

Diplom

NATALIE RÄGO

KEEMIA

KESKKOOLI

VIII

KLASSILE

RK

„PEDAGOOGILINE KIRJANDUS“
TALLINN 1946

2/25219

Duplum

NATALIE RÄGO

KEEMIA

VIII KLASSILE

~~2051~~

RK

„PEDAGOOGILINE KIRJANDUS“
TALLINN 1946

2



25219

A-16121

SISSEJUHATUS.

KEEMIA ARENEMISLOOST.

Keemia uurib ainete omadusi, et kasutada aineid inimsoo hüvanguks ja arenguks. Võib öelda, et keemia on niisama vana kui inimsugu ja et keemia avastused ning saavutused on olnud inimkonna arenemisloo tähtsamaid tegureid.

Kunagi, eelajaloolisel ajastul, tõusis üks loomaliikidest teistest kõrgemale, tänu oma paremale mälule, arenenumale tähelepanuvõimele, laialisemale teadmishimule. Pole sugugi juhus, et just selle loomaliigi järeltulijaist võrsus esimene avastaja — praegusaja keemikutè ja füüsikute geniaalne esiisa — see inimene, kes esimesena lõi kivist sädemeid, et saada tuld. See esimene avastaja vaatles tema ees arenevat looduse nähtust. Ta järeldas, et nii võib ka edaspidi saada tuld, ja julgus hiljem seda oma tahte järgi teha. Tõukeks tule tekitamisele võis olla kord tahe esile kutsuda leeki omal käel ja jõul, kord mõnu tule paistest, kord huvi näha tule sära ja jälgida põlemise protsessi. Tule saamine määras inimkonna kogu edaspidise arengu ja pani aluse kogu tema tootmistööle, eriti aga just keemilistele tootmisprotsessidele. Nende määrav tähtsus ajaloo käigus ilmneb juba selles, et mitmed ajastud kannavad selle metalli nime, mille tootmine ja töötlemine oli kogu ajastule iseloomustav. Nii tuntakse vase ajastut, pronksi ajastut, raua ajastut.

Varasemaid keemiatööstuse harusid on savitööstus ehk keraamika. Savist valmistatud põletatud tarbeesemed — kausid ja vaasid, on säilinud tuhandeid aastaid ja nende leiud võimaldavad heita pilku inimsoo eelajaloolisseggi minevikku.

Tööriistade, tarbe- ja ehteesemete arheoloogilised leiud Hiinast, Indiast ja Mesopotaamiast näitavad, et juba mitu tuhat aastat tagasi õitsesid seal elavail rahvastel mitmesugused keemiatööstuse harud: metallurgia, keraamika ja nende kõrval veel klaasi-, ehitusmaterjalide- ja värvitööstused. Eriti laialdase ja arenenud keemiatööstuse leiame vanas Egiptuses. Nagu ürgsed papüürused jutustavad, tegeldi seal juba päris teadlikult „teadusega ainetest ja nende muutumistest“, s. o. keemiaga. Kuid teadused polnud seal rahva jaoks; nendega tegeles vaid preestrite seisis, kelle käes nad olid vahendiks töötava rahva rõhumiseks, hirmutamiseks ja ebaususe tekitamiseks.

Egiptust tunti tookord naaberrahvaste seas „khemi“ nime all, mis tähendab musta — sealse musta mulla tõttu. Sellest tüvest tuletub sõna „keemia“.

Euroopasse jõudsid keemilised teadmised araablase kaudu, kes liikudes Aafrika põhjarannikut mööda läände, vallutasid ka Hispaania. Araablase poolt lisati sõnale „khemi“ artikkel „al“ ja loodi seega keskaegses Euroopas levinud „al-keemia“.

Euroopas tegelesid alkeemiaga, nagu ka teiste teadustega, eeskätt üksikud mungad ja aadlikud. Uurimistööd keemia alal tehti peamiselt kahe eesmärgiga: esiteks, et leida elu alalhoidev vedelik, elu „eliksiir“, teiseks, et leida ained, mida saaks selle abil muundada kullaks. Kuigi ei saavutatud kumbagi eesmärki, kogunes keskajal üsna suur ja mitmekesine keemiliste teadmiste hulk, mis kujunes hiljem kandvaks aluseks keemiale.

XV sajandil leiti keemiale uued, laialdased rakendusvõimalused. Esimese näitas šveitsi arst *Paracelsus*, kes kirjutab, et „keemia eesmärk peab olema mitte kulla ja hõbeda, vaid arstimate valmistamine“. Sellest nõudest juhituna arenes uus keemia haru: meditsiiniline keemia (jatrokeemia).

Teise rakendusvõimaluse näitas keemiale Paracelsuse kaas-
aegne 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 arenguks.

Täppisteaduseks sai keemia XVIII sajandil prantsuse tead-
lase *Lavoisier* (loe: lavuasjee; 1743—1794) töödega. Ta oli esi-
mene, kes rakendas keemiliste nähtuste uurimisel kaalumist,
mõõtmist ja arvutamist. Temalt on pärit põhiline „aine säi-
l i v u s e ehk aine jäävuse seadus“. Lavoisier näitas, et keemi-
listes protsessides tekkinud ainete kogukaal on alati võrdne
lähteainete kogukaaluga. See tähendab, et keemilise reaktsiooni
puhul aine ei sünni ega kao.

Teine prantsuse keemik, *Proust* (loe: pruu) näitas XIX
sajandi algul, et lihtainete ühinemisel tekib ikka ainult kindla
koostisega ühendeid ja ühendite koostis ei olene nende
saamise viisist (menetlusest).

Seda Proust' avastust tuntakse nüüd „koostise p ü s i v u s e
seaduse“ nime all.

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

Daltonile võlgname tänu ka kahe järgmise keemia seaduse
eest:

1. Algained ehk elemendid ühinevad omavahel hulkades,
mis on võrdelised nende ekvivalentkaaluga.

2. Kui üks element annab teisega mitu ühendit, siis esimese
elemendi hulgad neis ühendes, arvestatud teise elemendi ühiku
kohta, suhtuvad nagu täisarvud.

Neist seadustest lähtudes tuletas Dalton oletuse, et aine pole
mitte pideva ehitusega, vaid koosneb jagamatuid osakestest —
aatomitest. Iga lihtaine hulk sisaldab kindla arvu aatomeid,
ainele iseloomulikkude omadustega.

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

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

XIX sajandi lõpu ja XX sajandi füüsika-avastuste najal osutus võimalikuks tõestada aatomite tõelist olemasolu. Nüüd on teada ka aatomite tõelised mõõdud ja kaalud.

Ühendite kõige väiksemaid osakesi, millel veel leiame kõik selle ühendi keemilised omadused, nimetatakse molekulideks. Ka nende tegelik olemasolu on nüüd tõestatud. Ja me teame nende suurust, kaalu, koostist ja ehitust.

Erilise kiirguse — radioaktiivsuse — avastamine 1896. a. *Becquerel*'i (loe: bekkerél) poolt ning element raadiumi avastamine 1898. a. *M. Curie-Sklodowska* (loe: kúrii-skladóvska) poolt avas tee aatomi-seesmise maailma uurimiseks. Praegu teame üksikasjadeni, kuidas ja millest on aatomid ehitatud ja mille poolt erinevad üksikute elementide aatomid üksteisest.

I. AINE EHITUS.

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

1. Liht- ja liitaine.

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

Looduses esinevate lihtainete arv on suhteliselt väike.

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

Looduses esinevate lihtainete arv ulatub sadadesse tuhandettesse.

Kuid vaatamata sellele suurele keemiliste ühendite arvule ei ulatu algaainete ehk elementide arv neis isegi sajani. Looduses, s. o. maakoores, õhkkonnas, vesikonnas, elukonnas (biosfääris) — taime- ja loomariigis — ning teistel taevakehadel seni kindlaks tehtud elementide arv ei ületa 92.

Keemia haru, mis uurib aine koostist, nimetatakse analüütiliseks keemiaks.

Analüütilise keemia üheks ülesandeks on leiutada menetlusi, mille abil saab kindlaks teha, kas üks või teine algaine esineb antud ühendis. Analüütilise keemia teiseks ülesandeks on liitaine kaalulise koostise määramine.

2. Mineraalid ja kivimid.

Maakera koores (litosfääris) leidub väga mitmesuguseid aineid, mis on enamasti keemilised ühendid (näiteks kiviisool NaCl , kips $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), harvemini lihtained (näiteks ehe hõbe, kuld, väävel). Niisuguseid aineid, mis on tekkinud ja tekiavad praegugi maapõues looduslikes füüsilis-keemilistes protsessides, nimetatakse mineraalideks (sõna „mine“ tähendab ladina keeles kaevandust).

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

piirkondades tuleb tihti maalõhedest mitmesuguseid looduslikke gaase, näiteks süsihappe-gaasi, metaani (soogaas), väävlisshapendit. Neid gaasegi tuleb lugeda mineraalideks.

Mineraalid tekivad mitte ainult elutus looduses füüsilis-keemiliste protsesside tulemusena; ka elusolendid võtavad osa nende sünnist. Paljude massiliselt esinevate käsnade ja vetikate skeletid ja karbid sisaldavad lupja või ränihapendit. Nende organismide jäänuste kõdunemata osad kuhjuvad pikkade aja-perioodide vältel paksude lademetena. Samuti on tekkinud taimede jäänustest ulatuslikud kivisöe, pruunsöe 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 on kivisool, kivisüsi, nafta jt. kivimid. Kivimite hulka kuulub ka graniit, mis on tekkinud Maakera tulisel vedela massi (magma) tardumisel noil kaugeil aegadel, mil Maakera oli veel vedelas olekus.

Vaadeldes tähelepanelikult palja silmaga või luubiga graniidi murdepinda, võime eraldada seal korrapäratu kujuga läbi-paistvaid kvartsi teri hallika ehk suitsuse värvusega; edasi roosasid, kollakaid või halle päevakiviteri; nende vahel esinevad täppidena läikivad vilgulehekesed — värvilised või mustad. Graniit on silmanähtavalt ebaühtlase ehitusega, koosnedes mitmesugustest erineva koostisega terakestest ehk osakestest. Niisugust ehitust nimetame heterogeenseks.

Vaadeldes aga marmoritüki murdepinda luubi abil, veendume, et ta koosneb hulgast väikestest läikivatest terakestest. Keemiline analüüs näitab, et kõik need terakesed sisaldavad kaltsiiti ehk süsihaput kaltsiumi. Järelikult marmor koosneb ühesuguse koostisega terakestest, ta on ühtlase ehk homogeense ehitusega.

Kivimeist on ainult osa homogeense ehitusega, kuna teised on heterogeense ehitusega (ehk struktuuriga). Mineraalid aga

on alati homogeense 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. Ülevaadet maakooses esinevaist elementidest annab järgmine tabel.

Tabel 1.
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.

3. Keemiatööstuse alused.

Maakoorest päritolevad mineraalid ja osalt ka taime- ja loomariigist saadud ained (puitmass, vaha, nahk jt.) on keemiatööstuse aluseks. Keemia „rasketööstus“ toodab kõigepealt

tugevaid 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 väärtuslike 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 pealetung hävitas tunduva osa noorest keemiatööstusest. Kuid sõjast puutumata aladel arenes keemiatööstus jõudsalt edasi ja aitas suuresti kaasa Suure Isamaasõja võitmisele.

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

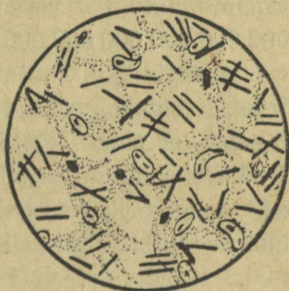
Metallid ja õlid, klaas ja paber, kunstkummi ja kunstiid, ravimid ja värvid on näited keemiatööstuse loendamatuist saadustest. Oma arvult ning mitmekesisuselt ületavad nad kaugelt looduse tooteid. Seniajani on keemikud uurinud ja kirjeldanud ligi 30 000 mitmesugust ainet, mis ei sisalda süsinikku, ja mitusada tuhat ainet, mis sisaldavad süsinikku. Kõik liitained, mis on tekkinud looduses või saadud tööstuses, tulenevad algaineist. Selgitada, kuidas algained liituvad üksteisega, kuidas sõltuvad liitainete omadused nende koostisest, missugune on aine seesmine ehitus — need on küsimused, mille lahendamine on üheks keemia ülesannetest. Saanud vastuse neile küsimustele,

valmistatakse keemia laboratooriumides 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 sünteetiliseks keemiaks.

4. Aatomid ja molekulid.

Looduses leidub palju pisiorganisme, mis on nii väikesed, et neid palja silmaga pole võimalik näha. Küllaldase suurendusega mikroskoop toob nad aga nähtavale. Meenutagem kas või haiguste tekitajaid — baktereid. Joonis 1 näitab tuberkuloosi-

Joon. 1. Tuberkuloosihai ge röga pilt mikrooskoobi all.



haige röga vaatepilti; mustad piklikud kehakesed — kepikesed — on tuberkuloosi bakterid.

Algosised, millest aine koosneb, — aatomid ja molekulid — on veelgi pisemad; ka kõige võimsamad mikroskoobid ei too neid nähtavale. Nende olemasolu on aga kindlaks tehtud kaudsel teel.

Iga lihtaine koosneb pisiosakestest, mida nimetatakse selle lihtaine aatomiteks. „Atomos“ tähendab kreeka keeles: jagamatu. Selle sõnaga tahetakse öelda, et aatom on kõige

väiksem lihtaine osa, mis omab veel kõiki selle lihtaine keemilisi omadusi. Kui aatom laguneb, kaovad need omadused. Kõigil ühe ja sellesama lihtaine aatomitel on ühed ja needsamad omadused. Igale lihtainele vastab teatav eriliik aatomeid.

Oletus, et aine ehituskivideks on jagamatud pisiosakesed, tekkis juba antiikse Kreeka filosoofidel. Kuid alles Daltonist alates, s. o. aastast 1826, on see arvamus saanud teaduse viljarikkaks hüpoteesiks — lähteoletuseks. Eelmise sajandi lõpul ja käesoleva sajandi algul imesteldavalt arenenud katsetehnika abil õnnestus tõestada, et aatomid pole mitte ainult vaimusünnitus, vaid nad on tegelik reaalsus. Praegu on kindlasti teada, kui suured on iga lihtaine aatomid ja missugused omadused neil on.

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, kui aatomid oleksid täiesti tihedalt üksteise kõrval, sisaldaks neid arvul, mida väljendaks arv 6 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 taevakehi: Päikest, Kuud ja tähti. Kõigil neil juhtudel määratakse kaal kaudselt. Kaudsel teel on õnnestunud ka arvutada, mitu molekuli sisaldab teatav lihtaine maht, 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 relatiivsetes ühikutes. On osutunud otstarbekaks lugeda hapniku aatomi kaaluks 16 relatiivset ühikut.

Sel juhul on näiteks

vesiniku	aatomkaal	1	ehk täpsemalt	1,008,
lämmastiku	„	14	„ „	14,008,
süsiniku	„	12	„ „	12,01.

Vaatleme mõningaid aineid, mis kõik sisaldavad üht ja sedasama algainet, näiteks rauda. Raud, millest valtsitakse raudplekki, on teised omadused kui terasel, kuigi ka see koosneb peamiselt rauast. Mineraal püriit, mis on koostiselt väävelraud, annab ilusaid, kullaläikega, vees lahustumatuid kristalle. Raud-ammoonium-maarjasel on helevioletsed, läbi paistvad, kergesti vees lahustuvad suured kristallid. Harilik rooste on punakaspruun pulbritaoline aine; sellest hoolimata, et ta on rauaühend, ei ole tal sarnasust ei rauaga ega püriidiga, ei rauamaarjasega ega terasega. Kuid igast neist rauaühendest saab keemiliste menetluste abil eraldada metalse raua ja ümberpöörduvalt — metalsest rauast valmistada loetletud ühendeid.

