammooniumnitraadi tekkimine.

K a t s e. Täidame ühe lahtise klaasi ammooniumhüdroksüüdi lahusega, teise lämmastikhappe lahusega (joon. 85). Klaaside lähendamisel teineteisele tekib ammooniumnitraadi valge suits:

$$NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3.$$

K a t s e. Kuumutame katseklaasis mõningaid ammooniumkloriidi ehk salmiaagi, NH_4Cl teri. Tekib paks valge suits. Sõjaasjanduses kasutatakse ammooniumsooli s u i t s k a t t e tekitamiseks. Ammooniumsooli ja mõningaid teisi aineid tarvitatakse sõjas tähtsate sõjaliste objektide varjamiseks, näiteks liikuva laevastiku manööverdamise kindlustamiseks, suurtükkide asupaiga katteks ja muudeks seesugusteks otstarveteks. Suitsutekitajaid tähistatakse NSV Liidus tähtedega DB (дымообразующие вещества.)

Tugevamad leelised, nagu naatriumhüdroksüüd ja lubjavesi, tõrjuvad ammoniaagi tema sooladest välja. Näiteks:

$$NH_4Cl + NaOH = NaCl + NH_4OH = NaCl + NH_3\uparrow + H_2O,$$
$$2NH_4NO_3 + Ca(OH)_2 = Ca(NO_3)_2 + 2NH_4OH =$$
$$= Ca(NO_3)_2 + 2NH_3\uparrow + 2H_2O.$$

Nii toimides saadakse ammoniaaki, NH_3, laboratoorselt.

Ammooniumsooladest on tähtsamad ammooniumsulfaat, $(NH_4)_2SO_4$, ja ammooniumnitraat, NH_4NO_3. Mõlemad on head väetusained, viimane aga on tähtis ka lõhkeainete-tööstuses.

Ammooniumkloriidi, NH_4Cl, kasutatakse värvitööstuses, riidetrükis ja jootmisel.

Ammooniumbikarbonaat ehk „põdrasarve-sool", NH_4HCO_3, võib asendada leivataignas pärmi, sest kuumutamisel ta laguneb:

$$NH_4HCO_3 = NH_3\uparrow + CO_2\uparrow + H_2O,$$

ja tekkinud gaasid kergitavad taignat, nagu seda teeb käärimisel tekkiv süsihappegaas.

5. Ammoniaagi saamine õhulämmastikust.

Käesoleva sajandi algul leiutati mitu meetodit õhulämmastiku „fikseerimiseks" ehk tema kinnistamiseks ühendeisse tööstuslikus ulatuses. Omal ajal majanduslikult kõige tasuvam Haber-Bosch'i menetlus leiutati 1913. a.

Selles menetluses pannakse lämmastik ja vesinik otseselt reageerima 200-atmosfäärilise rõhu all ja 500—600° temperatuuril. Lämmastik ja vesinik ühinevad küllalt kiiresti ainult katalüsaatorite mõjul. Katalüsaatori tõeline koostis on seni olnud tootva vabriku saladuseks, kuid tuntud sobiv katalüsaator on sadestatud raudoksüüd ehk käsnraud väikeste alumiiniumi- ja kaaliumihulkade manulusel. Haber'i leiutis võimaldab kunstväetist toota piiramatul hulgal, sest õhulämmastikust

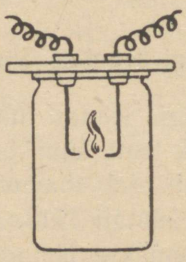
puudust ei tule. Haber-Bosch'i menetlusel saadud ammoniaak oksüdeeritakse salpeeterhappeks, mille abil võib edasi saada kunstväetist ammooniumnitraati.

6. Lämmastiku ühendid hapnikuga.

Lämmastik annab viis hapendit: N_2O — lämmastikalahapend ehk dilämmastikmonooksüüd, NO — lämmastikhapend ehk lämmastikmonooksüüd, N_2O_3 — lämmastikushapend ehk dilämmastiktrioksüüd, NO_2 — lämmastikkahelishapend ehk lämmastikdioksüüd, N_2O_4 — lämmastikneljalishapend ehk dilämmastiktetraoksüüd ning N_2O_5 — lämmastikviielishapend ehk dilämmastikpentoksüüd.

Lämmastik ühineb hapnikuga otseselt ainult väga kõrgetel temperatuuridel (üle 2000°).

K a t s e. Paigutame õhuga täidetud purki traadi otsad, mis on ühendatud induktoriga (joon. 86). Kui traadi otsad gaasisegus on küllaldaselt ligistikku, tekib nende vahel pidev säde.



Joon. 86. Lämmastikhapendi tekkimine elektrilahenduse mõjul.

Lämmastiku ja hapniku molekulid lagunevad ja vabanevad aatomid ühinevad teistes kombinatsioonides. Lämmastik ühineb hapnikuga, põledes kollaka leegiga.

$$\left.\begin{matrix} N_2 = N + N \\ O_2 = O + O \end{matrix}\right\} N + O = NO.$$

Lämmastikmonooksüüd ehk lämmastikhapend ühineb kergesti hapnikuga lämmastikkahelishapendiks:

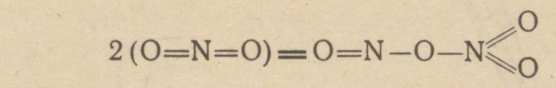
$$2NO + O_2 = 2NO_2.$$

Reaktsioon on meile tuttav väävelhappe tootmise seatina-kamber-menetluse käsitlusest.

Lämmastikkahelishapend, NO_2, on pruun gaas. Ühinedes kaksikmolekulideks vastavalt võrrandile

$$2NO_2 = N_2O_4$$

ehk



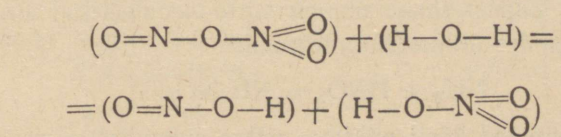
muutub ta värvusetuks gaasiks. Siin on üks lämmastiku aatom kolme-, teine viievalentne.

7. Lämmastikhape ehk salpeeterhape ja lämmastikushape ehk salpeetrishape.

Odava elektrienergiaga maades, näit. Norras, toodetakse lämmastikneljalishapendit, N_2O_4, põletades lämmastikku volta kaares. Lahustades tekkinud ühendi vees saame salpeetrishappe ja salpeeterhappe:

$$N_2O_4 + H_2O = HNO_2 + HNO_3$$

ehk struktuurvalemi kujul:



Saadud lahus on happeline ja värvib lakmuspaberi punaseks.