Vaatleme edasi mõningaid aineid, mis sisaldavad hapnikku. Gaas hapnik ei sarnane milleski veega, kuigi vesi on hapniku ja vesiniku ühend. Ka kõik teised hapendid sisaldavad hapnikku, kuid nad ei sarnane üksteisega ega veega ja hapniku enesega: hapendid, näiteks vesi, rooste, süsihappe-gaas, lubi erinevad väga tunduvalt oma omadustelt, kuigi nad kõik on põlemise, s. t. gaasilise hapnikuga ühinemise produktid.

Ohe ja sellesama aine aatomid avalduvad erinevalt selle järgi, kas nad on ühinenud isekeskis mõneks lihtaineks või on nad ühinenud teiste elementide aatomitega mõneks ühendiks.

Liitaine ehk keemilise ühendi pisimaid osakesi, millel on veel selle aine kõik keemilised omadused, nimetatakse molekulideks.

Liitaine molekulid koosnevad vähemalt kaht erinevat liiki aatomitest. Ka liitaines on aatomid enamasti ühinenud 2- või 3-kaupa selle liitaine molekuliks.

On aga ka juhtumeid, kus lihtaine aatomid esinevad igaüks omaette, liitumata teisega. Sel korral ühtib molekuli ja aatomi mõiste: molekul koosneb ühestainsast aatomist.

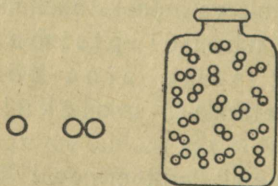
Aatom on aine ehituskivi. Neid ehituskive on mitut liiki.

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

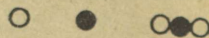
Keemiline element võib esineda lihtainena mitmel, väliselt väga erineval kujul; näiteks süsinik esineb kord hiilgava läikega, värvita, läbipaistva teemandina, kord halli, pehme grafiitpulbrina; hõbe esineb mõnes ehteasjas hõbedaselt läikiva metallina, ilmutatud fotoplaadil aga peene musta tolmunna.

Niihästi teemant kui ka grafiit, metalselt läikiv hõbe kui ka must hõbetolm on lihtained. Lihtaine teemant on oma füüsilistelt omadustelt (näiteks erikaal, kõvadus, värvus jne.) hoopis erinev lihtainest grafiidist, kuigi kumbki neist koosneb puhtast süsinikust. Üks ja seesama element võib esineda mitme lihtainena (allotroopsus). Iga lihtaine sisaldab aga ikka ainult ühte elementi.

Ühinedes omavahel moodustavad vase aatomid lihtaine metalse vase. Kui vase aatomid ühinevad igaüks hapniku aatomiga, tekib must vasehapend CuO . Selles liitaines esineb vask elemendina, mitte lihtainena. Sinises silmakivis, mis on vase-sulfaat CuSO_4 , esineb igas molekulis vase aatom koos väävi



Joon. 2. Hapniku aatom, molekul ja gaas.



Joon. 3. Hapniku aatom, süsiniku aatom ja süsihappe molekul.

aatomiga ja hapniku aatomitega. Vasesulfaat koosneb element vasesest, element väävlisest ja element hapnikust.

Kui lihtaine hariliku temperatuuri juures on gaas, nagu seda on näiteks lämmastik, hapnik ja vesinik, siis koosnevad ta molekulid enamasti kahest selle elemendi aatomist. Joonis 2 kujutab skemaatilisel hapniku aatomit, molekuli ja gaasi.

Pildi saamiseks molekulide mõõdetest kujutleme, et harilikus sõrmkübaras leiduvad õhumolekulid on kasvanud keskmise „antonovka“-õuna suuruseks. Kui laduda nad korrapäraselt üles, kataksid nad NSV Liidu maa-ala paarisaja meetri paksuse kihina.

Joonis 3 kujutab lihtaine — süsihappe-gaasi molekuli, mis koosneb 2-st hapniku ja 1-st süsiniku aatomist.

5. 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 üht vesiniku aatomit või ka 1,008 kaaluühikut vesinikku; sümbol Au tähendab üht aatomit kulda või ka 197,2 kaaluühikut kulda jne.

Järgmine tabel annab tähtsamate elementide nimetused, keemilised märgid ja aatomkaalud.

Tabel 2.

Tähtsamate elementide nimetused, märgid ja aatomkaalud.

Element	Ladinakeelne nimetus	Keemiline märk	Aatomkaal
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
Neon	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	Phosporus	P	31,0
Väävel	Sulfur	S	32,1
Kloor	Chlorum	Cl	35,5
Argoon	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
Kaadmium	Cadmium	Cd	112,4
Tina	Stannum	Sn	118,7
Jood	Jodium	J	126,9
Tseesium	Caesium	Cs	132,9
Baarium	Barium	Ba	137,4
Volfram	Wolfram	W	183,9
Plaatina	Platinum	Pt	195,2
Seatina	Plumbum	Pb	207,2
Raadium	Radium	Ra	226,0
Uraan	Uranium	U	238,1

Teades ühendi keemilist koostist, on kerge kirjutada ka ühendi keemiline sümbol: 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:

Süsihappe-gaasi molekul koosneb ühest süsiniku ja kahest hapniku aatomist; 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 sümboli CO_2 tähistame ka süsihappe molekuli kaalu:

üks aatom süsinikku kaalub ümmarguselt	12 ühikut
kaks aatomit hapnikku 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 kaalude summaga.

6. Aine agregaatolekud. Difusiooninähtused.

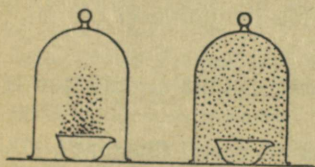
Jää, vesi ja veeaur on üks ja sama aine; kas ta esineb jää, vee või auru kujul, sõltub ainult rõhust ja temperatuurist. Katsed näitavad, et hõbe sulab (veeldub) temperatuuril 962° ning muutub auruks (aurab) temperatuuril ligi 2000° . Hapnik seevastu on harilikkudes oludes gaasiline ja ainult väga madalal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

Et selgitada ühe ja sama aine esinemist mitmes olekus, teeme mõningad katsed.

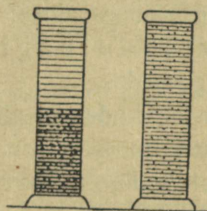
1) Võtame klaaskupli või suurema purgi ja katame sellega väikese kausikese broomiga. Broom on pruun, „süitsev“ vedelik: ta aur on samuti pruun. Varsti näeme, et broomi aur jaotub ühtlaselt õhus kupli all (joon. 4). See tähendab, et õhu (gaasi) molekulide vahel leidus ruumi ka broomi molekulide jaoks. Niisugust ühe gaasi molekulide tungimist teise gaasi molekulide vahele nimetatakse difusiooniks.

2) Võtame vasevitrioli tugeva lahuse; ta värvus on

sinine ja ta on veest raskem. Kallame seda lahust klaas-silindri või purgi põhja. Lisame siis ettevaatlikult nõu seina mööda puhast vett. Vedelikus tekib kaks kihti (joon. 5). Jätame vedeliku puutumatuks seisma. Pikema aja pärast näeme, et vasevitriol on tunginud alumisest kihist ülespoole puhtasse vette ja on tekkinud ühtlane lahus. See katse näitab, et vee osakeste vahel on ruumi, kuhu mahuvad teise aine, vasevitrioli molekulid.



Joon. 4. Broomi auru levimine kinnises ruumis.



Joon. 5. Vasevitrioli tungimine ülespoole puhtasse vette.

3) On tehtud ka järgmine katse: seatina (ehk plii, Pb) lestake ja kulla (Au) leheke suruti pressi vahel kõvasti teineteise vastu. Pärast pikemat seismist võeti plaadikesed teineteise küljest lahti. Keemiline analüüs näitas siis, et seatinaplaadis leidis natuke kulda ja kullaplaadis pisut seatina. Sellest tuleb järeldada, et ka tahkes aines ei ole molekulid liitunud tihedalt ehk kompaktselt; tahkeski aines on molekulide vahel vaba ruumi, kuhu pääsevad teise tahke aine molekulid.

Üldiselt nimetatakse difusiooniks ühe aine tungimist teise aine poolt täidetud ruumi. Et difusioon kulgeb iseenesest, siis järeldame, et aine ei täida ruumi tervelt, vaid tema molekulide vahel on tühikud; molekulid ise aga ei seisa paigal, vaid nad on alalises liikumises.

Mida kõrgem on temperatuur, seda kiiremini toimub difusioon. See näitab, et temperatuuri tõustes molekulide liikumise kiirus suureneb.

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

Gaasil ei ole piirpinda, nagu vedelikkudel, ega kindlat kuju, nagu tahketel kehal.

Vedela aine molekulid asuvad üksteisele lähemal kui molekulid gaasilises aines; molekulide vahel ilmnevad sidumis- ehk kohesioontungid. Molekulide liikumine ei ole nii vaba nagu gaasides.

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

Tahke aine molekulide paigutus on veelgi tihedam kui vedelikkudel; nende liikumine seisneb vaid võnkumises oma tasakaalu-asendi ümber. Molekulidevahelised kohesioontungid pääsevad tugevasti mõjule. Tahkel ainel on kindel piirpind, kindel ruumala ja kuju. Molekulidevahelised sidumistungid tahkes aines annavad ennast ilmselt tunda. Peame näiteks tubliisti jõudu rakendama puude lõhkumisel, veel enam kivi purustamisel ja eriti rauaploki tükeldamisel.

7. Aatomi ehitus.

Üksikute elementide aatomid erinevad üksteisest massi, mõõdete ja eriti keemiliste omaduste poolest. Neid erinevusi seletatakse elementide aatomite isesuguse seesmise ehitusviisiga. Tänapäeva teadus õpetab, et kõigi elementide aatomid on ehitatud peamiselt 3-st iseliiki üliväikestest osakestest: elektronidest, protonitest ja neutronitest.

Elektron on negatiivse elektrilise algsake.

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

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

Proton on positiivselt laetud osake, mille laeng on suuruselt võrdne elektroni laenguga, erinedes sellest vaid märgi poolest. Protoni

laeng on relatiivseis ühikuis võrdne $+1$ -ga. Protoni mass on ligikaudu võrdne vesiniku aatomi massiga; ta on võrdne 1 relatiivse massiühikuga.

Neutron on laenguta (neutraalne) osake; ta laeng on null ja mass on ümmarguselt võrdne protoni massiga, s. t. ta on võrdne ka 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.

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

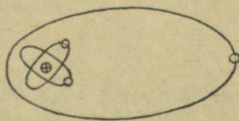
Elektronide massi väiksuse tõttu ei anna nad aatomi massile kuigi kaaluvat lisa; seega aatomi massi moodustavad tema tuuma protonid ja neutronid. Järelikult aatomi kaal on võrdne tema tuuma protonite ja neutronite kaalude summaga.

Aatomi tuum seob enda ümber elektrone võrdselt oma protonite arvuga. Kui aatomi tuumas on üks proton, 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 protonit, siis on tema laeng $+17$ ja niisuguse tuuma ümber tiirleb 17 elektroni. Üldiselt kui aatomi tuuma laeng on $+n$ (kus n võib olla iga täisarv), siis tema tuumas on n protonit ja tuuma ümber tiirleb n elektroni.

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

Allpool toodud aatomi-mudelid on antud taani teadlase *Nils Bohr*'i poolt. Joonis 6 näitab element liitiumi aatomi ehitust. Ristiga on märgi-

Joon. 6. Liitiumi aatomi mudel
Bohr'i järgi



tud positiivne tuum laenguga $+3$. Kolm elektroni tiirleb tuuma ümber, igaüks eri orbiidil.

Elektronide orbiidid on pisut pikerguseks venitatud ringid — ellip-

sid. Kuid teadlase *Kossel'i* järgi võib neid suurema veata ringikujulistena kujutada.

Kergeimaks lihtaineks on vesinik. Tal on ka lihtsaima ehitusega aatom. Selle tuum sisaldab üheainsa protoni, mille ümber tiirleb üksainus elektron (joon. 7).

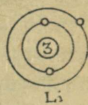
Joonistame aatomi tuuma ringina, milles on märgitud selle tuuma protonite arv, seega ka ta laeng.



Joon. 7. Vesiniku aatomi mudel.



Joon. 8. Heeliumi aatomi mudel.



Joon. 9. Liitiumi aatomi mudel.

Arvutame vesiniku aatomi massi:

ühe protoni mass = 1 (relatiivne) ühik,

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

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

Jättes ära tuhandikud ja sellest väiksemad murdosad, näeme, et vesiniku aatomi massiks on ümarguselt 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 protonit ja kaks neutronit. Tuum ümber tiirleb kaks elektroni. Nõnda on heeliumi tuuma laeng



H



He



Li



Be



B



C



N



O



F



Ne



Na



Mg



Al



Si



P



S



Cl



Ar

Joon. 10. Aatomite mudeleid.

+2, heeliumi aatomkaal aga $2+2=4$. Elektrone nende üliväikese kaalu tõttu ei ole vaja arvestada (joon. 8).

Järgmine kaalult raskem lihtaine on leelismetall liitium Li. Liitiumi aatomi tuumas on 3 protonit ja 4 neutronit. Seega liitiumi aatomi kaal on $3+4=7$ ja aatomi tuuma laeng +3. Tuuma ümber tiirleb selles aatomis 3 elektroni (joon. 9).

Teisi näiteid aatomi ehitusest vt. joon. 10.

8. Mendelejevi tabel.

Kõik möödunud 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 on seitse rida ja kaheksa veergu. Read I, II, III ja VII on ühekordsed, read IV, V ja VI on kahekordsed.

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

Igas veerus seisvate elementide aatomid omavad võrdset arvu välis-orbiidil liikuvaid elektrone, see arv vastab veeru numbrile; näiteks 4. veeru elementide aatomite välis-orbiidis tiirleb 4 elektroni.

Paneme tähele, et elektronide orbiitide arv aatomites vastab rea numbrile. Nii on aatomitel, mis seisavad 1. reas, orbiitide arv 1, 2. reas on orbiitide arv 2, 3. reas on orbiitide arv 3 jne.

Leheküljel 24 näeme Mendelejevi poolt antud elementide järjestust.

Kordamisküsimused.

Aine ehitus.

1. Liht- ja lihtaine.

1. Nimetada mõningad liht- ja lihtained.
2. Nimetada lihtaine, mis on vedel toatemperatuuril.
3. Mis ülesanne on analüütilisel keemial?

2. Mineraalid. Kivimid.

1. Mis on mineraal?
2. Nimetada vedelaid mineraale.

Tabel 3: Elementide perioodiline süsteem.

Perioodid	Read	V e e r u d												
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII					
1.	I	1 H 1,008												2 He 4,0
2.	II	3 Li 6,9	4 Be 9,0	5 B 10,8	6 C 12,0	7 N 14,0	8 O 16,0	9 F 19,0						10 Ne 20,2
3.	III	11 Na 23,0	12 Mg 24,3	13 Al 27,0	14 Si 28,1	15 P 31,0	16 S 32,1	17 Cl 35,5						18 Ar 39,9
4.	IV	19 K 39,1	20 Ca 40,1	21 Sc 45,1	22 Ti 47,9	23 V 51,0	24 Cr 52,0	25 Mn 54,9	26 Fe 55,9	27 Co 58,9	28 Ni 58,7			
	V	29 Cu 63,6	30 Zn 65,4	31 Ga 69,7	32 Ge 72,6	33 As 74,9	34 Se 79,0	35 Br 79,9						36 Kr 83,7
5.	VI	37 Rb 85,5	38 Sr 87,6	39 Y 88,9	40 Zr 91,2	41 Nb 92,9	42 Mo 96,0	43 Ma —	44 Ru 101,7	45 Rh 102,9	46 Pd 106,7			
	VII	47 Ag 107,9	48 Cd 112,4	49 In 114,8	50 Sn 118,7	51 Sb 121,8	52 Te 127,6	53 J 126,9						54 Xe 131,3
6.	VIII	55 Cs 132,9	56 Ba 137,4	57 La 138,9	72 Hf 178,6	73 Ta 180,9	74 W 183,9	75 Re 186,3	76 Os 190,2	77 Ir 193,1	78 Pt 195,2			
	IX	79 Au 197,2	80 Hg 200,6	81 Tl 204,4	82 Pb 207,2	83 Bi 209,00	84 Po (210)	85 —						86 Rn 222
7.	X	87 —	88 Ra 226,0	89 Ac (227)	90 Th 232,1	91 Pa 231	92 U 238,1							

3. Seletada sõna „homogeenne“ tähendus.
 4. Nimetada mõned mineraalid, mis on lihtained.
 5. Nimetada litosfääris levinenuim aine.
 6. Seletada: kust saab looduslik vesi oma lisandid?
3. Keemiatööstuse alused.
1. Nimetada põhikeemia saadusi.
 2. Nimetada sünteetilise keemia ülesanne.
4. Aatomid ja molekulid. 5. Keemiline sümboolika.
1. Kuidas nimetatakse lihtainet teisiti?
 2. Kui suur on relatiivse kaalu ühik võrreldes hapniku aatomi kaaluga?
 3. Nimetada ühendi pisim osake.
 4. Kas võime öelda metalse rauatüki kohta — element raud?
 5. Kas võivad vase aatomil olla metalse vase füüsilised omadused?
 6. Kas võib tähistada alumiiniumplekki keemilise märgiga Al?
 7. Mida mõistame sümboli K all?
 8. Arvutada vee molekuli H_2O kaal.
 9. Miks on tarvis tarvitada jõudu, et tükeldada hõbetaati?
 10. Millest võime järeldada, et lubjakivi on liitaine?
6. Aine agregaatolekud. Difusiooninähtused.
1. Mis on difusioon?
 2. Mispärast on võimalik ainete teineteisesse difundeerumine?
 3. Missuguses olekus võib aine difundeeruda gaasisse?
 4. Missuguses olekus võib aine difundeeruda vedelikku?
 5. Milles erineb gaas vedelikust ja tahkest ainst?
 6. Mis iseloomustab vedelikku?
 7. Kas on tahkel ainel kindel ruumala?
 8. Mida mõistame „kohesioontungide“ all?
 9. Kus on kohesioontungid suuremad, kas vedelikus või tahkes aines?
7. Aatomi ehitus.
1. Missugune vastastikune mõju avaldub kahe positiivse elektrilaengu vahel?
 2. Missugust mõju avaldavad teineteisele üks negatiivse elektriga laetud ja teine positiivse elektriga laetud keha?
 3. Millest koosneb aatomi tuum?
 4. Kui suur on protoni kaal relatiivseis ühikuis?
 5. Kui suur on protoni laeng relatiivseis elektrühikuis?
 6. Mis on neutron?

7. Miks võib elektroni massi (kaalu) tavalisel arvutamisel arvestamata jätta?
8. Mis on elektroni orbiit? Missugune kuju on sellel?

8. Mendelejevi tabel.

1. Missugusel põhimõttel on koostatud Mendelejevi tabel?
2. Kui palju elektrone on kolmandas veerus asuva elemendi aatomi välisorbiidis?
3. Elemendi aatomi tuumas on 7 protonit. Mis on tema number Mendelejevi tabelis?

9. Elementide valents. Ühendi tekkimine. Keemiline side.

Kordamiseks: Mis on elementide valents? Missugune element on näiteks ühevalentne? kahevalentne? kolmevalentne?

Elementide valentsi seletab tänapäeva teadus aatomi ehituse põhjal. Ühendite tekkimisel võivad aatomite välisorbiidis tiirlevad elektronid üle minna nendega ühendusse astuva aatomi välisorbiiti.

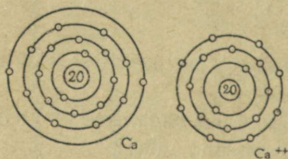


Joon. 11. Vesiniku aatomi ja vesinikuiooni mudel.

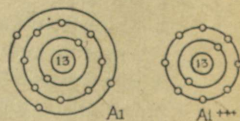
Aatom ühe elektroniga välisorbiidis annab ühinemisel teisega ühe elektroni ära. Aatomis jääb üks positiivne laeng neutraliseerimata. Nii-sugust positiivselt laetud aatomjääki nimetatakse positiivseks iooniks (vt. joon. 11).

Element, mis annab ühe elektroni ära, on positiivselt ühevalentne.

Aatom kahe elektroniga välisorbiidis annab ühinemisel teisega kaks elektroni ära; tekkiv aatomjääk on kahevalentne positiivneioon (joon. 12).



Joon. 12. Kahevalentse elemendi — kaltsiumi — aatomi ja kaltsiumiiooni mudel.



Joon. 13. Kolmevalentse elemendi — alumiiniumi — aatomi ja alumiiniumiiooni mudel.

Element, mis annab kaks elektroni ära, on positiivselt kahevalentne.

Aatom kolme elektroniga välisorbiidis annab ühinemisel teisega kolm elektroni ära; tekkiv aatomjääk on kolmevalentne positiivne ioon (joon. 13).

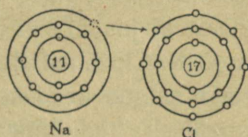
Element, mis annab ära kolm elektroni, on positiivselt kolmevalentne.

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

Aatomid, millede välisorbiidis on 1, 2 või 3 elektroni, võivad elektrone ainult ära anda; juurde nad neid ei võta.

On aatomi välisorbiidis 4 või rohkem elektroni, võib aatom neid nii ära anda kui ka juurde võtta.

Joon. 14. Elektroni üleminek naatriumi aatomilt kloori aatomile keedusoola molekulitekkimisel.



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

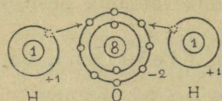
Aatom, mis võtab elektrone juurde, muutub negatiivseks iooniks. Iooni negatiivne valents on võrdne juurdevõetud elektronide arvuga.

Ühendi molekulide tekkimisel aatom, mille välisorbiidis on vähem elektrone kui teisel, annab neid ära, paljastades sisemist stabiilset orbiiti; aatom suurema elektronide arvuga välisorbiidis võtab elektrone juurde, kuni temal tekib stabiilne orbiit kaheksa elektroniga.

Keedusoola tekkimisel naatrium-aatomi välisorbiidi ainuke elektron hüppab üle kloori-aatomi välisorbiiti (joon. 14). Naatriumi jäägil on nüüd üks positiivne laeng tasakaalustamata. Niisugune naatriumi aatomjääk on naatriumi ühevalentne positiivne ioon. Tema uus välisorbiit oma kaheksa elektroniga on stabiilne. Kloor-aatom saab oma välisorbiiti naatriumilt ülelänud elektroni ja on nüüd ühekordselt negatiivselt laetud kloor-ioon. Ka tema orbiit on stabiilne, omades kaheksa elektroni.

Joonis 15 näitab, kuidas vee molekuli tekkimisel kaks vesiniku aatomit annavad ära kumbki ühe elektroni hapniku aatomile. Hapnik aga saab kaks negatiivset laengut ja kaheksa elektroniga välisorbiidi; kummastki vesiniku aatomist jääb järele positiivne proton.

Üldiselt: Elemendi valents tähendab elektronide arvu, mille ta aatomid annavad ära või võtavad juurde, moodustades ühendi molekuli. Kui elemendi aatomid annavad elektrone ära, siis on ta valents posi-



Joon. 15. Vee molekuli tekkimise skeem.

tiivne. Võtavad aga aatomid elektrone juurde, siis on elemendi valents negatiivne.

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

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 sidumisviisi, nimetatakse **struktuurvalemiteks**.

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

II. KEEMILISTE ÜHENDITE PÕHITUÜBID.

1. Metallide hapendid, nende tekkimine ja valemid.

Paljud igapäevases elus kasutatavad tarbeasjad on valmistatud alumiiniumist, vasest, rauast, kullast, hõbedast või mõnest muust metallist.

Ühinedes teiste elementidega esinevad metallide aatomid positiivselt laetuna; nad annavad oma välisorbiidi elektrone üle teiste elementide aatomitele.

Elementide ühendeid hapnikuga nimetatakse hapendeiks. Metallide ühendid hapnikuga on metallide hapendid.

Ühevalentseid metalle naatriumi Na ja kaaliumi K nimetatakse leelismetallideks. Naatrium ja kaalium ühinevad õhuhapnikuga väga kergesti. Soojendamisel reaktsioon muutub 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 ja ülihapendid.

Rahvusvahelises keemia keeles nimetatakse hapendeid oksüüdideks. Kaaliumhapendi saame, põletades teda kuivas kinnises nõus. Seda võime teha järgmiselt:

Laia kaelaga purki paigutame väikese nõukese, näiteks portselankausikese soolhapu kaltsiumiga ehk kaltsiumkloriidiga CaCl_2 . Purk suletakse tihedalt korgiga. Kaltsiumkloriid on aine, mis seob õhus leiduvat veeauru. Purki jääv õhk on kuiv. Tõstame näpitsate abil purgist nõu kaltsiumkloriidiga välja ning paneme purgi jälle kiiresti kinni. Võtame näpitsatega tükikese kaaliumi K petrooleumist välja, kuivatame ta kurnamispaaberiga, paneme ta 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 $\text{K}-\text{O}-\text{K}$). Kaaliumhapend on hügrokoopne aine ja lahustub kergesti vees.

Kaaliumi põlemisel hapniku ülikülluses tekib kaalium-ülihapend valemiga K_2O_4 (struktuurvalem $\text{K}-\text{O}-\text{O}-\text{O}-\text{O}-\text{K}$). See on kollane aine, mis lahustub vees hapnikku eraldades ja soojust tekitab.

Naatriumhapend Na_2O (struktuurvalem $\text{Na}-\text{O}-\text{Na}$) on valge tahke aine, ta lahustub kergesti vees. Naatrium-ülihapend Na_2O_2 (struktuurvalem $\text{Na}-\text{O}-\text{O}-\text{Na}$) 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 kaltsiumhapendiks CaO (struktuurvalem $\text{Ca}=\text{O}$) ning magneesiumhapendiks MgO (struktuurvalem $\text{Mg}=\text{O}$).

Ka magneesium ja kaltsium põlevad õhus, kui neid eelsoojendada süttimistemperatuurini. Kui fotografeerimisel süüdatakse magneesiumilint, jääb pärast põlemist järele valge pulber; see ongi magneesium-oksüüd MgO. Ka kaltsium-oksüüd 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 oksüüdi ehk hapendikihiga. Küllaldaselt eelsoojendamisel põlevad paljud metallid õhus või veel parem puhtas hapnikus, tekitades hapendeid, näiteks alumiinium, raud, vask jt.

Rauahapend Fe_2O_3 (struktuurvalem $\text{O}=\text{Fe}-\text{O}-\text{Fe}=\text{O}$) on pruun tahke aine, vees vähe lahustuv. Alumiiniumhapend Al_2O_3 (struktuurvalem $\text{O}=\text{Al}-\text{O}-\text{Al}=\text{O}$) 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 spiraalikesse lahtises purgis ja kaalume põlemise saaduse. Näiteks saame:

metalse magneesiumi (Mg) kaal 0,21 g

magneesiumi oksüüdi (MgO) kaal 0,35 g

magneesiumiga ühinenud hapniku (O) kaal 0,14 g,

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

$$\begin{array}{rcl}
 1 \text{ g} & \text{,,} & \text{,,} \quad \frac{0,14}{0,21} \text{ g} \\
 \text{ja seega } 24 \text{ g} & \text{,,} & \text{,,} \quad \frac{0,14}{0,21} 24 \text{ g} = 16 \text{ g hapnikuga.}
 \end{array}$$

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 molekulaal on vastavalt 24+16 ehk 40.

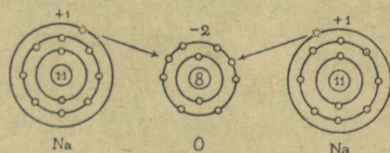
Hapendite valemeid koostades tuleb meeles pidada, et hapnik on alati kahevalentne.

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 Na₂O. Hapniku aatom võtab 2 elektroni juurde. Kumbki naatrium-aatom annab ühe elektroni ära.

Seega struktuurvalem on $\overset{+1}{\text{Na}}-\overset{-2}{\text{O}}-\overset{+1}{\text{Na}}$ ehk lühidalt Na—O—Na (joon. 16).

Joon. 16. Naatriumhapendi tekkimise skeem.



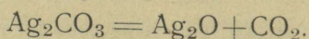
Naatrium on siin positiivselt ühevalentne, hapnik negatiivselt kahevalentne.

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

Hapendeid võib tekkida ka kaudsel teel, teiste ühendite lagunemisel. Näiteks kaltsium-oksüüd CaO tekib mitte ainult kaltsiumi põlemisel, vaid ka lubjaki kuumutamisel. Selle kuumutamise saadused on süsihappegaas ja lubi ehk kaltsium-oksüüd: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$.

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

Näide: Hõbedaoksüüdi (Ag_2O) võib saada süsihappu hõbeda ehk hõbedakarbonaadi lagundamisel:

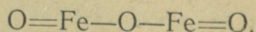


Keemiline analüüs näitab, et hõbedaoksüüdi molekulis kaks hõbeda aatomit on ühenduses ühe hapniku aatomiga. Et see on kahevalentne, siis hõbedaoksüüdi struktuurvalem on $\overset{+1}{\text{Ag}}-\overset{-2}{\text{O}}-\overset{+1}{\text{Ag}}$ ehk $\text{Ag}-\text{O}-\text{Ag}$. Hõbe selles ühendis on positiivselt ühevalentne.

On olemas metalle, mis annavad mitu oksüüdi ja esinevad hapniku suhtes mitme valentsusega. Näiteks annab vask Cu kaks oksüüdi. Kuumutades õhus vaske temperatuurini $500-600^\circ$, saame musta vaseoksüüdi, valemiga CuO (struktuurvalemiga $\overset{+2}{\text{Cu}}=\overset{-2}{\text{O}}$ ehk $\text{Cu}=\text{O}$), kus vask on positiivselt kahevalentne. Kuumutades aga sama vaske üle 800° , saame punase vaseoksüüdi, valemiga Cu_2O (struktuurvalemiga $\overset{+1}{\text{Cu}}-\overset{-2}{\text{O}}-\overset{+1}{\text{Cu}}$ ehk $\text{Cu}-\text{O}-\text{Cu}$), kus vask on positiivselt ühevalentne.

On teada kolm raua oksüüdi:

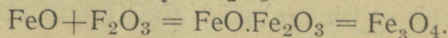
1. Kuumutades rauaroostet saame punakaspruuni oksüüdi, mille valem analüüsi põhjal on Fe_2O_3 . Et hapnik on alati negatiivselt kahevalentne, saame struktuurvalemi:



Siin on raud kolmevalentne.

2. Võttes vee elektrolüüsil rauast anoodi, saame sellel musta hapendikihi, mille valemiks on FeO (struktuurvalem $\text{O}=\text{Fe}$). 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 :



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 positiivselt	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 vasehapend,
	FeO	—	ferrooksüüd ehk rauashapend,
	Fe_2O_3	—	ferrioksüüd ehk rauahapend.

2. Mittemetallide hapendid, nende tekkimine ja valemid.

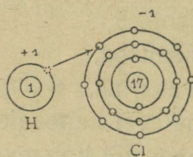
Lihtaineid, mis ei ole metallid, nimetatakse metalloiidideks. Näiteks süsinik C, väävel S, fosfor P, lämmastik N on metalloiidid.

Metalloiidide aatomid, ühinedes metallidega või vesinikuga, võtavad elektrone juurde ja esinevad seetõttu neis ühendes negatiivselt laetuna. Näide: $H+Cl=HCl$ (vt. joon. 17).

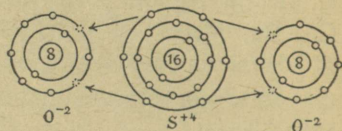
Kuid ühinedes hapnikuga annavad nii metallid kui ka mittemetallid elektrone ära. Hapnik võtab alati ühinedes teiste elementidega kaks elektroni juurde. Näide: $S+O_2=SO_2$ (vt. joon. 18).