Ammoniaak — lämmastiku ja vesiniku ühend, NH_3 — võib oksüdeeruda õhuhapniku toimel, kui rakendame katalüsaa-

torina kuumutatud plaatinat. Selle hapendumise lõppsaadusteks on lämmastikhape ja vesi:

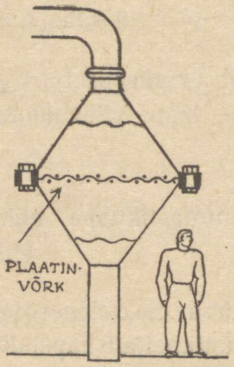
$$NH_3 + 2O_2 = H_2O + HNO_3.$$

Reaktsiooni vaheproduktideks on lämmastiku oksüüdid.

K a t s e. Kallame purki ammoniaagi lahust ehk „salmiaakpiiritust"; selle aurumise tõttu on purgis ammoniaagi, veeauru ning õhu segu; viime sinna hõõguva plaatinalestakese. Tekib valge suits (joon. 87).



Joon. 87. Ammoniaagi põlemine plaatinakatalüsaatori mõjul.



Joon. 88. Ammoniaagi põletamise tööstusliku seadeldise skeem.

Tekkinud salpeeterhape ühineb mitte-oksüdeeritud ammoniaagi-osaga, andes ammooniumnitraadi:

$$NH_3 + HNO_3 = NH_4NO_3.$$

See ühend esinebki hästi nähtava valge suitsuna.

Ammoniaagi oksüdeerimiseks tööstuslikus ulatuses rakendatakse suur aparatuur, mille keskkohale on tõmmatud plaatinavõrk (joon. 88). Saadud lämmastikushapend juhitakse vette,

kus tekib lämmastikhape. See on kaasaegne lämmastikhappe saamise meetod.

Varemalt saadi lämmastikhapet tšiili salpeetrist, millest tuligi nimetus „salpeeterhape". Salpeetrit mõjustatakse kontsentreeritud väävelhappega; reaktsiooni võrrand on järgmine:

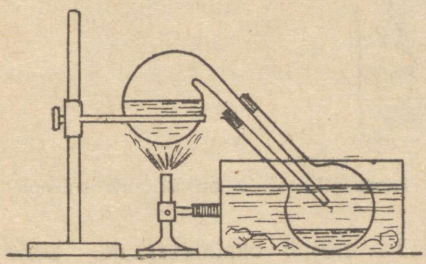
$$NaNO_3 + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HNO_3.$$

Joonis 89 näitab seda menetlust.

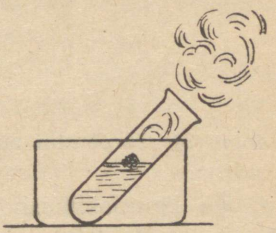
Tööstusliku produktina sisaldab kontsentreeritud lämmastikhape umbes 65% ühendit HNO_3. Puhas lämmastikhape, HNO_3, on vedelik erikaaluga 1,53 ja keemistäpiga 86°. Lämmastikhappel on tugev hapendav toime; ta on võimeline lahustama metalle, isegi väärismetalle, nagu näit. hõbedat. Vase ja kontsentreeritud salpeeterhappe vahel toimub järgmine reaktsioon:

$$Cu + 4HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O.$$

Eraldub pruun NO_2 aur. (Katse toimugu tõmbe all.)



Joon. 89. Salpeeterhappe saamine tšiili salpeetrist.



Joon. 90. Söe põlemine sulatatud salpeetris.

Lämmastikhape valastab indigot ja teisi orgaanilisi värve.

K a t s e. Viskame hõõguva söetükikese kuuma kontsentreeritud lämmastikhappesse või sulatatud salpeetrisse. Söe põlemine jätkub (joon. 90).

Hõõguv süsi ja väävel põlevad sulatatud salpeetris (tugevasti eksotermiline reaktsioon).

K a t s e. Lisame lämmastikhappele kontsentreeritud väävelhapet. Tekib osaliselt lämmastikhappe anhüdriid, sest väävelhape võtab lämmastikhappe molekulilt vee ära:

$$2HNO_3—H_2O = N_2O_5.$$

Tilgutame lämmastik- ja väävelhappe segusse tärpentini; see hakkab hoogsalt põlema. N_2O_5 on veel tugevam hapendaja kui lämmastikhape. Katse korraldamist näitab joonis 91.

N_2O_5 annab veega ühinedes salpeeterhappe:

$$N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3;$$

järelikult N_2O_5 on salpeeterhappe anhüdriid.



Joon. 91. Tärpentini süttimine lämmastikhappe anhüdriidi toimel.

Ka lämmastikushape, HNO_2, mõjub oksüdeerivalt. Selle happe sooli nimetatakse n i t r i t i t e k s. Näiteks KNO_2 on lämmastikushappe kaaliumsool ehk kaaliumnitrit.

8. Lämmastikhappe soolad.

Lämmastikhape on ühealuseline hape. Tema sooli nimetatakse n i t r a a t i d e k s. Nitraadid on vees hästi lahustuvad soolad. Kaalium- ja naatriumnitraate nimetatakse salpeetriteks.

Kaaliumnitraati ehk india salpeetrit valemiga

$$KNO_3 \quad \text{ehk} \quad K{-}O{-}N\begin{matrix}\diagup O \\ \diagdown O\end{matrix}$$

kasutatakse püssirohu valmistamiseks. Naatriumnitraati ehk tšiili salpeetrit, $NaNO_3$ ehk $Na{-}O{-}N\begin{matrix}\diagup O \\ \diagdown O\end{matrix}$, tarvitatakse väetusainena ning algainena lämmastikhappe tootmisel.

$Ca(NO_3)_2$, mida saadakse lämmastikhappe neutraliseerimisel lubjaga, on väetusaine — l u b i s a l p e e t e r.

H õ b e n i t r a a t i, $AgNO_3$, ehk $Ag{-}O{-}N\begin{matrix}\diagup O \\ \diagdown O\end{matrix}$, rahvapärase nimetusega „põrgukivi", tarvitatakse arstimina ja fotograafias.

9. Lämmastiku ringe looduses.

Õhulämmastik muutub seotud lämmastikuks kas looduslikult või kunstlikult ja satub mulda neljal järgmisel teel:

1. Õhus lämmastik ja hapnik ühinevad äikese ajal otseselt, andes ühendi NO, millest saab NO_2 ja lõpuks N_2O_4.

Veeauru ja vihma mõjul muutub see oksüüd hapeteks HNO_2 ja HNO_3, mis satuvad ühes sademetega mulda ja annavad siin hästi lahustuvaid taime toitesooli.

2. Kunstlikult tekitatud elektrilahenduse abil seotakse lämmastik ja hapnik lämmastiku mono-oksüüdiks, millest tekib N_2O_4; reageerides veega annab see lämmastikhappe, millest valmistatakse kunstväetisi.

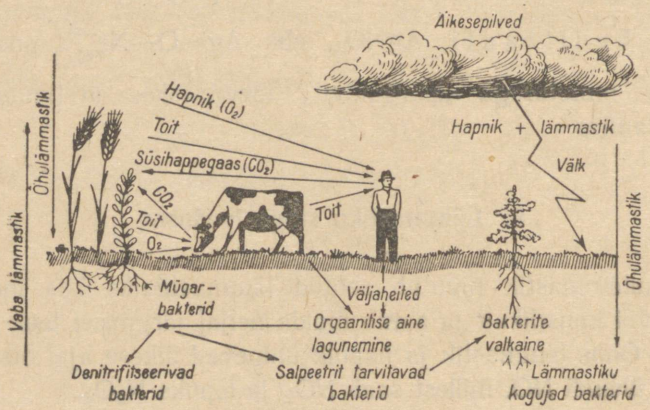
3. Lämmastik seotakse vesinikuga, tekkiv ammoniaak oksüdeeritakse, saadud salpeeterhappe varal valmistatakse ammoonium- ja lämmastikhappe-soolad, mida kasutatakse väetistena.

4. Liblikõieliste taimede (hernes, uba, ristikhein) juurtel leidub mügaraid, mis on eluasemeks mügarbakteritele. Mügar-

bakterite elutegevuse tulemuseks on vaba õhulämmastiku sidumine nitraatideks. Mügarbakterite tegevus rikastab mulda nitraatidega.

Osa mullas leiduvat seotud lämmastikku rändab pidevalt tagasi atmosfääri. See tagasirändamine toimub kahel teel:

1. Taimed assimileerivad mullas leiduvaid lämmastikuühendeid. Taimed närtsivad, kõdunevad, nende jäätmed mädanevad ja lagunemisel kõdunemisbakterite toimel tekivad osaliselt



Joon. 92. Lämmastiku ringe looduses.

ammoniaak, osaliselt nitraadid ja osaliselt vaba lämmastik. Esimesed lähevad uuesti elavate taimede toitmiseks, vaba lämmastik aga satub õhku.

2. Loomad saavad oma toiduks vajalikud lämmastikuühendid taimedelt; nad eritavad neid uuesti väljaheidetes ja kõdunemisel surma puhul. Ka siin satub osa lämmastikku mulda, teine osa aga hajub õhku.

Niiviisi toimub looduses pidev lämmastiku ringe: 1) atmosfäärist litosfääri ja tagasi ja 2) litosfäärist biosfääri ja tagasi (joon. 92).

10. Lämmastikuühendite tähtsus NSV Liidu majanduse ja riigi kaitsevõime kindlustamisel.

Ka lõhkeainete valmistamisel etendab lämmastikhape suurt osa. Mitmed tugevad lõhkeained on lämmastikhappe ühendid, mida saadakse glütseriini, tselluloosi, fenoolide jne. mõjustamisel salpeeterhappega. Tuntumaid neist on nitroglütseriin ja sellega immutatud ränidioksüüd — dünamiit, siis nitrotselluloos, nitrofenool ja nitrotoluool. Neid lõhkeaineid käsitellakse orgaanilise keemia kursuses.

Lõhkeained (BB-ained [1]) etendavad tähtsat osa mitte ainult sõjatehnikas, vaid ka inimese ülesehitavas tegevuses. Tunnelite, kaevanduste, kanalite ja sildade ning hoonete vundamentide ehitamisel on lõhkeainete tarvitamine vältimatu. Näide: 1936. a. pandi Tšeljabinski juures plahvatama 1800 tonni lõhkeainet, et paljastada kivisöelademeid. Plahvatuse tagajärjel tekkis kilomeetripikkune, 85 m laiune ja 20 m sügavune kaevand.

Lõhkeaine plahvatamine on keemiline reaktsioon, mille juures tekib suurel hulgal gaasilisi produkte. Nende gaaside ruumala kasvab veel tunduvalt selletõttu, et plahvatamine on tugevasti soojust eraldav ehk *eksotermiline reaktsioon*. Gaasidel on suur paisumiskordaja, nii et plahvatusel tekkinud gaasid paisuvad järsku suure ruumalani, lõhkudes kõike eesolevat ja paisates laiali suuri masse plahvatuspaiga ümber.

Vanemaid, kuid nõrgemaid lõhkeaineid on *püssirohi*; ta koosneb kaalisalpeetrist, söest ja väävlist. Reaktsioon, mis kulgeb püssirohu plahvatamisel, on lihtsustatud kujul järgmine:

$$2KNO_3 + 3C + S = K_2S + 3CO_2\uparrow + N_2\uparrow .$$

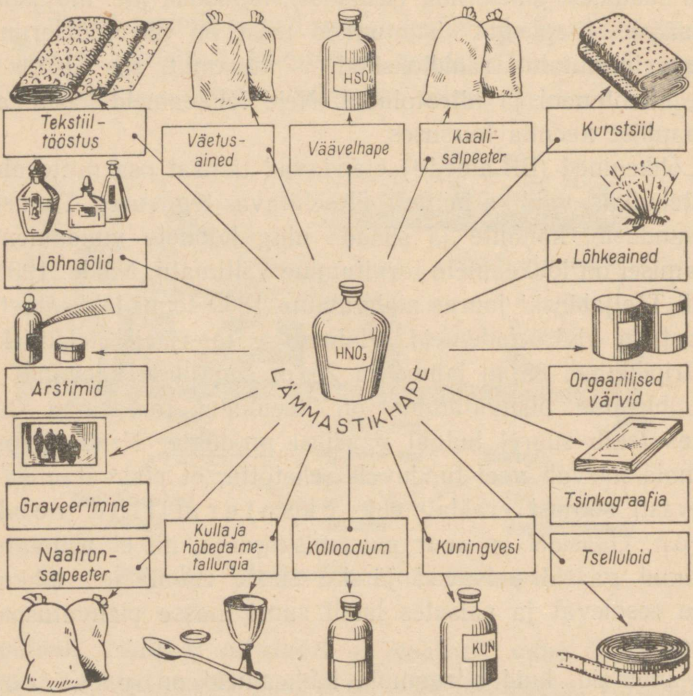
Tekkivad süsihappegaas ja lämmastik annavadki lõhkuva jõu.

---

[1] Tähed „BB“ asendavad sõnu „*взрывчатые вещества*“, mis tähendab „lõhkeained“.

Püssirohu puudusteks on ta nõrk lõhkevõime ning suitsu tekkimine plahvatamisel.

Lämmastikhappe tähtsus paljude tööstusharude lähteainena on suur. Ülevaate sellest annab joonis 93.



Joon. 93. Lämmastikhappele tuginevad tööstused.

Loomade ja taimede toitumisel on seotud lämmastikul otsustav tähtsus. See põhjustab väetusainete tootmise intensiivsuse vajadust.