Paljud mittemetallid ühinevad otseselt hapnikuga hapenditeks ehk oksüüdideks. Nad põlevad, kui neid kas õhus või

hapnikus süüdata. Väävel näiteks põleb iseloomustava sinise leegiga õhus või hapnikus, tekib väävlisapend ehk vääveldiok-süüd SO_2 (struktuurvalem $\text{O}=\text{S}=\text{O}$). Väävel on selles ühendis



Joon. 17. Soolhappe molekuli tekkimise skeem.

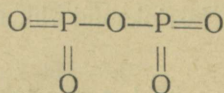


Joon. 18. Vääveldioksüüdi molekuli tekkimise skeem.

neljavalentne. SO_2 on värvitu, lämmatava lõhnaga, mürgine gaas; lahustub osaliselt vees.

Kui puhas süsinik põleb küllaldasel hapniku juurdevoolul, tekib süsihappe-gaas ehk süsinikdioksüüd CO_2 (struktuurvalem $\text{O}=\text{C}=\text{O}$). See on värvitu, lõhnata, raske gaas, mis lahustub mõnevõrra vees.

Fosfori põlemisel tekib valge suits, fosforhapend P_2O_5 , struktuurselt



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

Kordamisküsimused.

1. Missugune element esineb alati hapendis?
2. Baarium Ba on (positiivselt) kahevalentne metall. Kirjutada tema oksüüdi valem ning struktuurvalem.
3. Kirjutada mõne mittemetalli hapendi valem ning struktuurvalem.
4. Tuletada meelde, mis on „põlemine“.
5. Missugustes tingimustes on võimalik metallide põlemine?

3. Alused, nende omadused, valemid. Vesijääk.

Teeme järgmised katsed:

1. Valmistame, nagu varem kirjeldatud vt. lk. 29), kaalium-oksüüdi K_2O . Kogume purgi seintele tekkinud peene valge pulbri portselan- või klaaslabidakesega kokku ja paneme selle pulbri klaasikesse destilleeritud veega. Kaalium-oksüüd 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 tüükese 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.

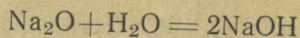
Korjame teises purgis tekkinud magneesiumhapendi kokku, niisutame seda veega ja proovime tekkinud putru punase lakmuspaberiga. Lakmuspaber muutub siniseks.

Kokkuvõte: Metallide hapendite lahustuvus vees on erinev; ühevalentsed leelismetallide oksüüdid lahustuvad vees täielikult ja annavad tugevaid leelisi. Niisugusteks oksüüdideks on Na_2O ja K_2O .

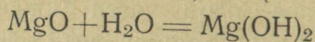
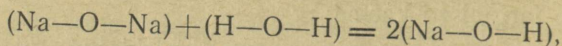
Kahevalentsete Ca ja Mg (leelismuldmetallide) oksüüdid lahustuvad vees küll vähe, kuid nende lahused on siiski tugevad leelised.

Teiste metallide oksüüdid lahustuvad vees halvasti ja on enamasti nõrgad leelised.

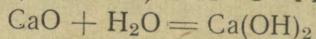
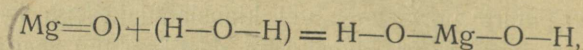
Metallide hapendite ja vee vastastikusel toimel tekkinud ühendeid nimetatakse nende metallide vesihapenditeks ehk hüdroksüüdideks. Vastavad reaktsioonid kirjutatakse järgmiselt:



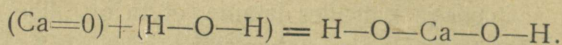
ehk:



ehk:



ehk:



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

Hüdroksüülil on üks lisaelektron; hüdroksüülrühm on negatiivselt ühevalentne rühm.

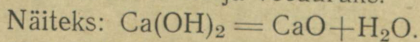
Kui hapendit tekitav metall on ühevalentne, siis sisaldab vastav hüdroksüüd ka ainult ühe vesijäägi ehk hüdroksüüli OH.

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

Üldiselt: Hüdroksüülrühmade arv metalli hüdroksüüdi molekulis vastab metalli valentsile.

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

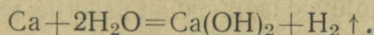
Tugeval kuumutamisel hüdroksüüdid kaotavad oma vee, lagunedes oksüüdiks ja veeauruks.



Metalli hüdroksüüdi lahust, mis värvib punase lakmuse siniseks, nimetatakse leeliseks ehk aluseliseks ehk alkaliseks lahuseks. Tahkeid hüdroksüüde nimetatakse alusteks ehk baasideks ehk alkalideks.

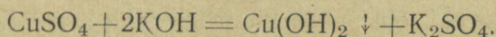
Aktiivsed metallid, nagu Na, K, Ca, lagundavad vett, mille juures tekib reageerinud metalli hüdroksüüd ja eraldub vesinik.

K a t s e. Võtame väikese tüki kaltsiumi ja hoiame teda tangide abil veega täidetud anumasse all, muidu ujub kerge kaltsium ühes eralduva gaasiga üles. Toimub vesiniku eraldumine. Vesi muutub sogaseks tekkinud vähelahustuva Ca(OH)_2 tõttu ja värvib lakmuse siniseks:



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

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



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

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

Leelistel on rida iseloomustavaid omadusi.

1. Nad muudavad paljude värvainete värvust teisiti kui happed. Toome mõned näited:

Värvaine	Värvus leelises keskkonnas	Värvus hapus keskkonnas
lakmus	sinine	punane
fenooltaleiin	punane	värvitu
metüüloranž	kollane	roosa

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

2. Leelised on „libedad“, seebi- või tuhaleelist meenutava maiguga.

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“.

4. Tähtsamad alused; nende tarvitamine.

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 „tehniline“ sööbenaatrium on tuntud kaus-tilise sooda nime all. Ta on tarvilik nafta-, seebi-, paberi-, tekstiil- ja kunstiõiditööstuses ning paljudes teistes keemilistes menetlustes. Kaltsiumhüdroksüüdist ehk kustutatud lubjast, liivast ja veest valmistatakse maa- ja telliskivide sideaine — krohv. Kustutatud lupja kasutatakse ka kõva vee pehmemdamisvahendina kas üksinda või koos teiste vett pehmemdavate ainetega.

Linaõli emulsioon lubjavees on hea põletushaavade ravim.

Kordamisküsimused.

1. Missuguseid värve nimetame indikaatoriteks?
2. Missugust värvi võib olla lakmuse lahus?
3. Missugust aatomite rühma nimetatakse „hüdroksüülrühmaks“?
4. Mis laadi ühendeid nimetame hüdroksüüdideks?
5. Mitu vesijääki (hüdroksüülrühma) on kolmevalentse metalli hüdroksüüdi valemis? Kirjutada kolmevalentse metalli alumiiniumi hüdroksüüdi valem ning struktuurvalem.
6. Missugused omadused on leelisel vedelikul?
7. Mida nimetame aluseks?
8. Kuidas suhtub enamik hüdroksüüde kuumutamisse?

9. Missugune keemiline koostis on seebikivil? sööbekaaliumil? kustutatud lubjal? Kirjutada nende valemid ning struktuurvalemid.
10. Missugused tööstused vajavad kaustilist soodat oma menetlustes?

5. Happed. Anhüüdrüüdi valemi tuletamine happe valemist.

Katsed. Paneme kinnises purgis põlema tükikese fosforit. Põlemise lõppedes kallame purki natuke vett ning loksutame. Proovime tekkinud lahust sinise lakmuspaberiga; see muutub punaseks.

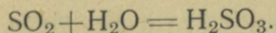
Põletame teises purgis väävlit ja lisame hiljem sinnagi vett. Proovides tekkinud lahust pärast loksutamist sinise lakmuspaberiga, näeme, et paber muutub punaseks.

Mõlemal juhul on lahuse maik hapu.

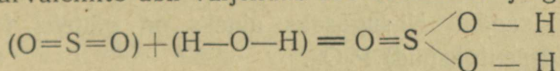
Need katsed näitavad, et fosfori põlemisel tekkinud fosforhapend ja väävli põlemisel tekkinud väävlishapend lahustuvad vees, andes hapukaid, lakmust punaseks muutvaid lahuseid.

Ka teiste mittemetallide hapendid lahustuvad vees ja annavad hapu maiguga lahuseid, milles sinine lakmuspaber muutub punaseks. Niisuguseid lahuseid nimetatakse hapeteks. Oksüüde, mis annavad veega ühinedes happeid, nimetame happelisteks oksüüdidiks.

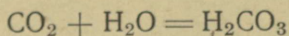
Juhime väävlishapendi gaasi vette; vees tekib siis väävlis-hape:



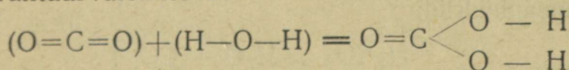
Struktuurvalemite abil väljendub see reaktsioon järgmiselt:



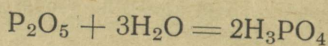
Süsihappe-gaasi CO_2 vette juhtimisel tekib söehape:



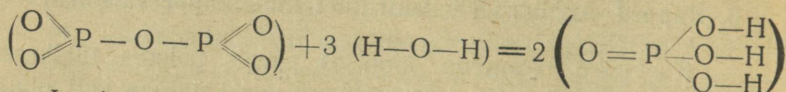
ehk struktuurvalemite abil:



Fosforhapend ehk fosforpentoksüüd, ühinedes ahnelt veega, annab fosforhappe:



ehk struktuurvalemite abil:



Iga happe molekulis esineb vesiniku aatomeid. Vesiniku esinemine molekulis on happeid iseloomustavaks tundemärgiks.

Vesiniku seos teiste aatomitega tekib sel teel, et ta väliselektron rändab teise elemendi aatomisse. Vesiniku aatomil puudub siis üks elektron, nii et tal on positiivne laeng: ta esineb vesiniku positiivse ioonina.

Kui happes on seotud üks vesinik-aatom, siis nimetame seda hapet ühealuseliseks; kui kaks — kahealuseliseks, kui kolm — kolmealuseliseks.

Näited: Kloorvesinikhape ehk soolhape HCl ja lämmastikhape HNO₃ on ühealuselised happed.

Kahealuselised happed on: väävelhape H₂SO₄, väävlishape H₂SO₃, süsihape H₂CO₃.

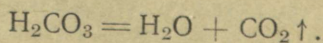
Kolmealuseline hape on näiteks fosforhape H₃PO₄.

Hapendeid, mis annavad veega happeid, nimetatakse hapete anhüdriidideks ehk veeta jääkideks. Anhüdriid tähendabki ladina keeles veeta ühendit.

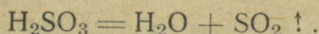
Vett ahnelt neelava aine toimel võime hapetest anhüdriide tagasi saada. Niisuguseks aineks on näiteks fosforhapend (difosforpentoksüüd) P₂O₅.

Mõne happe puhul piisab juba soojendamisest, et tekiks anhüdriid.

Näide: Süsihappe soojendamisel lahusest eralduv gaas on söehappeanhüdriid:



Väävliseppe lahuse soojendamisel eraldub väävliseppe-
anhüüriid:



Et saada anhydriidi valemist happe valemist, lahutame happe
valemist vee valemist. Anhydriidi valem sisaldab kaks vesiniku
aatomit ja ühe hapniku aatomi vähem kui happevalem.

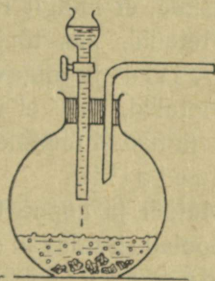
Metalloidide oksüüdid annavad veega alati happeid, mitte
kunagi aluseid.

Metallide oksüüdid annavad veega enamikul juhtudel alu-
seid; kuid mõnede metallide kõrgemad oksüüdid annavad veega
happeid.

6. Happe ja metalli vastastikune toime. Soolad. Happejägi valents. Normaalsed ja hapud soolad. Kaksiksoolad.

Paljud metallid tõrjuvad hapetest vesiniku välja.

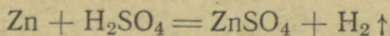
Katse 1. *Tsingi ja väävelhappe toime.* Kolbis on tsin-
gütükid; laseme tilklehtrist tilkuda sinna lahjendatud väävel-



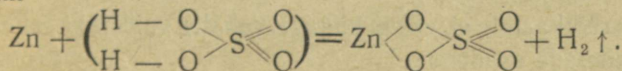
Joon. 19. Tsingi ja väävelhappe toime.

hapet H_2SO_4 . Eraldub mingit gaasi. Seda kogudes ja uuri-
des selgub, et see on vesinik (joon. 19).

Keemilises keeles:



ehk

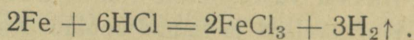


Tsink asendab happe molekulis kaks vesiniku aatomit, ta on kahevalentne element.

Zn aatom andis ära kaks elektroni, muutudes tsink-iooniks kahe positiivse laenguga. Kumbki positiivne vesinik-ioon sai aga ühe elektroni tagasi. Sellest tekkis kaks neutraalset vesinik-aatomit. Need ühinesid vesinik-molekuliks.

Katse 2. Raua ja soolhappe toime. Paigutame rauatükikesi katseklaasi ja kallame sinna 10%-list soolhapet. Algab gaasi eraldumine ja lahus muutub kollakaks. Katame katseklaasi sõrmega, viime leegi juurde ja eemaldame sõrme. Tekib väike plahvatus.

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



Kõrvuti vesinikuga on tekkinud raua ja kloori ühend — rauasool.

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

Metallid, mis tõrjuvad vesiniku hapest, on aktiivsed metallid ja annavad kergesti ühendeid.

Metallid, mis ei reageeri hapetega, on mitteaktiivsed ja nad ei ühine otseselt teiste elementidega; nad on värismetallid.

Metalli ja happe toimel tekkinud ühendid on soolad.

Soolad sisaldavad oma molekulis metall-ioone ja happejääki. Happejäägiks ehk radikaaliks kutsutakse happe molekuli osa ilma vesinikuta.

Nii on hapetel:

HCl	H ₂ SO ₄	H ₂ SO ₃	H ₂ CO ₃	H ₃ PO ₄
Cl	SO ₄	SO ₃	CO ₃	PO ₄ .

jäägid (radikaalid):

Happejäägid on alati negatiivselt laetud — nad saavad vesiniku aatomitelt elektrone. Radikaalid on negatiivsed ioonid.

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

Happejäägi valents vastab vesiniku aatomite arvule happe molekulis.

Soolhappe HCl radikaal Cl on ühekordselt negatiivselt laetud, saades vesinik-aatomilt ühe elektroni. Seda happejääki ehk kloor-iooni tähistame märgiga Cl^- ehk Cl' ehk $\overset{-1}{\text{Cl}}$.

Väävelhappe H_2SO_4 happejääk SO_4 on kahe negatiivse laenguga; ta saab kahelt vesinik-aatomilt kaks lisaelektroni. Tähistame seda $(\text{SO}_4)^{--}$ ehk $(\text{SO}_4)''$ ehk $(\text{SO}_4)^{-2}$.

Fosforhappe H_3PO_4 happejääk on PO_4 ; ta saab kolmelt vesiniku aatomilt kolm lisaelektroni. Ta on negatiivselt kolmevalentne. Tähistame ta $(\text{PO}_4)^{---}$ ehk $(\text{PO}_4)'''$ ehk $(\text{PO}_4)^{-3}$.

Ühendid, mis tekivad happe molekuli kõigi vesiniku aatomite asendamisel metalli aatomitega, on normaalsed soolad.

Näited:

CuSO_4 — normaalne väävelhapu vask ehk vasksulfaat (veeta vasevitriol);

CaCO_3 — normaalne süsihapu kaltsium ehk kaltsiumkarbonaat (lubjakivi, kriit, marmor);

Na_2SO_4 — normaalne väävelhapu naatrium ehk naatriumsulfaat (gläubri-sool);

Na_2CO_3 — normaalne süsihapu naatrium ehk naatriumkarbonaat (pesusooda);

K_3PO_4 — normaalne fosforhapu kaalium ehk kaaliumfosfaat.

Metall võib hapest välja tõrjuda ka ainult osa vesiniku aatomeid; sel juhul jäävad asendamata vesiniku aatomid ühendisse koos metalli ja happejäägiga.

Vesinikku sisaldavad soolad on hapud soolad.

Näited:

$\text{Cu}(\text{HSO}_4)_2$ — hapu vasksulfaat ehk vaskbisulfaat;

$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ — hapu kaltsiumkarbonaat ehk kaltsiumbikarbonaat;

NaHCO_3 — hapu naatriumkarbonaat ehk naatriumbikarbonaat (söögisooda).

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

Hapu süsihapu naatriumi 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 üht ja sama happejääki, kuid kaht erinevat metalli. Nii sisaldab m a a r j a s ehk aluniit, mida leidub maakoos klaasiläikega kristallidena, väävelhappe jäägi SO_4 kõrval kaht elementi — kaaliumi ja alumiiniumi, ta keemiline valem on $2\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Mineraal dolomiit koosneb süsihapust kaltsiumist CaCO_3 ja süsihapust magneesiumist MgCO_3 ; ta valem on $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$. Mineraal karnalliit on kaltsiumkloriid ja magneesiumkloriid, koostisega $\text{KClMgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ehk $\text{KMgCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Soolad, millede ühe radikaaliga on seotud kahe erineva metalli aatomid, on k a k s i k s o o l a d.

Soolad on väga laialt levinud ained. Esinedes mineraalidena moodustavad nad suurema osa maakoorest. Looduslikud veed



Joon. 20. Keedusoola-lahuse elektrijuhtivus.

sisaldavad mõningaid sooli lahustatud olekus, näiteks sisaldab merevesi lahustatud keedusoola NaCl jt. Sooli leiame ka loomaja taimeorganismides. Nad on eluks hädavajalikud ühendid.

Sooli iseloomustab kaks tähtsat omadust:

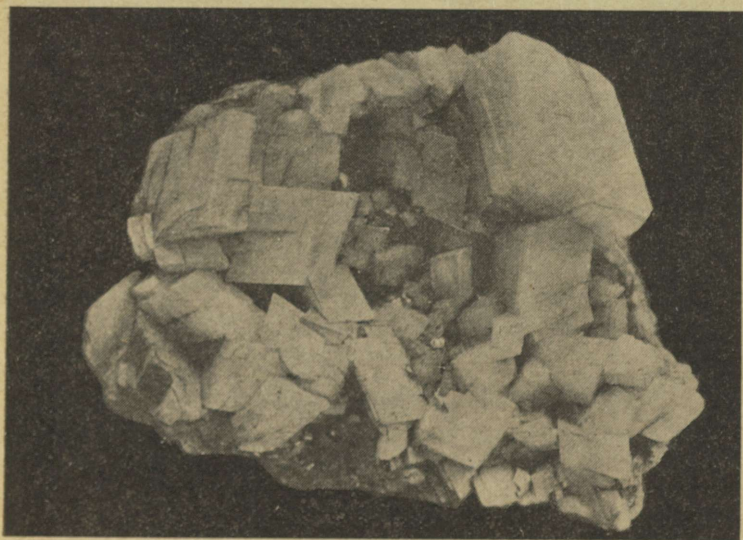
1. Soolade lahused vees juhivad elektrit.

Katse. Asendame osa elektrijuhtmest keedusoola NaCl 1%-lise lahusega (joon. 20). Elektripirn põleb edasi, nagu oleks traat terve.

2. Soolad on harilikkude tingimuste juures tahked, kergesti kristalliseeruvad ained.

7. Kristallid ja nende omadused.

Enamik looduses leiduvaist mineraalidest on soolad. Paljud neist esinevad korrapärase kujuga kehakestena — kristallidena (joon. 21 ja 22). Kristall on looduslikult tasa-



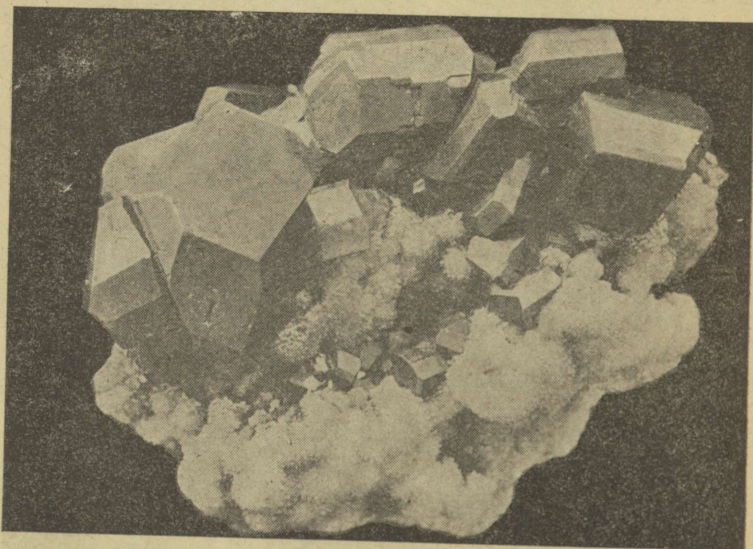
Joon. 21. Dolomiidi kristallid.

pindadega piiratud aineosa. Protsessi, milles aine omandab kristalli kuju, nimetatakse kristalliseerumiseks.

Katse 1. Kallame keeduklaasi 15 ml vett, kuumutame keemiseni ja lahustame selles vees 10 g salpeetrit; kallame kuuma lahuse portselankausikesse, katame kausi paberi-

lehega ja laseme lahusel aeglaselt jahtuda. Kausi põhjas tekivad suured kristallid pikkade prismadena.

Katse 2. Lahustame 100 ml keevas vees 20 g vasevitrioli $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Kallame lahuse kausikesse ja paigutame selle lumme, segades lahust klaaspulgaga. Varsti tekib klaasi põhjas peenkristallide puder.



Joon. 22. Väavli kristallid.

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

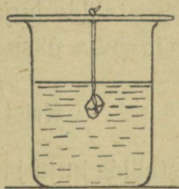
Katse 3. Võtame 100 ml vett toatemperatuuril, lahustame selles vees keedusoola, seda veede järjest juurde lisades ja segades. Kui oleme lisanud 37 g, ei lahustu sool enam ka pikemal seismisel ega segamisel.

Lahustuvus on suurim aine hulk grammides, mis veel lahustub 100 milliliitris vees.

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

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

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.

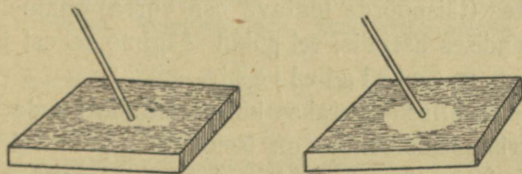


Joon. 23. Maarjase kristalli kasvamine.

Katse 4. Valmistame maarjase küllastatud lahuse, valime ühe suurema ja ilusama selle aine kristallikese ja riputame selle niidi otsas küllastatud lahusesse (joon. 23). Kristall kasvab aeglaselt, säilitades oma kuju.

Kristalli kasvamise kiirus erinevais suundades pole üks ja sama. Ka soojusjuhtivus ja mõned teised füüsikalised omadused on kristallides erinevad erinevais suundades.

Katse 5. Valmistame looduslikust kipsist $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ lestakese ja võtame niisama suure klaasitüki. Kallame



Joon. 24. Klaasi soojusjuhtivus on kõigis suundades üks ja seesama, kipsil — erinevais suundades erinev.

mõlemale sulatatud parafiini nii, et jahutamisel mõlemad katuksid õhukese parafiinikihiga.

Puudutame kuuma klaaspulgaga parafiinikihti klaasil ja kipsil. Klaasil sulab parafiin pulga ümber ringikujuliselt: klaas on mittekristalse ehitusega ja soojusjuhtivus on igas suunas üks ja seesama. Kipsil sulab parafiin lamendatud ringi (ellipsi) kujuliselt; kips on kristalse struktuuriga ja soojusjuhtivus on erinev erinevais suundades (joon. 24).

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.

Kristallide geomeetiline 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 pinda nimetatakse sümmeetriapinnaks.

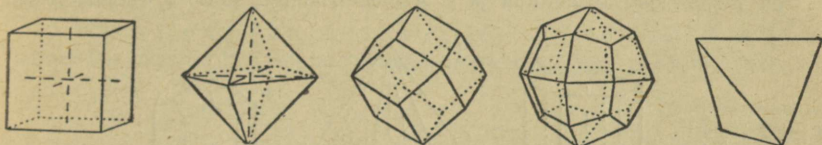
Sageli on võimalik leida kristallis joont, mille ümber kristalli pöörates (täispöörde teatava osa võrra) saame jälle kristalli tema endises asendis; sel puhul räägime sellest joonest kui kristalli sümmeetriateljest.

Kristallograafias jagatakse kõik kristallid kuude süsteemi.

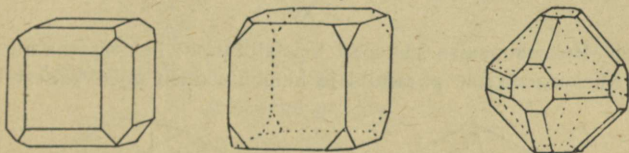
Igale kristallisüsteemile on iseloomustav kindel sümmeetriatasapindade ja sümmeetriatelgede arv ja asend.

1. Kuubiline ehk regulaarne süsteem. Sellel on 9 sümmeetriapinda ja 3 ühepikkust sümmeetriatelge, mis lõikuvad üksteisega

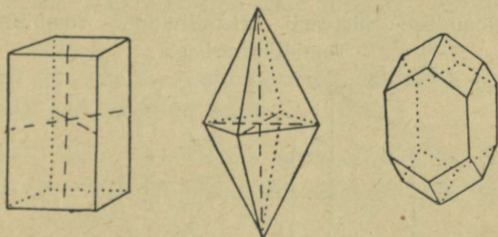
täisnurgi. Joonis 25 (kuup, oktaeeder, rombdodekaeeder, trapetsoeeder, tetraeeder) näitab kuubilise süsteemi tähtsamaid lihtvorme; igaüks neist on piiratud ühesuguste tahkudega.



Joon. 25. Regulaarse süsteemi kristallide lihtvormid: kuup, oktaeeder, rombdodekaeeder, trapetsoeeder, tetraeeder.



Joon. 26. Regulaarse süsteemi kristalle lihtvormide kombinatsioonides: rombdodekaeeder ja kuup; oktaeeder ja kuup; kuup, oktaeeder ja rombdodekaeeder.



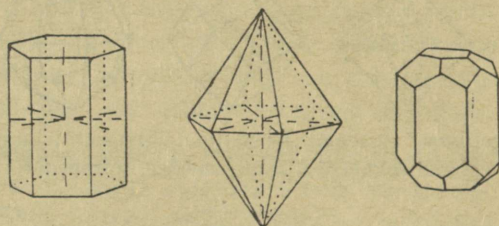
Joon. 27. Tetragonaalse süsteemi kristallitüüpe: kvadraatne prisma, kvadraatne püramiid, kombinatsioon: kvadraatne prisma ja püramiid.

Ühel ja samal kristallil võivad esineda ka mitme lihtvormi tahud; niisugune kristall on lihtvormide kombinatsioon. Joonis 26 (rombdodekaeeder ja kuup; oktaeeder ja kuup; kuup, oktaeeder ja rombdodekaeeder) näitab lihtvormide kombinatsioone.

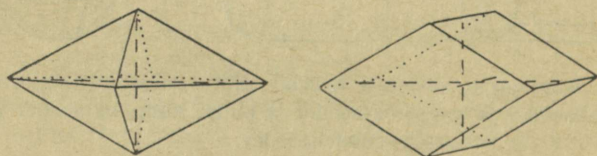
2. Kvadraatne ehk tetragonaalne süsteem. Sellel on 5 sümmeetriatasapinda ja 3 sümmeetriatelge, mis on omavahel täisnurgi; 2 neist on ühepikkused, kolmas kas teistest lühem või pikem

(püsttelg). Joonis 27 (kvadraatne prisma, kvadraatne püramiid, kvadraatne prisma ja püramiid) näitab tetragonaalse süsteemi kristallitüüpe.

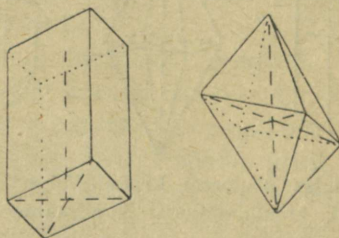
3. Kuuekülgne ehk heksagonaalne süsteem. Selles on 7 sümmeetriatasapinda ja 4 sümmeetriatelge, neist 3 ühepikkused;



Joon. 28. Heksagonaalse süsteemi kristallitüüpe: heksagonaalne prisma, heksagonaalne püramiid ja kombinatsioon neist kahest.



Joon. 29. Rombilise süsteemi kristallitüüpe: rombiline püramiid, rombiline prisma.

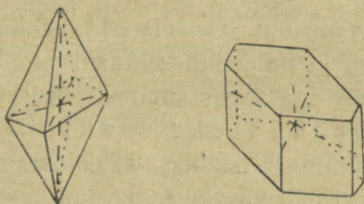


Joon. 30. Monokliinse süsteemi kristallitüüpe: monokliinne prisma, monokliinne püramiid.

nad lõikuvad 60° all; neljas, lühem või pikem telg, on eelmistega risti (püsttelg). Joonis 28 (heksagonaalne prisma, heksagonaalne püramiid, heksagonaalne prisma ja püramiid) näitab heksagonaalse süsteemi kristallitüüpe.

4. Rombiline süsteem. Sellel on 3 sümmeetriatasapinda ja 3 isepikkust sümmeetriatelge, mis on üksteisega täisnurgi. Joonis 29 (rombiline püramiid, rombiline prisma) näitab rombiline süsteemi kahte kristallitüüpi.

5. Ühekaldne ehk monokliinne süsteem. Sellel on 1 sümmeetriatasapind ja 3 isepikkust sümmeetriatelge; neist kaks on teine-



Ex bibl. univ. Tart.

Joon. 31. Trikliinse süsteemi kristallide tüüpe: trikliinne püramiid, trikliinne prisma.

teisega täisnurgi ja kolmas nende vahel kaldu. Joonis 30 (monokliinne prisma, monokliinne püramiid).

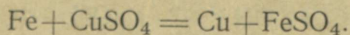
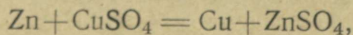
6. Kolmiskaldne ehk trikliinne süsteem. Sellel pole sümmeetriapinda. Tal on aga 3 isepikkust sümmeetriatelge — kõik üksteise suhtes kaldu. Joonis 31 (trikliinne püramiid, trikliinne prisma).

8. Metall 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.

Katse. Kastame vasksulfaadi lahusesse tüki tsinkplekki või raudnaela; peagi kattuvad nad vasekihiga.

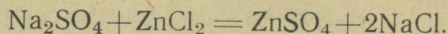
Tekkinud reaktsioone kirjutatakse järgmiselt:



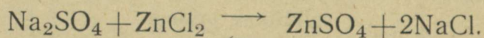
Zn ja Fe aatomid annavad siin vastavalt 2 ja 3 elektroni ära, muutudes ise kahe ning kolme positiivse valentsiga ioonideks. Vask-aatomid saavad aga kaks elektroni tagasi ja muutuvad neutraalseiks.

Ka soolad reageerivad omavahel vesilahuses.

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

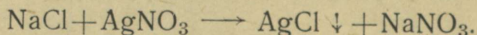


Siin asendab naatrium osaliselt tsinki kloriidis ja tsink asendab osaliselt naatriumi sulfaadis. Reaktsioon ei toimu aga lõpuni ei ühes ega teises suunas. Niisuguseid reaktsioone nimetatakse pöörduvateks reaktsioonideks. Nad ei kulge lõpuni kummaski suunas. Tähistame seda kahe erisuunalise noolega võrrandi vasaku ja parema poole vahel ja kirjutame:

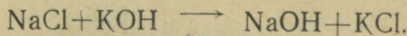


Lahuses esinevad korruga kõik neli soola, nagu näitab keemiline analüüs.