Enne esimest imperialistlikku sõda, mis algas 1914. a., pidi tsaristliku Venemaa talupoeg oma põldude väetamisel piirduma

ainult sõnnikuga. Lämmastikväetiste-tööstust tegelikult ei olnud peale vähese $(NH_4)_2SO_4$ produktsiooni.

Seevastu hoolitsevad NSV Liidu valitsus ja partei meie põllumajanduse vajaliku arenemise ja industrialiseerimise eest plaanikindlalt, mis peegeldub näiteks partei XVIII konverentsi otsuses: „Sovhoosid ja kolhoosid peavad omandama orgaaniliste ja mineraalväetiste kasutamise süsteemi. Nad peavad pöörama erilist tähelepanu sõnniku ja teiste kohalike väetiste ratsionaalsele kasutamisele ja hoidmisele ning likvideerima mineraalväetiste mitteotstarbekohase kasutamise."

Õhulämmastiku fikseerimise tööstuse hoogne arenemine meie maal algas 1928. a. ning meie lämmastikväetiste-tööstus on nüüd arenemas peamiselt ammooniumi, kaaliumi, kaltsiumi ja mõningate segaväetiste tootmise suunas.

Lämmastikhapet vajavad peale väetistetööstuse veel lõhkeainete-tööstus, plastmasside- ja värvitööstus. Lämmastikhappel on nüüdsel ajal mitte väiksem osa tööstuses kui väävelhappel. Selle happe toodangu tohutu tõus alates 1928.—1941. a. võimsates kombinaatides võimaldas meie kodumaa sõjatööstusel olla vajalikul tasemel Suure Isamaasõja rasketel aastatel.

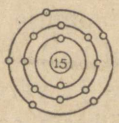
Kordamisküsimused.

1. Mitmevalentne on lämmastik ühendeis vesinikuga?
2. Kuidas võib eraldada õhulämmastikku õhuhapnikust?
3. Kuidas saada laboratoorsel teel lämmastikku?
4. Kuidas reageerib lämmastik teiste lihtainetega?
5. Missugused ained looma organismis sisaldavad lämmastikku?
6. Seletada kunstväetise vajalikkust.
7. Nimetada tähtsamad väetised, mis sisaldavad lämmastikku.
8. Kuidas saame õhulämmastikust salpeeterhapet?
9. Nimetada lämmastikoksüüd, mis annab veega salpeetris- ning salpeeterhappe. Kirjutada tema struktuurvalem.
10. Missugune valem on lämmastikhappe anhüdriidil?
11. Mis on nitraadid ja mis on nitritid?
12. Tuua näiteid HNO_3 oksüdeerivast toimest.

13. Kirjutada „põrgukivi“ valem ja struktuurvalem.
14. Kirjeldada plahvatuse käiku.
15. Mis on ammoniaak? Kirjutada tema struktuurvalem.
16. Mis tekib, kui NH_3 lahustub vees?
17. Iseloomustada rühma NH_4. Kas ta esineb vabalt?
18. Kirjeldada Haber-Bosch'i menetlust.
19. Kuidas reageerivad salmiaak ja lubi?
20. Mida võime oletada, kui laboratooriumis on palju valget „suitsu“?

11. Fosfor. Fosfori leidumine looduses. Fosforväetised.

Fosfori (ladinakeelne nimetus *Phosphorus*, mis tähendab „valgustkandev“) keemiline märk on P, aatomnumber 15 ja aatomkaal 31. Fosfor esineb ühendeis peamiselt kolme- ja viievalentsena.



P

Joon. 94. Fosfori aatomi ehituse skeem.

Fosfori asend perioodilises tabelis on määratud sellega, et tema aatomi tuumas on 15 prootonit ja 31 — 15 = 16 neutronit. Elementide perioodilises tabelis on fosfor paigutatud viiendasse veergu. Fosfori aatomi väliskestas on 5 elektroni (joon. 94). Ta võib, nagu lämmastikki, juurde võtta 3 elektroni, ühinedes vesinikuga, ja esineda negatiivselt kolmevalentsena. Ühinedes hapnikuga või teiste mittemetallidega võib fosfor loovutada maksimaalselt viis elektroni. Tegelikult esineb fosfor oma hapnikühendeis positiivselt kolme- ja viievalentsena, loovutades vastavalt kas kolm või viis elektroni.

Fosfor ühineb kergesti teiste elementidega, mistõttu teda looduses vabalt ei leidu. Tähtsamaid fosforit sisaldavaid mineraale on apatiit. Ta koosneb peamiselt fosforhapust kaltsiumist valemiga $Ca_3(PO_4)_2$ koos vähese kaltsiumfluoriidiga, CaF_2, või kaltsiumkloriidiga, $CaCl_2$. Apatiit kristallub heksagonaalses süsteemis (joon. 95) ja esineb vulkaanilise päritoluga kivimites. Apatiit ei lahustu vees, kuid lahustub lahjenda-

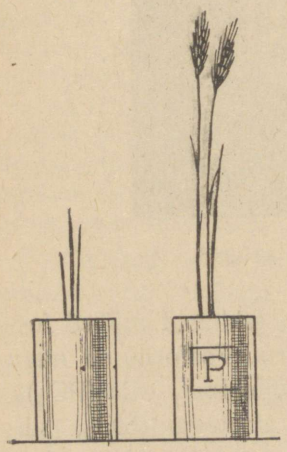
tud hapetes. Apatiidil on klaasiläige; ta on läbipaistev ja puhtal kujul värvusetu, kuid tihti lisanditest (Mg, Fe) ka värviline: kollakas, rohekas, lilla ja punane.



Joon. 95. Apatiidi looduslik kristall.

Apatiitide murenemise produktina on tekkinud mõned fosforiidid, mis esinevad eeskätt seteladeemeis. Fosforiit on nagu apatiitki koostiselt normaalne kaltsiumfosfaat, $Ca_3(PO_4)_2$, segatud teiste pinnast moodustavate ainetega (SiO_2, silikaadid, orgaaniline aine). Lisandid teevad fosforiidid kas halliks, pruuniks või mustjaspruuniks.

Apatiitide suuremad leiukohad on NSV Liidus, Kanadas ja Norras. Maailma kõige rikkalikumad apatiitide lademed on Koola poolsaarel. Need lademed avastas 1923. a. NSV Liidu Teaduste Akadeemia poolt saadetud ekspeditsioon. Varsti selgus, et Koola poolsaare Hibinõ mäestiku lademed on apatiitide poolest haruldaselt rikkad ning et samas mäestikus leidub veel alumiiniumi ja teisi väärtuslikke elemente sisaldavaid mineraale. Enne asustamata mägedes kerkisid tehnika viimaste saavutuste kohaselt ehitatud kaevandused, ümbritsetud suurte asulatega. Fosforiite leidub peamiselt Põhja-Aafrikas, Põhja-Ameerika Ühendriikides ja NSV Liidus — Volga jõgikonnas, Moskva ümbruses, Kasahstanis, Kara-Tau mägedes, Ukrainas ja Nõukogude Eestis. Ka looma organism sisaldab fosforit, eriti peaajus ja närvikudedes ning kontides ja kondiüdis. Kondituhk sisaldab peamiselt kaltsiumfosfaati, $Ca_3(PO_4)_2$. Ka paljud valkained sisaldavad fosforit, eriti piima, kanamuna ja taime seemnete valkained. Nii näeme, et fosfor on looma- ning taimeorganismile hädavajalik. Loomad saavad fosforit taimi sisaldavast toidust, taimed omakorda mullast.



Joon. 96. Fosforita ja fosforväetisega kasvanud nisu.

Kui mullas on vähe fosforiühendeid, peame teda fosforiühenditega väetama. Joonis 96 näitab fosforväetiseta kasvanud ja fosforväetist saanud nisu katsekultuure.

Laudasõnnik sisaldab peale lämmastikuühendite ka fosforiühendeid ja on seega sobiv väetis fosforivaese mulla jaoks.

Apatiidid ja fosforiidid on fosforkunstväetiste tähtsamaiks lähteaineiks. Kuid nad ei lahustu vees. Taimed aga võivad toituda ainult vesilahustest. Et viia fosforiiti vees lahustuvasse olekusse, töödeldakse teda

väävelhappega; seejuures tekib happene kaltsiumfosfaat ehk kaltsiumdihüdrofosfaat:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 = Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4.$$

$Ca(H_2PO_4)_2$ ja $CaSO_4$ segu nimetatakse superfosfaadiks; ta lahustub vees ja on väärtuslik väetusaine.

Fosforväetisena tarvitatakse ka kondijahu, kas otseselt või ümbertöötatult superfosfaadiks.

Kontide koostises on ¾ orgaanilist ainet. Et sellest vabaneda, töödeldakse peenendatud konte bensiiniga, mis lahustab kondi rasvaine; edasi kuumutatakse jääki rõhu all veeauruga, et eraldada kondiliimi. Jäägiks on peen kondijahu, mille peamine osa on $Ca_3(PO_4)_2$. Kasutades konte kütteainena, saadakse kondituhk, mis on koostiselt nagu kondijahugi $Ca_3(PO_4)_2$.

Toorrauast terase valmistamisel saadakse kõrvalproduktina nn. toomasjahu, mis on samuti hea fosforväetis. Toomasjahu on rauasisaldusega kaltsium- ja magneesiumfosfaat. Ta lahustuvus vees on suurem kui kondijahul, kuid väiksem kui superfosfaadil.

Vaikse ookeani saartel Peruu kalda läheduses leidub hiiglahulkades head fosforväetist guaanot. Guaano tekib seal elutsevate suurte linnuparvede väljaheidete lagunemisel.

NSV Liidu tähtsamad fosforit sisaldavate mineraalide lademed avastati alles pärast Suurt Oktoobrirevolutsiooni. Praegu on NSV Liit kunstväetiste tootmises esimesel kohal maailmas. Fosfaatide maailma-tagavarast asub ligi 50% NSV Liidus.

Alljärgnev tabel annab ülevaate kunstväetiste tootmise kasvust meie maal:

Tabel 14.

Mineraalväetusainete toodang NSV Liidus tuhandeis tonnides.

	1913	1928	1931	1938
Fosforit sisaldavad mineraalid .	27	29	910	3410
Apatiidid	—	—	416	2300
Fosforiidijahu	8	13	313	800
Superfosfaat	21	152	579	1897

See tabel näitab selgesti keemiatööstuse toodangu tõusu NSV Liidus, eriti võrreldes tsaariaegse Venemaa toodanguga.

12. Fosfori saamine ja omadused.

Fosforit saadakse fosforiidi, koksi (mis on peaaegu puhas süsinik, C) ja liiva (mis on peamiselt ränihapend, SiO_2) segu kuumutamisel elekterahjus.

Protsessi võrrand on järgmine:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 5C = 2P + 5CO + 3CaO.$$

Normaalne kaltsiumfosfaat on sool; teda võib kujutleda koosnevana kaltsiumhapendist ja fosforhapendist ning kirjutada tema valemit järgmiselt: $Ca_3(PO_4)_2 = 3CaO + P_2O_5$. Ühinedes hapnikuga võtab süsinik hapniku fosforilt ära: süsinik hapendub ehk oksüdeerub, olles ise taandajaks. P kaotab oma hapniku, ta taandub.

Kaltsiumfosfaadi lagunemisel tekkinud lubi, CaO, reageerib edasi ränihapendiga:

$$CaO + SiO_2 = CaSiO_3.$$

Aluseline hapend CaO ja happeline hapend SiO_2 ühinevad, kesendavad teineteist, moodustades soola $CaSiO_3$, mis sulab kergesti ja jookseb räbuna ära. Fosfori aurud ja süsinikmonooksüüd juhitakse külma vette, kus fosfor tiheneb.

Fosfor esineb kahes allotroopses modifikatsioonis: valges ja punases. Nad on väga erinevate omadustega:

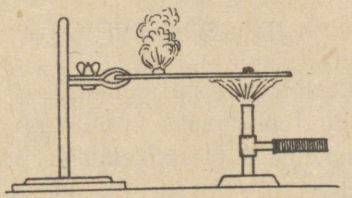
Valge fosfor	Punane fosfor
tihedus 1,8	tihedus 2,2
mürgine	mürgitu
aktiivne	vähe aktiivne
lahustub väävelsüsinikus	ei lahustu väävelsüsinikus
süttib ise õhus	ei sütti ise
helendab pimeduses	ei helenda pimeduses
sulab 44° temperatuuril	sulab temperatuuril 593° rõhu all

Kuumutamisel ilma õhu juurdepääsuta muutub valge fosfor punaseks fosforiks.

Valge fosforiga peab olema ettevaatlik; ta süttib õhus kergesti põlema; teda peab hoidma vee all. Käega ei tohi teda puudutada, sest ta tekitab haavu, mis raskesti paranevad. Valge fosfor ühineb energiliselt, eraldades soojust, hapnikuga, halogeenidega, väävliga ja paljude metallidega.

Mõningad katsed näitavad valge fosfori aktiivsust.

Katse. Kastame filterpaberi tüki (kurnapaber) fosfori lahusesse väävelsüsinikus. Lehvitame seda paberit õhus. Väävelsüsinik aurab ära ja paberil peenelt jaotatud valge fosfor süttib ilma soojendamata — paber põleb. Inimesele, kes ei tunne keemiat ega tea katse ettevalmistavat osa, võib säärane isesüttimine näida imena.