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

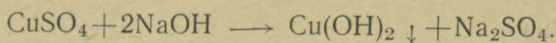


Näide 3: Lisame leelismetalli soola, näiteks naatriumkloriidi lahusesse leelist, näiteks kaaliumhüdrosüüdi lahust. Pole märgata mingit muudatust; lahus jääb selgeks; ei eraldu gaasi ega teki sadet.

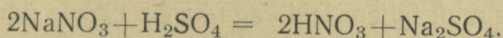


Reaktsioon ei lähe lõpuni vasakult paremale, sest tekkivad ained hakkavad omavahel reageerima ja reaktsioon võtab samaaegselt ka vastassuuna.

Näide 4: Lisame vasksulfaadi lahusele naatriumkloriidi lahust, tekib rohekassinine helbeline sade. Vasksulfaadi ja naatriumhüdrosüüdi puhul reaktsioon kulgeb lõpuni, sest tekkinud vaskhüdrosüüd lahustub halvasti vees, settib põhja ega reageeri omakorda naatriumsulfaadiga:



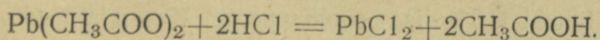
Näide 5: Lisame katseklaasis naatriumnitraadi (tšiili salpeeter) kristallidele kontsentreeritud väävelhapet ja soojendame ettevaatlikult. Tekib reaktsioon:



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.

Kokkuvõttes: Et saada mingit hapet vabal kujul, tuleb menedaleda selle happe soola vähem lenduva happega. Kuna väävelhape lendub kõrgema temperatuuri juures kui enamik teisi happeid, siis kasutatakse harilikult just väävelhapet teiste hapete vabastamise otstarbel.

Näide 6: Lisame pliiatsetaadi (seatinasuhkru) lahusele katseklaasis natuke 10%-list soolhapet. Lõhna järgi märkame eralduvat äädikhapet. Tekkinud valge sade on pliiakloriid:



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

9. Asendusreaktsioonid. Neutraliseerimine.

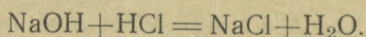
Keemiline reaktsioon on liht- või lihtainete vastastikune toime, kusjuures tekivad teised ühendid või lihtained.

Keemilisi reaktsioone kahe ühendi või lihtaine ja ühendi vahel, milles aatomite või aatomite rühmade vahetamise teel tekivad

kaks uut ühendit, 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 naatriumhüdrosüüdi lahust. Värvime ta lakmuse abil siniseks ja lisame sinna juurde tilgahaaval soolhappe lahust. Algul seebikivi lahuse värvus ei muutu; hiljem tekib aga happe tilkade ümber punane värvus, mis segamisel uuesti kaob. Jääb happe edaspidisel lisamisel aga punane värvus segamisel püsima, siis tähendab see, et lisasime nii palju hapet, kuni kõik alus on ära tarvitatud ja tema asemel on tekkinud sool, nagu näitab võrrand:



Reaktsiooni, milles happest ja alusest tekib sool ja vesi, nimetame kesendamise ehk neutraliseerimisreaktsiooniks.

Kui on teada happe tugevus ehk kontsentratsioon ja mõõdetud lisatud happe hulk (ruumala), siis võime arvutada aluse hulka ja ta tugevust (kontsentratsiooni). Kesendasime 10 ml NaOH lahust 10%-lise soolhappega. Kesendamiseks kulus 20,5 ml hapet. Arvutame, kui palju leelist meil oli. 100 ml ehk umbes 100 g 10%-list soolhappe lahust 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 „ „ 1

NaOH molekulkaal 40

H aatomkaal on 1

Cl „ „ 35,5

HCl molekulkaal 36,5

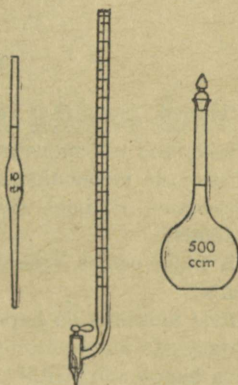
Kesendamisvalemite võib lugeda nii: 40 grammi naatriumhüdrosüüdi kesendamiseks on tarvis 36,5 grammi kloorvesinikku.

Kirjutame selle üles alljärgnevalt:

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

Niisiis 10 ml ehk umbes 10 g sööbenaatriumi lahust sisaldas 2,31 g naatriumhüdrosüüdi NaOH, — ta oli umbes 23% -line.

Joon. 32. Pipett, bürett, mõõtkolb.



Vedelikkude mõõtmiseks kasutatakse pipette, bürette ja mõõtkolbe (joon. 32).

Pipett on klaastoru väljapuhutud munaga keskosas. Kriipsude vahel 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, lödvendame sõrme survet ja laseme vedelikku tilkadena välja, kuni tema tasapind ulatub ülemise kriipsuni. Juhime pipeti alumise otsa anuma serva vastu, kuhu tahame vedelikku viia, ning laseme vedelikku välja kuni alumise kriipsuni.

Bürett on „kaliibritud“ toru kraaniga. Büretil on märgitud ära 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 teda kuni kriipsuni, teame, et meil on kindel maht vedelikku, näit. 100 ml, 200 ml jne.

Lahuste valmistamiseks tarvitatakse mõõtkolbe.

Valmistame oblikhappe $(\text{COOH})_2$ 2% -lise lahuse. 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. 2% -line oblikhappe lahus on valmis.

Kordamisküsimused.

Happed. Anhüdrüidi valemite tuletamine happevalemist.

1. Missugused iseloomustavad omadused on happe lahustel?
2. Missuguste elementide oksüüdid on happelise iseloomuga?
3. Missugune element esineb alati happe molekulis ja seega happe valemis?
4. Mis kujul esineb vesinik soolhappe molekulis või väävelhappe molekulis?
5. Mitme aluseline on hape, kui ta molekul sisaldab 2 vesiniku aatomit?
6. Missuguste ainete toimel võivad happed kaotada vee ning anda vastava happe anhüdrüidi?
7. Kirjutada väävlis- ja väävelhappe H_2SO_3 ning väävelhappe H_2SO_4 anhüdrüidide valemid.

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

1. Mis toimub, kui visata tsingitükike soolhappesse?
2. Kuidas võib valmistada tsinksulfaati ZnSO_4 ?
3. Millisel teel võime saada laboratooriumis vesinikku?
4. Mis on happejääk?
5. Mitme valentne on boorhape H_3BO_3 jääk?
6. Mis on normaalne sool?

7. Kuidas nimetame ühendeid: NaHCO_3 , K_2HPO_4 ja KHSO_4 ?

8. Mis on kaksiksool?

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

1. Vaskplekk, pistetud hõbedanitraadi (AgNO_3) lahusesse, kattub helehalli, läikiva kihiga. Mis aine see on? Kirjutada reaktsiooni võrrand.
2. Kas reageerib tekkinud vees lahustamatu ühend teise reaktsiooni produktiga?
3. Kuidas mõjub sööbenaatriumi lahus metallide sooladele?
4. Kuidas lahustuvad üldiselt metallide oksüüdid ning hüdroksüüdid vees?
5. Nimetada vees hästi lahustuv metalli oksüüd.
6. Nimetada vees halvasti lahustuv metalli oksüüd.
7. Võrrelda väävelhappe lenduvust (auruks muutumist) teiste hapete lenduvusega.
8. Mis on asendusreaktsioon?
9. Mis on kesendamine?
10. Kirjeldada kesendamise käiku.
11. 10 ml 1%-list väävelhapet kesendas 20 ml sööbenaatriumi lahust. Leida sööbenaatriumi lahuse kontsentratsioon.

MITTEMETALLID.

Mittemetallide iseloomustus.

Mittemetallid ehk metalloidid tavaliselt ei oma metalset läiget, ei ole venitatavad, taotavad ega valtsitavad nagu metallid. Metalloidid on halvad elektri- ja soojusejuhtijad. Hariliku temperatuuri juures mõned metalloidid esinevad tahketena, nagu fosfor ja väävel, mõned gaasidena, nagu kloor ja lämmastik, broom aga on vedelas olekus. Tähtsamaid metalloide on süsinik ja räni, lämmastik ja fosfor, hapnik ja väävel, kloor ja jood.

Mittemetallide hapendid on happelise iseloomuga, s. t. nad annavad vesilahuses happeid ning reageerivad alustega, moodustades sooli.

Metalloidide aatomife välisorbiidis esineb neli, viis, kuus või seitse elektroni. Kui metalloidid ühinevad metallidega, siis saavad nende aatomid elektrone juurde. Kui nad ühinevad teiste metalloididega, siis võivad nad elektrone kas ära anda või juurde võtta.

HALOGEENIDE RÜHM.

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

Halogeensed elemendid on kloor, broom, jood ja fluur.

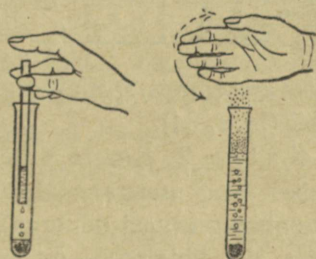
1. **Kloor** (ladinakeelne nimetus Chlorum; „chloros“ tähendab kreeka keeles roheline). Kloori keemiline märk on Cl, aatomi number 17, aatomkaal 35,5.

Et kloori aatominumber on 17, siis esineb tema aatomi tuumas 17 protonit. Aatomkaal ümmarguselt 35 ütleb, et protonite ja neutronite arv aatomi tuumas on kokku 35, neutroneid on siis $35 - 17 = 18$. Vastavalt 17 protonile on aatomi tuumal 17 positiivset laengut ja tema ümber tiirleb kokku 17 elektroni, neist seitse välisorbiidis. Kloori aatomi ehitust näeme joonisel 17.

Ühinedes vesinikuga ja metallidega kloori aatomid võtavad ühe elektroni juurde; siis liigub nende välisorbiidis $7 + 1$ ehk 8 elektroni. Ühinedes hapnikuga ja metalloididega annavad kloori aatomid elektrone ära, maksimaalselt seitse.

2. Kloori saamine. Kloori omadused.

Katse 1. *Kloori saamine*. Paneme katseklaasi mõne kristallikese Berthollet' (loe: bertollee) soola ja lisame mõne tilga kontsentreeritud soolhapet. Kontsentreeritud soolhape eraldab kloorvesiniku aurusi, mis mõjuvad lämmatavalt hin-

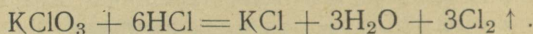


Joon. 33. Kloori saamine.

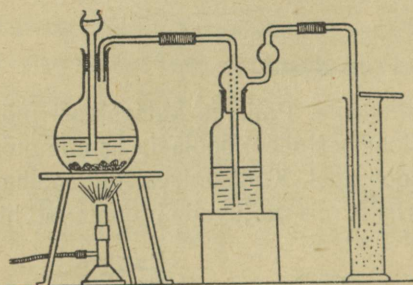
gamisorganitele. Et neid aurusi mitte sisse hingata, selleks võtame klaastorukese ja kastame tema kontsentreeritud soolhappesse, suleme toru ülalt sõrmega ja tõstame ta välja. Torus on natuke hapet. Viime ta nüüd katseklaasi Berthollet' soolaga. Võttes sõrme ära, tilgutame hapet sellele soolale. Eraldub kloor; lehvitame käega ettevaatlikult enda suunas, et tundma õppida kloori lõhna ja toimet meie hingamisorganitele (joon. 33).

Kloor on rohekaskollane gaas, ta on 2,5 korda õhust raskem. Klooril on lüümatav lõhn, ta on väga mürgine ja mõjub tugevasti ärritavalt limanahkadele. Seepärast kõik katsed klooriga toimugu tõmbekapis või vabas õhus. Tuleb hoiduda kloori sissehingamast.

Reaktsiooni Berthollet' soola ja soolhappe vahel näitab võrrand



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



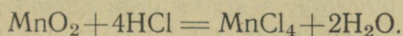
Joon. 34. Aparatuur kloori voolu saamiseks.

Laboratooriumis saadakse kloori vooluaparatuuri ehk -seadise abil (joon. 34).

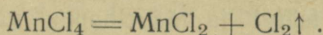
Katse 2. Kloori voolu saamine. Kolbi on puistatud umbes 30 g mangaankahelishapendi ehk pruunkivi pulbrit. Pruunkivi on must mineraal, koostisvalemiga MnO_2 . (Mangaan Mn lihtainena on raske metall.) Ülalt lisame leetri abil osade kaupa soolhapet (2 ruumala kontsentreeritud soolhapet segatud ühe ruumala veega). Eralduv kloorigaas tõrjub kolbist ja terveist seadisest õhu välja ning hakkab kogunema selleks valmis pandud uuriklaasiga kaetud purgi põhja, sest ta on raskem kui õhk. Kloori kogunemist purgis näeme tema värvi tõttu, eriti kui paneme lehe valget paberit purgi taha. Kloorigaas kisub endaga kaasa soolhappe auru- sid. Et vabastada kloorigaasi neist aurudest, lülitatakse

aparatuuri veega täidetud gaasipesupudel, nagu näeme joonisel 34. Kloor lahustub vees vaid vähesel määral, soolhappeaurud hästi. Kloor vabaneb sel teel ebasoovitavast lisandist.

Kolvis tekivad järgmised reaktsioonid:



MnCl_4 kui mittepüsiv ühend laguneb:



Kokkuvõttes: $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \uparrow$.

Näeme, et peale kloori tekivad selles reaktsioonis kõrvalproduktidena vesi ning mangaanokloriid. Tuletame meelde, et valem MnO_2 tähendab, et mangaanhapendi molekul koosneb ühest mangaani aatomist 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 kaht 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 $3,5 \times 2 = 71$ 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.

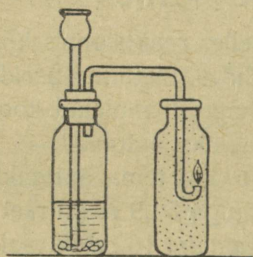
Laboratoorses praktikas arvutatakse relatiivsete ühikute asemel grammidega.

Kui võtame nii mitu grammi ainet, kui palju tema aatomkaal sisaldab relatiivseid ühikuid, siis ütleme, et võtsime ühe grammi 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 gramm-molekul kloori jne. Teades reaktsiooni algainete hulka, võime praegu seletatud alustel arvutada tekkivate produktide hulka.

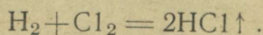
Katse 3. *Kloori ühinemine vesinikuga.* Täidame mitu purki klooriga. Katame need purgid klaasplaatidega ja teeme mõned katsed, et tundma õppida kloori keemilisi omadusi.

Tekitame tsingi ja väävelhappe vastastikusel toimel vesiniku voolu (joon. 35). Paneme kummivooliku abil klaas-



Joon. 35. Vesinik põleb klooris.

toru aparatuuri külge ja süütame väljuva vesiniku põlema. Nüüd viime selle leegi ühte klooripurki. Vesinik põleb klooris edasi roheka leegiga, ühinedes temaga kloorvesinikuks. Reaktsiooni võrrand on järgmine:



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

Vaatleme seda reaktsiooni aatomi struktuuri seisukohalt.

Vesiniku aatom annab ühe elektroni ära, ta hapendub. Kloori aatom võtab ühe elektroni juurde, ta taandub (joon. 17).

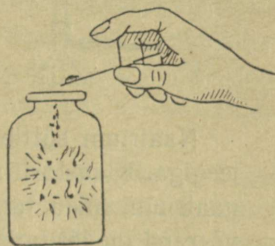
Ühinemine klooriga on samuti hapendumine nagu ühinemine hapnikugagi.

Vesiniku ja kloori ühinemine on red-oks-protsess, kus vesinik hapendub ja kloor taandub.

Segades kloori ja vesinikku võrdsetes hulkades ja süüdates segu, tekitame gaaside ühinemise plahvatusena. Seepärast kloori ja vesiniku segu kannab kloorpaukgaasi nime. Ka eredal päikesevalgusel toimub ühinemine plahvatusega, pimedas toas aga väga aeglaselt.

Kloor seob vesinikku ahnelt ka siis, kui vesinik on ühenduses teiste ainetega.

Katse 4. Immutame filterpaberi riba tärpentiniga $C_{10}H_{16}$. Paigutame ta tangide abil purki kloorgaasiga.



Joon. 36. Rauapulbri põlemine klooris.

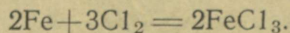
Varsti süttib paber ja põleb suitsva leegiga. Reaktsioon on järgmine:



Eralduv süsinik tekitab suitsu.

Katse 5. Raputame raudlusikal eelsoojendatud rauapulbrit klooriga täidetud purki (joon. 36). Rauapulber hakkab põlema. Kui põlemine lõppenud, leiame purgi seintel pruunika kihi; tekkinud ühend on rauakloriid.

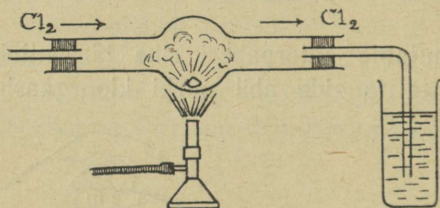
Reaktsiooni võrrand on:



Joonis 38 kujutab rauakloriidi molekuli, milles raud esineb kolmevalentse positiivse ioonina. Ta annab kolm elektroni kolmele kloori aatomile, igähele ühe. Kloor aga esineb ühevalentse negatiivse ioonina, nagu tavaliselt kloori ühendes metallidega.

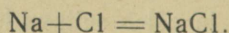
Kloor ühineb otseselt peaaegu kõigi metallidega.

Katse 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 37.

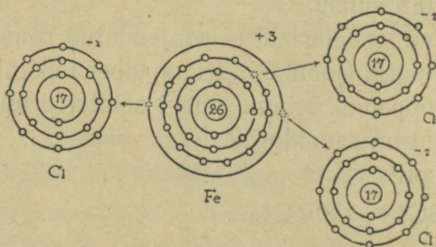


Joon. 37. Naatriumi põlemine kloori voolus.

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



Aatomi struktuuri seisukohalt kujutame seda reaktsiooni, nagu näitab joonis 15.

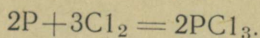


Joon. 38. Rauakloriidi molekuli tekkimise skeem.

Tekib naatriumkloriidi molekuli, kus naatrium esineb positiivse ioonina ning kloor negatiivse ioonina.

Katse 7. Kloori toime fosforile. Võtame raudlusikale natuke punast fosforit ja raputame selle klooriga

täidetud purki. Fosfor süttib otsekohe, ühinedes klooriga; tekib fosfortrikloriid võrrandi järgi:



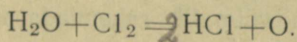
Ainete põlemisel klooris muutub kloori värv purgis järjest nõrgemaks kloori sidumise ja seega vaba kloori hulga vähendamise tõttu.

Kloor ühineb peaaegu kõigi metalloididega.

Ainete ühinemisel klooriga meie katsetes eraldus valgust ja soojust; seepärast on loomulik rääkida nende ainete põlemisest klooris. Sel puhul tekkinud ühendid kannavad klooriidi nime.

Üldiselt räägitakse keemias põlemisest, kui mõnes reaktsioonis eraldub valgust ja soojust.

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



Eraldub hapnik esineb siin aatomitena O, mis ühinevad hiljem hapniku molekuliks O₂. Üksikud vabad hapniku aatomid on aktiivsemad kui hapniku molekulid; hapniku aatomid avaldavad hapendavat toimet ka olukorras, kus hapnikugaasi molekulid ei reageeri. Värviline riie näiteks ei kaota oma värvi õhuhapniku toimel ega ka pesemisel vees, sest õhus on hapniku aatomid seotud omavahel gaasimolekulideks ning vees vesiniku aatomitega veemolekulideks. Kui aga kastame värvilise riidetüki kloorvette, kaotab see oma värvi, sest kloorvees leidub alati vabu hapniku aatomeid.

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

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

4. Kloor sõjagaasina. Kloori rakendati tema mürgisuse tõttu esimese sõjagaasina sakslaste poolt juba esimeses imperialistlikus Maailmasõjas 1915. aastal. Niiskes õhus kloor tekitab hapnikku „*in statu nascendi*“, mis mõjub lagundavalt limanahkadele. Käesoleval ajal ei tarvitata enam kloori sõjagaasina, 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 cm³ aktiivset sütt 500 cm³ kloori. See tugev gaasineelamisvõime tuleb sellest, et söe peenterakeste kogupindala on tohutu suur.

Peale söepulbri on ka mitmel teisel ainel adsorbeeriv mõju, näiteks savimuld, ränituff, vanaadiumpentoksüüd 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 lk. 67 annab ülevaate kloori-sisaldavaist sõja-mürkainetest, nende agregaatolekust, lähteaineist nende valmistamiseks ja kaitsevahendeist nende vastu.

5. 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 vee-

Kloori-sisaldavad sõja-mürkained (lühend OB*).

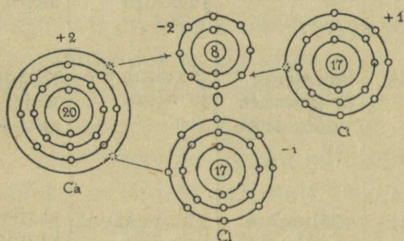
Nimetus	Koostis	Agre- gaatolek	Mürkaine toime laad	Valmista- miseks vajalikud lähteained	Kaitse- vahendid
Kloor	Cl_2	gaas	lämmatav	keedusool	hüposulfiit $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, ak- tiivsüsi
Difosgeen	ClCOOCCl_3	vedelik	lämmatav	keedusool	aktiivsüsi
Fosgeen	COCl_2	gaas	lämmatav	vingugaas ja kloor	urotropiin, aktiivsüsi
Kloorpikriin ehk klop	CCl_3NO_2	vedelik	lämmatav ja pisarate voolu teki- tav	pikriinhape ja kloor	Na-bisulfiit NaHSO_3 , aktiivsüsi
Ipriit	$\text{S}(\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl})_2$	vedelik	sööbeaine ja nahamürk	kloorväävel ja piiritus	aktiivsüsi, kummirõi- vastus, kloorlubi
Luisiit	$\text{CHCl} =$ $= \text{CHAsCl}_2$	vedelik	sööbeaine ja nahamürk	arseentri- kloriid ja atsetüleen	aktiivsüsi, kloorlubi, kummirõi- vastus
Difenüül- kloor pik- riin ehk klark I	$(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{AsCl}$	tahke	aevastamist esilekutsuv	arsen	viltkurn

*) Lühend „OB“ tähendab vene keeles „отравляющие вещества“
ehk mürgistavad ained.

värgi torustikku, 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.

6. Kloori ühendid hapnikuga.

Kloor ei ühine otseselt hapnikuga; kaudsel teel on aga võimalik saada kloori ühendeid hapnikuga. Neis ühendis kloori aatomid annavad elektrone ära. See tähendab, nad esinevad positiivsete ioonidena ja positiivse valentsiga.

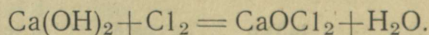


Joon. 39. Kloorlubja molekuli tekkimine.

Teoreetiliselt kloor võib 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.

7. Kloorlubi.

Juhime kloorijoa lubjavekke. Tekib reaktsioon:

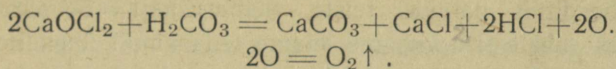


Ühend CaOCl_2 on kloorlubi.

Kloorlubja struktuurvalem on $\text{Cl}-\text{Ca}-\text{O}-\text{Cl}$.

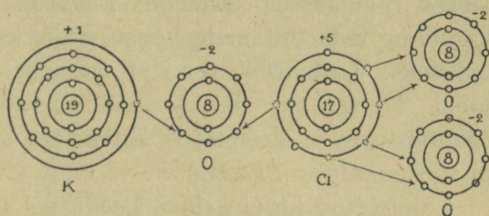
Joonis 39 näitab kloorlubja molekuli tekkimist. Üks kloor-aatom on siin ühenduses kaltsiumiga, saab sellelt elektroni ja omab üht negatiivset laengut; teine kloor-aatom, mis on ühenduses hapnikuga, annab ühe elektroni ära ja on ühe positiivse laenguga.

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



Reaktsiooni esimeses osas tekkiv hapnik „*in statu nascendi*” on atomaarne hapnik ja seega väga aktiivne. Seepärast mõjub

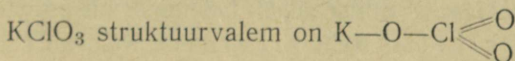
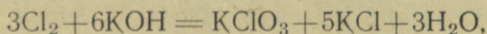
Joon. 40. Berthollet' soola molekuli tekkimise skeem.



kloorlubi hapendavalt ja on kasutatav pleegitava ning desinfitseeriva ainena. Samal põhjusel on ta tõhus vahend paljude sõja-mürkainete vastu.

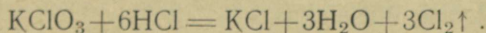
Berthollet' sool.

Juhime kloorijoa kuuma kaaliumhüdrosüüdi lahusesse. Tekib reaktsioon:

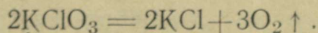


Ühend KClO_3 kannab Berthollet' soola nimetust; keemiliselt on ta kloorhapükaalium ehk kaaliumkloraat. Selle soola tekkimist aatomi ehituse seisukohalt seletab joonis 40.

Nagu juba teame, annab Berthollet' sool soolhappe toimel kloori:



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



8. Kloori esinemine looduses.

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

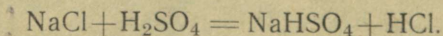
Keedusool on kristalne värvitu läbipaistev aine. Ta kristalliseerub regulaarses süsteemis kuubikestena. Igapäevases elus kasutame teda toitainete konservimiseks ning toitude maitsetamiseks. Keskmiselt tarvitab inimene aastas 7—8 kg keedusoola. Ta on hea liha ja kala konservimise vahend. Keemia põhitööstuses 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 soolaallikates. Paljud soolajärved auravad suvel nii tugevasti, et veepinna langemisel neid ümbritseb valgete soolaväljade vöö, kust soola kogumine ei tee raskusi.

Kohati esineb keedusool mineraalina ulatuslikes paksudes lademeis. See on kivi sool. Kahtlemata on need kivisoolalademed tekkinud soola sadestumisel merede ja järvede vee auramisel. Kivisoola lademete läheduses leidub tihti teiste kloori-sisaldavate mineraalide lademeid; niisugusteks mineraalideks on silviin KCl, silviniit KCl.NaCl ja karnalliit KCl.MgCl₂.6H₂O. Karnalliidi ja silviniidi hügellademeid leidub Põhja-Uuralis (Solikamski juures) ja Donbassis (Artemovski linna juures). Ka Lääne-Ukrainas on suured kivisoola lademed. Märkimist väärivad suured kivisoola ja silviini lademed Saksamaal Stassfurti linna juures ja ammandamatud kivisoola lademed Poolas Wieliczkas.

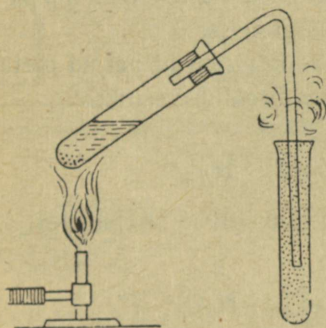
9. Kloorvesinik ja soolhape.

Hulgaviisi saadakse kloorvesinikku, toimides väävelhappega keedusoolale:

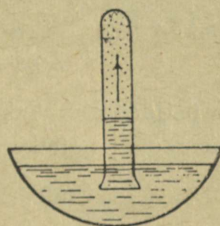


Kloorvesinik on värvitu, sööbiva terava lõhnaga gaas. Ta on 1,5 korda raskem õhust ja lahustub kergesti vees. Joonis 41 näitab kloorvesiniku saamist.

Katse 1. Paigutame katseklaasi keedusoola ning valame sellele kontsentreeritud väävelhapet. Teise katse-



Joon. 41. Kloorvesiniku saamine laboratoorsel teel.



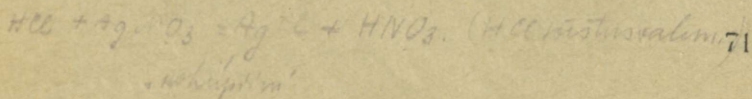
Joon. 42. Kloorvesiniku lahustuvus vees.

klaasi kogume tekkiva kloorvesiniku. Õhust raskem HCl koguneb nõu põhja.

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

Katse 2. Joonis 42 kujutab katset, mis näitab kloorvesiniku suurt lahustuvust vees. Suleme sõrmega HCl-ga täidetud katseklaasi, pöörame ta põhjaga ülespoole ja pisitame 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 see otsekohe punaseks. Lahustudes vees, kloorvesinik annab soolhappe lahuse.

Soolhappe saamine tööstuses põhjenebki sellel reaktsioonil keedusoola ja väävelhappe vahel. Soolhape on hädavajalik aine

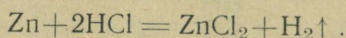


paljudes tööstuse liikides. Joonis 43 näitab piltlikult tööstuse liikide sõltuvust soolhappe tootmisest.

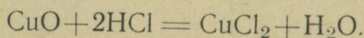
Vees lahustub maksimaalselt 37% kloorvesinikku, selle lahuse erikaal on 1,19. Ta suitseb õhu käes, sest temast eraldub gaasilist kloorvesinikku. 37%-list kloorvesiniku lahust vees nimetatakse kontsentreeritud soolhappeks. Nõrgemad soolhappe lahused õhus ei suitse.

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

N ä i d e:



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

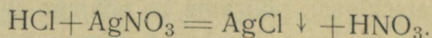


Soolhappe sooli nimetatakse kloriidideks.

Enamik kloriide lahustub vees hästi. Halvasti lahustub hõbedakloriid ehk soolhapu hõbe AgCl , elavhõbedakloriid ehk merkurokloriid Hg_2Cl_2 , seatinakloriid PbCl_2 ja vasemonokloriid CuCl .

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

K a t s e 3. Lisame soolhappe lahusele katseklaasis mõni tilk põrgukivi lahust; tekib kohupiimasarnane valge sade:

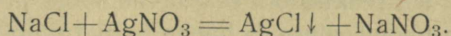


Seistes valguse käes, muutub sade sinakaslillaks: ta laguneb valguse toimel, eraldades metalset hõbedat.

Hõbedakloriidi sade ei lahustu salpeeterhappes, mis tekib selle reaktsiooni juures kõrvalproduktina. Seepärast läheb reaktsioon siin lõpuni, sest hõbedakloriid langeb sademena välja.

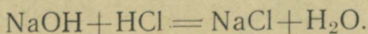
Ka kloriidid annavad põrgukivi lahusega hõbedakloriidi sademe.

Näiteks:

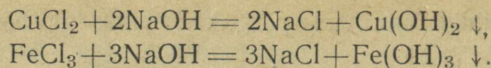


Joon. 43. Tööstuseliikide sõltuvus soolhapest.

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



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

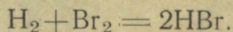


Käsitletud neli reaktsiooni selgitavad soola ja happe toimet, soola ja soola toimet, aluse ja happe toimet ning soola ja aluse toimet. Kõigis neis reaktsioonides metallide aatomid vahetasid molekulides koha kas omavahel või vesinikuga. Happejäädid jäid aga muutmatuiks. Tuletame meelde, et niisuguseid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

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

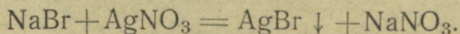
K a t s e 1. Loksutame broomvett bensooliga. Bensool ja vesi ei segune. Kerge bensool koguneb üles broomist värvitud pruuni kihina. Alumine veekiht jääb peaaegu värvituks. See näitab, et broomi lahustuvus bensoolis on suurem kui vees.