Joon. 97. Valge fosfor süttib madalamal temperatuuril kui punane.

Katse. Kinnitame plekitüki statiivile (joon. 97). Paigutame sellele plekile, teineteisest eemal, tükikese valget ja punast fosforit. Punase fosfori soojendamisel süttib aga esimesena valge fosfor, mis on tulest kaugemal.

13. Fosfori kasutamine.

Umbes saja aasta eest leiutati tuletikud. Praegu kasutatavad tikud erinevad aga tunduvalt algul valmistatud tuletikkudest. Üks tikutoosi sein on süütepinnaks. Ta on kaetud punase

fosfori, väävelantimoni (Sb_2S_5) ja liimi seguga. Tiku peake koosneb bertolee soolast ($KClO_3$), segatud väävli, peene klaaspulbri ja liimiga. Tiku hõõrumisel vastu süütepinda muutub sellel peenelt jaotatud punane fosfor osaliselt valgeks, süttib ja süütab tiku peakese.

Sõjatehnikas tarvitatakse fosforit süütepommides ja suitskatte tegemiseks. Fosfor põleb õhus, andes põlemisproduktina silmale mittenähtavaid tahke fosforhapendi (P_2O_5) osakesi. Fosforhapend ühineb ahnelt veeauruga, tekitades fosforhappe suitsu.

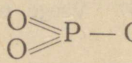
Valget fosforit tarvitatakse ka rotimürgi valmistamisel.

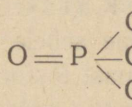
14. Fosforhape.

Kirjutame fosforhapendi tekkimise võrrandi:

$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5.$$

Tekkinud tahke fosforhappe anhüdriid (P_2O_5) ühineb ahnelt veega. Tekib mitu fosforhapet, vastavalt sellele, mitu vee molekuli on seotud ühe P_2O_5 molekuliga; see aga oleneb eeskätt temperatuurist:

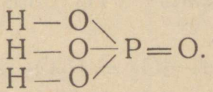
$P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3$, metafosforhape, 

$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$, ortofosforhape, 

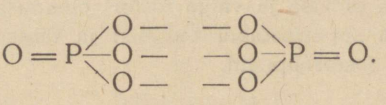
Fosforhapped on vees lahustuvad valged tahked ained, neil ei ole oksüdeerivat toimet. Tähtsaim on ortofosforhape. Ta on kolmealuseline hape, sest kolme vesiniku aatomit tema molekulis võib asendada metalli aatomitega. Vastavalt sellele on olemas kolme liiki fosforhappesooli: normaalne naatriumfosfaat, Na_3PO_4, värvib lahuses lakmuspaberi siniseks, sest fosforhape

on nõrk hape, naatrium-alus aga on tugev alus. Happelist soola, naatriummonohüdrofosfaati valemiga Na_2HPO_4, kus on asendatud kaks vesiniku aatomit, nimetatakse sekundaarseks naatriumfosfaadiks; ta reageerib lahuses ikka veel leeliseselt. Alles NaH_2PO_4, naatriumdihüdrofosfaat ehk primaarne naatriumfosfaat on happelise reaktsiooniga molekulis asendamata vesiniku tõttu. Kõik fosforhappe normaalsed soolad lahustuvad halvasti vees, välja arvatud leelismetallide soolad.

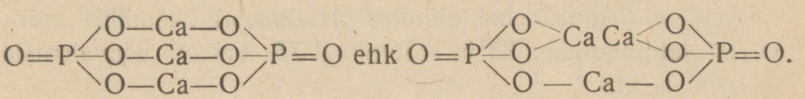
Kirjutame ülalnimetatud hapete struktuurvalemid, meeles pidades, 1) et hapnik on alati (negatiivselt) kahevalentne, 2) et vesinik on (positiivselt) ühevalentne ja 3) et hapetes vesinik on seotud hapet moodustava elemendiga hapniku kaudu. Teades fosforhappe valemit H_3PO_4 võime kergesti koostada tema struktuurvalemi. Märgime kolm vesiniku aatomit. Et vesinik on alati seotud hapniku kaudu, kirjutame iga vesinikuaatomi kõrvale hapnikuaatomi. Kolme hapniku veel vabad sidemed peavad siduma fosforiaatomit; ülejäänud hapnikuaatom võib samuti olla seotud veel ainult fosforiga. Seega nõutud valem on:



Normaalse kaltsiumfosfaadi molekulis $Ca_3(PO_4)_2$ esineb kaks fosforhappe molekuli jääki. Kirjutame need kõrvuti:



Kolm Ca aatomit seovad paarikaupa hapnikuaatomite vabad valentsid, üks kummastki fosforhappe molekulist:

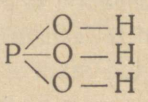


Kui fosfor põleb puudulikult, tekib P_2O_3, struktuurvalemiga $O=P-O-P=O$. See on tahke aine — fosforishappe anhüdriid.

Ühinedes otseselt veega annab ta fosforishappe:

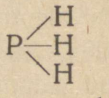
$$P_2O_3 + 3H_2O = 2H_3PO_3,$$

mille struktuurvalem on



15. Fosfori ühendid vesinikuga.

Laboratoorsel teel on saadud mitu erinevat fosfori ühendit vesinikuga. Nad on kõik ebapüsivad ühendid. Neist püsivaim on fosfiin, PH_3, ehk



PH_3 on kergesti süttiv, temaga koos pisihulgas tekkiv vedel P_2H_4 aga süttib iseenesest õhus juba toatemperatuuril. Seepärast põleb katsel saadav PH_3 õhus otsekohe ära võrrandi järgi:

$$2PH_3 + 4O_2 = P_2O_5 + 3H_2O.$$

Kordamisküsimused.

1. Nimetada tähtsamad fosforit sisaldavad mineraalid.
2. Kirjeldada punase ja valge fosfori omadusi.
3. Kirjeldada superfosfaadi tootmist ja tähtsust.
4. Nimetada fosforhappeid.

16. Arseen. Arseeni leidumine looduses ja omadused. Arseeni ühendid.

Arseeni (ladinakeelne nimetus *Arsenicum*) keemiline märk on As, aatomnumber 33 ja aatomkaal 75. Arseeni peavalentsid on kolm ja viis.

Arseeni leidub looduses ühendite näol metallidega ja väävliga. Tuntumaid arseeni sisaldavaid mineraale on: r e a l g a a r, As_4S_4, mis esineb tumeroosade nõelataoliste teemandiläikega kristallidena; a u r i p i g m e n t, As_2S_3 — sidrunkollane ja läbipaistev realgaari murenemisprodukt. Auripigmenti tarvitatakse värvina kuningakollase nimetuse all. Mineraalidena esinevad ka mitmesugused metallarseniidid, nagu $FeAs_2$. Edasi leidub arseeni mõningate metallide liitsulfiitides, nagu arseenopüriidis, FeAsS, ning sulfosoolis, nagu Cu_3AsS_4.

Arseeni puhas murdepind on metalse läikega, kuid arseen kuulub oma rabeduse ning vähese soojuse- ja elektrijuhtivuse järgi mittemetallide liiki. Katseklaasis soojendamisel muutub arseen vahenditult auruks, mis kondenseerub klaasi külmadel seintel hõbedase läikega peeglina; arseen sublimeerub nagu joodki.

Arseen ise ja kõik ta ühendid on tugevad mürgid.

Põletades arseeni või mõnda ta ühendeist, nagu näiteks As_4S_4, tunneme tugevat küüslaugu lõhna; tekib paks valge suits, arseenishapend ehk arseentrioksüüd ehk arseenishappeanhüdriid võrrandi kohaselt:

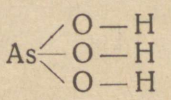
$$4As + 3O_2 = 2As_2O_3,$$

struktuurvalemiga $O = As - O - As = O$.

As_2O_3 lahus värvib tekkiva arseenishappe mõjul lakmuspaberi punaseks:

$$As_2O_3 + 3H_2O = 2H_3AsO_3;$$

selle happe struktuurvalem on:

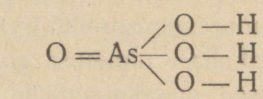


Arseenishape on tugev mürk; 15 mg on juba inimest surmav hulk. As_2O_3 kuumutamisel õhus tekib valge emailitaoline mass, mille hapendamisel $NaNO_2$-ga tekib arseenhappe anhüdriid ehk arseenpentoksüüd, valemiga As_2O_5. Arseenpentoksüüd,

mis moodustab valgeid kristalle, annab veega arseenhappe:

$$As_2O_5 + 3H_2O = H_3AsO_4,$$

struktuurvalemiga



Arseenishappe sooli nimetatakse arsenittideks, arseenhappe sooli aga arsenaatideks.

Nagu lämmastik ja fosfor, annab ka arseen vesinikuga gaasilise ühendi valemiga AsH_3 ehk arsiini. See laguneb soojendamisel klaastorus; klaasi külmadel seintel tekib must plekk — arseeni peegel. Seda katset kasutatakse arseeni olemasolu kindlakstegemiseks mürgistuste puhul.

Arseeni ühendid leiavad kasutamist põllumajanduses võitluses kahjuritega ja sõjaasjanduses OB-ainetena. Arseeni sisaldavad lüisiit ja teised mürkained. Arseeni ühendeid rakendatakse ka meditsiinis.

17. Antimon.

Antimoni (ladinakeelne nimetus *Stibium*) keemiline märk on Sb, aatomnumber 51 ja aatomkaal 122. Esineb, nagu N, P ja As, hapniku suhtes kolme- ning viievalentsena ja vesiniku suhtes kolmevalentsena.

Antimon on hõbevalge tahke läikiv aine. Teda tarvitatakse sulamites, näiteks trükitööstuses tähemetalli koostisosana. Antimoni madalam hapend, diantimontrioksüüd, Sb_2O_3, annab hapetega sooli nagu alus, kuid reageerib ka alustega nagu happeline oksüüd.

Antimoni kõrgem oksüüd ehk diantimonpentoksüüd, Sb_2O_5, on happeline ja annab alustega reageerides sooli. Käsiteldud hapendite struktuurvalemid on vastavalt:

$$Sb_2O_3 \text{ puhul } O = Sb - O - Sb = O,$$

$$Sb_2O_5 \text{ puhul } O = \overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{Sb} - O - \overset{\overset{\displaystyle O}{\|}}{Sb} = O.$$

Antimoni ühend vesinikuga, SbH_3, on väga sarnane AsH_3-ga. Üldse näitavad antimoni ühendid suurt sarnasust arseeni, fosfori ja lämmastiku ühenditega. Analoogiliselt arseenile esineb ta looduses sulfiidina, sulfohapetes ja ühendeis metallidega.

18. Lämmastikurühma üldkarakteristika.

Lämmastik, fosfor, arseen ja antimon moodustavad elementide loomuliku rühmitise. Lihtained lämmastik, fosfor, arseen ja antimon on oma füüsikalistelt omadustelt väga erinevad. Kuid keemiliste elementidena on nad samased. Nende elementide ühendid vesinikuga ja hapnikuga ilmutavad sama valentsi ja on omadustelt üksteisele lähedased. Nad avaldavad kalduvust esineda lihtainena mitmes allotroopses modifikatsioonis. Lk. 208 on toodud selle rühma elementide võrdlustabel, kus nad on paigutatud kasvava aatomkaalu järjekorras.

Kolme käsiteldud loomuliku rühma elementide omaduste võrdlusülevaates toodud tabelite abil selgub, et samas rühmas

1) keemis- ja sulamistemperatuur kasvavad aatomkaalu kasvades;
2) kõrgema aatomkaaluga elementidel ilmnevad tugevamini metalli omadused;
3) aktiivsus vesiniku suhtes langeb aatomkaalu kasvuga;
4) aktiivsus hapniku suhtes kasvab aatomkaalu kasvuga.

Võrreldes kõiki kolme rühma omavahel leiame, et

1) halogeenide ühendid vesinikuga on tugevad happed;
   O_2-rühma ühendid vesinikuga on nõrgad happed;
   N_2-rühma ühendid vesinikuga ei ole happed.

2) Halogeenide rühma elementides hapnikuühendeid kas ei ole või need on ebastabiilsed;
O_2-rühma hapnikuühendid on püsivad ja happelise iseloomuga;
N_2-rühma hapnikuühendid on püsivad ja neil on üldiselt happeline iseloom, kuid antimoni oksüüd, Sb_2O_3, on amfoteerne.

Omaduste ja aatomkaalu seos avaldub siin üsna selgesti. Esimesena nentis ja rakendas teadlikult seda elementide omaduste ja aatomkaalu sõltuvust kuulus vene keemik D. J. Mendelejev, kelle perioodilisuse-seadusele on rajatud kogu kaasaegne teoreetiline keemia.

Tabel 15.

Lämmastikurühma elementide võrdlustabel.

Elemendi nimetus	Lämmastik ehk azoot	Fosfor	Arseen	Antimon ehk stiibium
Keemiline märk	N	P	As	Sb
Järjestusnumber	7	15	33	51
Aatomkaal	14,01	30,98	74,91	101,8
Agregaatolek	gaas	tahke	tahke	tahke
Erikaal	0,879 (vedel)	1,83—2,70	4,7—5,7	6,7
Sulamistemperatuur	—210,5°	+44°	+817° (rõhu all)	+630°
Keemistemperatuur	—195,67°	+280,5°	+630°	+1440°
Peaühend vesinikuga	NH_3 põleb õhus	PH_3 põleb õhus	AsH_3 põleb õhus	SbH_3 põleb õhus
Ühendid hapnikuga	N_2O, NO, N_2O_3 NO_2, N_2O_5 happesed	P_2O_3, P_2O_5 happesed	As_2O_3, As_2O_5 happesed	Sb_2O_3 Sb_2O_5 amfoteerne, happene
Tähtsamad happed	HNO_2, HNO_3	H_3PO_3 H_3PO_4	H_3AsO_3 H_3AsO_4	H_3SbO_3 $HSbO_3$
Valents H suhtes	3	3	3	3
Peavalents O suhtes	3 ja 5	3 ja 5	3 ja 5	3 ja 5

Sisukord.

Lk.

Keemia arenemisloost 3
I. Aine ehitus atomistlik-molekulaarse teooria valguses 10
1. Aatomid ja molekulid; nende reaalsus; difusiooninähtused. Aatomi kaal ja aatomkaal. Molekuli kaal ja molekulkaal 10
2. Keemia põhimõisted ja seadused: liitaine, lihtaine, element; keemiline sümboolika; keemiline reaktsioon ainete atomistlik-molekulaarse ehituse valguses. Keemia põhiseadused 17
I. Aine jäävuse seadus (Lomonossov-Lavoisier) 22
II. Jääva koostise seadus (Proust) 23
III. Konstantsete proportsioonide (suhete) seadus (Dalton) . 24
IV. Kordsete proportsioonide (suhete) seadus (Dalton) . . 25
3. Aatomi ehitus 25
4. Keemiline sümboolika 28
5. Mendelejevi tabel 32
6. Elementide valents. Ühendite tekkimine. Keemiline side 34
7. Aine kvalitatiivne ja kvantitatiivne ehitus. Analüüs ja süntees. Empiirilise valemi tuletamine kaalulise koostise järgi. Molekulaarsed valemid ja keemilised võrrandid . 40
8. Molekulaarvalemid ja keemilised võrrandid. Gramm-aatom ja gramm-molekul. Gramm-molekulaarne maht. Arvutamine valemite ja võrrandite järgi 46
9. Keemiline energia. Energia jäävuse seadus 52

II. Anorgaaniliste ainete põhiklassid 56
1. Elemendid: metallid ja mittemetallid. Elementide levik looduses. Mineraalid ja kivimid 56
2. Keemiatööstuse alused 61
3. Hapendid ehk oksüüdid: aluselised ja happelised . . . 63
4. Metallide oksüüdid, nende tekkimine ja valemid 66
5. Mittemetallide oksüüdid, nende tekkimine ja valemid . . 71

Lk.
6. Alused, nende omadused, valemid. Hüdroksüüd 71
7. Happed: hapnikulised ja hapnikuvabad 75
8. Happe ja metalli vastastikune toime. Soolad. Happejäägi valents. Normaalsed ja happelised soolad. Kaksiksoolad 79
9. Kristallid ja nende omadused 83
10. Metalli ja soola, soola ja soola, aluse ja soola, happe ja soola vastastikune toime 91
11. Neutraliseerimine 94

III. Halogeenide rühm 99
1. Sissejuhatuseks 99
2. Kloor. Kloori saamine laboratoorsel teel. Kloori füüsikalised omadused 99
3. Kloori tööstuslik valmistamine 103
4. Kloori keemilised omadused 104
5. Kloorvesi 108
6. Kloor sõjagaasina 109
7. Kloori kasutamine 110
8. Kloori esinemine looduses 110
9. Kloorvesinik ja soolhape 112
10. Soolhappe tootmisest 116
11. Kloori ühendid hapnikuga. Kloorlubi. Kloorhape . . . 118
12. Broom 120
13. Jood 121
14. Fluor 124
15. Halogeenide üldkarakteristika. Üldmõisted elementide loomulikust rühmast 126

IV. Hapnikurühm 130
1. Hapnik. Hapniku leidumine looduses. Hapniku avastamine 130
2. Hapniku saamine 131
3. Katalüüs 132
4. Hapniku füüsikalised omadused 134
5. Hapniku keemilised omadused 134
6. Hapniku kasutamine tööstuses 134
7. Osoon 135
8. Allotroopia mõiste 136
9. Hapniku ühendid vesinikuga: vesi ja vesinikülihapend . 137
10. Väävel. Väävli leidumine looduses. Väävli saamine . . 141
11. Väävli omadused. Väävli allotroopsus. Väävli kasutamine 144

Lk.
12. Väävli ühendid vesiniku ja metallidega 148
13. Väävli ühendid hapnikuga 151
14. Väävelhappe tööstuslik tootmine 158
15. Väävelhappetööstus NSV Liidu rahvamajanduses 163
16. Väävelhappe tähtsamad soolad 167
17. Seleen (Se) ja telluur (Te) 169
18. Hapnikurühm 170

V. Lämmastikurühm 172
1. Õhk ja tema koostis. Inertsed gaasid 172
2. Lämmastiku saamine ja omadused 177
3. Lämmastiku tähtsus. Lämmastiku leidumine looduses . . 179
4. Ammoniaak ja ammooniumsoolad 181
5. Ammoniaagi saamine õhulämmastikust 185
6. Lämmastiku ühendid hapnikuga 186
7. Lämmastikhape ehk salpeeterhape ja lämmastikushape ehk salpeetrishape 187
8. Lämmastikhappe soolad 190
9. Lämmastiku ringe looduses 191
10. Lämmastikuühendite tähtsus NSV Liidu majanduse ja riigi kaitsevõime kindlustamisel 193
11. Fosfor. Fosfori leidumine looduses. Fosforväetised . . . 196
12. Fosfori saamine ja omadused 200
13. Fosfori kasutamine 201
14. Fosforhape 202
15. Fosfori ühendid vesinikuga 204
16. Arseen. Arseeni leidumine looduses ja omadused. Arseeni ühendid 204
17. Antimon 206
18. Lämmastikurühma üldkarakteristika 207

Teine, täiendatud trükk.

Vastutav toimetaja K. Prinkman.
Keeleline toimetaja M. Kindlam.

Ladumisele antud 24. VII 1948. Trükkimisele antud 9. IX 1948. Trükiarv 6000. Paber 56 × 79, 1/16. Trükipoognaid 13,25. Trükitähti trükipoognas 35 470. Arvutuspoognaid 11,75. MB 07244. Trükikoda „Hans Heidemann", Tartu Vallikraavi 4. Tellimise nr. 1461.

На эстонском языке.
Н. Ряго. Химия для VIII класса.

Rbl. 4.—