Temperatuuril 300° broom ühineb vesinikuga otseselt broomvesinikuks:

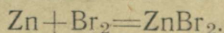


Hästi lahustudes vees broomvesinik annab tugevatoimelise broomvesinikhappe.

Selle happe sooli nimetame bromiidideks. Hõbeda-bromiid on kollast värvi ja lahustub halvasti vees. Ta tekib reaktsioonil:



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



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

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



Broomi kasutatakse tööstuses mõningate orgaaniliste värvide valmistamiseks. Naatriumbromiid NaBr ning kaaliumbromiid KBr on närvivalu vaigistavad vahendid.

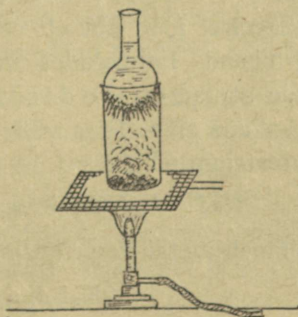
Hõbedabromiidi AgBr tarvitatakse fotoplaatide ja filmide valmistamisel; ta laguneb valguse toimel, eraldades metalset hõbedat. Reaktsioone, mis tekivad valguse toimel, nimetatakse **fotokeemilisteks reaktsioonideks**.

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

11. Jood (ladinakeelne nimetus *Jodum*), keemiline märk J, aatomnumber 53, aatomkaal 126,9. Sõna „**j o e i d e s**“ 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.

Katse 1. Soojendame põletil joodikristallikesi katseklaasis. Katseklaas täitub lilla joodiauruga, mis kergesti jälle tiheneb tahkeks joodiks katseklaasi külmadel seintel. Kuumutamisel tahke jood ei veeldu, vaid muutub kohe

Joodi sublimeerumine.



auruks; jahutamisel koondub aur uuesti otseselt tahkeks joodiks.

Tahke aine otsest üleminekut gaasilisse olekusse nimetatakse sublimatsiooniks. Joonis 75. leheküljel näitab joodi sublimeerumist.

Joodi omadust sublimeeruda kasutatakse tema puhastamiseks.

Katse 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.

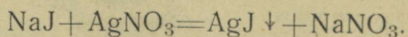
Katse 3. Kallame katseklaasi natuke tärkliisekliistri lahust ja lisame sellele mõne tilga joodilahust. Tärkliis muutub siniseks. Katseklaasi soojendamisel värvus kaob, kuid jahtumisel ilmub uuesti. Lõikame kartuli pooleks ja tilgutame lõikepinnale joodi lahust. Tekib sinine värvus.

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

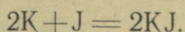
Ainet, mis võimaldab teise aine äratundmist, nimetatakse reaktiiviks sellele ainele.

Nii on jood reaktiiv tärkliisele ja tärkliis reaktiiv joodile.

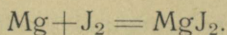
Soojendamisel jood ühineb vesinikuga, kuid joodvesinik on vähepüsiv ühend. Lahustudes vees joodvesinik annab tugeva happe. Selle soolad on joodiidid. Hõbedajodiid on halvasti lahustuv kollane aine. Teda võib saada näiteks mõjutades põrgukiviga naatriumjodiidi:



Jood ühineb metallidega kergesti ja otseselt. Näiteks:



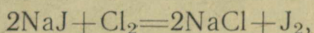
Tekkiv ühend on kaaliumjodiid. Samuti saame otsesel ühinemisel



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:



Enamik joodi saadakse naatriumjoodaadist, mille valemiks on NaJO_3 ja struktuurvalem $\text{Na}-\text{O}-\text{J} \begin{matrix} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$

N a a t r i u m j o o d a a t on sama ehitusega nagu Berthollet' sool, ainult selle vahega, et siin kloori asemel seisab jood. Naatriumjoodaati leidub tšiili salpeetri lademeis. Enamik joodi saadaksegi tšiili salpeetri töötlemise kõrvalproduktina. Teatav hulk joodi toodetakse mõnede meres kasvavate vetikate tuhost (näit. *Fucus*). Joodi kasutatakse arstimite- ja värvitööstuses.

10% -list joodi lahust alkoholis tarvitatakse desinfitseerimiseks j o o d t i n k t u u r i nime all.

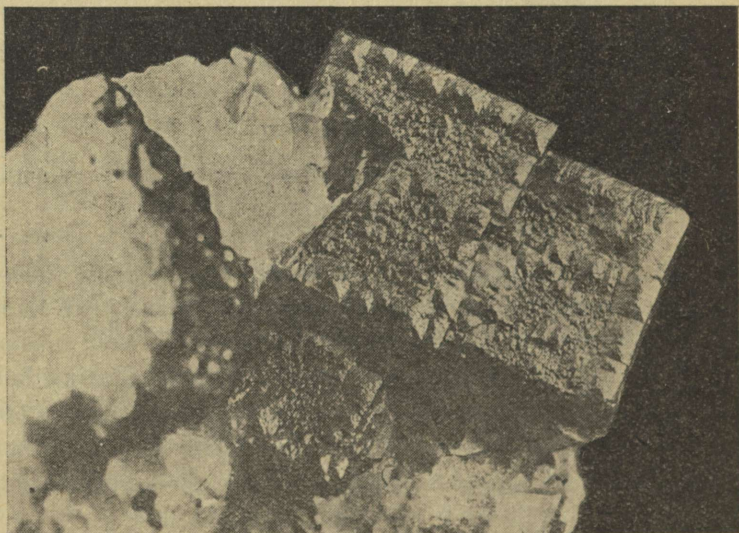
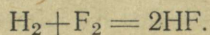
Inimese organeist sisaldab joodi kilpnääre. Et kilpnääre areneks normaalselt, vajab organism vähesel hulgal joodi; seda ta saab ühes keedusoolaga, mis sisaldab pishulki jodiide.

12. Fluor (ladinakeelne nimetus *Fluorum*; „fluor“ tähendab kreeka keeles sööbiv), keemiline märk F, aatomnumber 9, aatomkaal 19,0. Fluor on hariliku temperatuuri juures kollakas, terava lõhnaga gaas. Fluor on aktiivseim mittemetall. Fluor 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 see ühines otsekohe temaga kokkupuutuvate ainetega.

Vaba fluori saadakse praegu elektrolüütiliselt; teda hoitakse alal parafineeritud anumates.

Fluori ja vesiniku ühinemisel tekib fluorvesinik:



Joon. 44. Sulapao kristallid.

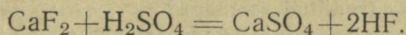
Fluorvesinik lahustub halvasti vees, tekkiv lahus on nõrk hape.

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

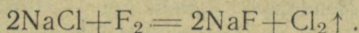
Ta sooli nimetatakse fluoriidideks.

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

Kaltsiumfluoriid CaF_2 lahustub halvasti vees. Ta esineb looduses mineraal fluoriidina ehk sulapaoona. Sulapao kristallid on harilikult kuubilised (joon. 44); lisandite tõttu on neil kollane, roheline, sinine või lilla värvus. Sulapaost võib saada väävelhappe toimel fluorvesinikku:



Fluor tõrjub ühendeist välja kõik teised halogeenid; näiteks olgu reaktsioon:



Kloor, broom, jood ja fluor reageerivad mitmeti väga sarnaselt üksteisega. Neid ühendatakse loomulikuks keemiliste elementide rühmaks — halogeenide rühmaks.

Kordamisküsimused.

1. Kuidas muutub halogeenide rühmas auru värvus fluorist joodini?
2. Mis tekib halogeenide ühinemisel 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 hõbedajodiidil AgJ ? hõbedabromiidil AgBr ?
8. Missugune on AgBr ja AgI lahustuvus vees?
9. Missugune on CaF_2 lahustuvus 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 värvita KJ kristallid sisaldavad joodi?
15. Missugustes lahustajates 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 Berthollet' soola keemiline koostis valemina ja struktuurvalemina.
23. Kuidas saame Berthollet' soola?
24. Missuguste ainete laboratoorseks saamiseks tarvitame Berthollet' 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?

HAPNIKU RÜHM.

1. Hapnik (ladinakeelne nimetus *Oxygenium*). Hapniku keemiline märk on O; ta aatominumber on 8, aatomkaal 16.

Hapnik seisab Mendelejevi tabeli VI veerus. Aatomi välisorbiidis on tal 6 elektroni ja ta esineb ühendeis alati negatiivselt kahevalentsena, võttes ühinemisel teiste elementidega kaks elektroni juurde ($6 + 2 = 8$).

2. Leidumine looduses.

Hapnik on levinenuim element looduses. Maakooses, vesikonnas ja õhkkonnas kokku leidub hapnikku 49%. Ruumiliselt võtab hapnik õhus enda alla 21%; kaaluliselt on vees 89% hapnikku.

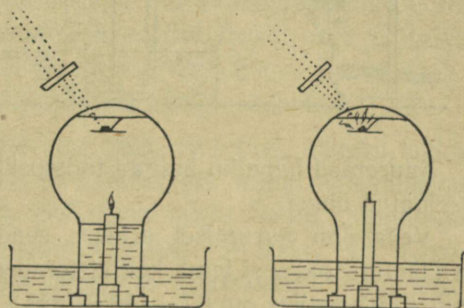
3. Hapniku avastamine.

Juba 1674. a. kirjeldas inglane *J. Mayow* (loe: maiou) järgmise katse:

Katse. Kummuli pööratud klaasnõu paigutati madalasse klaaskaussi veega, üle kausi põhjal seisva küünla. Klaasnõus rippus metallvõrk, sellel aga natuke väävlit. Veepind mõlemas nõus viidi samale kõrgusele, lastes klaas anumast liigse õhu painutatud klaastoru abil välja. Koondades läätse abil päikesekiiri, süüdati väävel põlema. Väävli põledes tõusis vesi anumast 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 õigesti, et küünla põlemisel tarvitati ära see õhu osa, mis on vajalik põlemiseks (joon. 45).

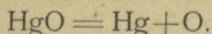
1771. a. avaldas rootsi teadlane *Scheele* teose „Õhust ja tulest“. Scheele oli juba teadlik, et õhk koosneb kahest gaasist, millest üks on vajalik hingamiseks ja põlemiseks. Scheele avastas ka, et sulatatud salpeetrist NaNO_3 kuumutamisel eraldub



Joon. 45. *Mayow'* katse.

seesama õhus leiduv ja põlemiseks vajalik gaas. Scheele teadis juba ka, et vesinik põleb õhus.

1774. a. inglane *Priestley* (loe: pristli) sai hapnikku, kuumutades punast elavhõbedaoksüüdi HgO , mille juures eraldub puhas elavhõbe:



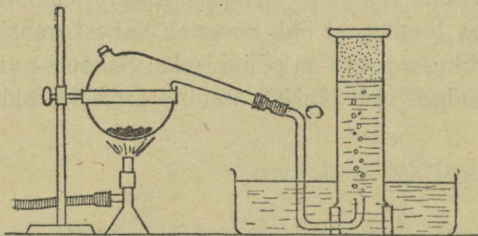
Lõplikult selgitas hapniku osa põlemisprotsessides suur prantsuse teadlane *Lavoisier* (loe: lavuasjee; 1743—1794).

4. Hapniku saamine.

Laboratoorsel teel saab hapnikku *Berthollet'* soola KClO_3 lagundamisel soojuse mõjul. Katse korraldamisel oldagu ettevaatlik, sest *Berthollet'* sool, eriti kui ta on segatud mõne orgaa-

nilise ainega, plahvatab kergesti. Joonis 46 näitab seadeldist hapniku saamiseks laboratooriumis. Hapnikuga täitunud klaasilinder kaetakse klaasplaadiga ja jäetakse seisma normaalasendis.

Teine tee hapniku saamiseks on vee lagundamine elektri-
voolu toimel vesinikuks ja hapnikuks.



Joon. 46. Hapniku saamine Berthollet' soola kuumutamisel.

Suuremad hapniku hulgad tööstuslikuks otstarbeks saadakse veeldatud õhust.

Vedelõhu aurumisel erilises seadeldises aurab esimesena ära lämmastik, sest tema keemistemperatuur (-193°) on madalam kui hapniku oma (-183°). Jäeb järele vedel hapnik. See hapnik lastakse müügile terrasilindrites, kus ta on 100-atmosfäärilise rõhu all, kuid juba gaasilises olekus, kuna harilikkudel temperatuuridel hapnik ei püsi vedelana, olgu rõhk kui tahes suur.

5. Hapniku füüsilised omadused.

Hapnik on harilikkudel temperatuuridel värvitu, lõhnatu gaas. Gaasilises olekus on ta raskem kui õhk, vedelas olekus raskem kui vesi: 1 liiter hapnikku kaalub 1,43 g. Üks liiter vett 20° juures lahustab 0,03 liitrit hapnikku. Vedel hapnik on värvuselt helesinine; ta keeb -183° temperatuuril ja tardub siniseks massiks -219° juures.

6. Hapniku keemilised omadused.

Puhas hapnik ühineb intensiivselt peaaegu kõigi elementidega.

Katse 1. Võtame pintseti vahele tükikese valget fosforit ja paigutame selle silindrisse hapnikuga. Puudutame fosforit kitsa katseklaasiga, mis on täidetud kuumaga. Fosfor, mille süütemperatuur on kõigest 50° , süttib ja põleb edasi pimestava leegiga; seejuures silinder täitub fosforhapendi P_2O_5 valge suitsuga.

Katse 2. Kinnitame vana taskukella spiraalikesse või klaaspulga ümber spiraaliks keeratud traadi otsa hõõguva söe ning viime spiraali silindrisse hapnikuga. Spiraal hakkab intensiivselt põlema, pildudes ringi sädeleid.

Hapnik on eriti aktiivne oma tekkimishetkel, näiteks tekkides mõne aine lagunemisel. Ta eraldub siis mitte molekulidena (O_2), vaid aatomitena (O). Sel puhul teiste ainete aatomitega ühinemiseks pole vaja molekuli O_2 enne lõhkuda, mis nõuab tunduvat energiakulu ja mis vähendab reaktsiooni intensiivsust.

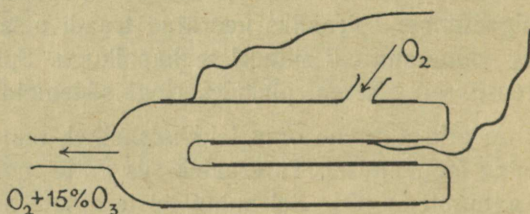
7. Hapniku kasutamine tööstuses.

Hapnikku kasutatakse tööstuses atsetüleeni- ja pauksaasi põletites metallide autogeenseks keevitamiseks ja metallplaatide leegiga lõikamiseks. Lastes vesinikku või atsetüleeni põleda hapnikujoas, on võimalik saavutada temperatuuri kuni 3000° . Nende põletite leekides töödeldakse esemeid platinast (sulamistäpp 1751°) ja mäekristallist (sulamistäpp 1710°) ning valmistatakse kvartsist laboratooriumi-nõud. Viimasel ajal kasutatakse hapnikku laialdaselt metallurgias.

8. Ozoon.

Ozoon tähendab kreeka keeles „lõhnav“. Juba vanad kreeklased panid tähele erilist lõhna, mis tekib õhus äikese ajal. Kuid

alles 1839. a. *Schönbein* tegi kindlaks, et elektrisädeme toimel osa hapnikku, mida säde läbib, muutub ozooniks. Ozooni valmistatakse suurel määral nn. Siemensi ozonaatoris (joon. 47). See on klaastoru, mille välispind on kaetud stannioliga (ingliskina-lehega) ja milles asub teine klaastoru ühe kinnise otsaga; sellel torul on seesmine pind stannioliga kaetud. Välistorusse juhatakse pidev hapniku vool, kumbki stanniolipind aga ühendatakse tugevajõulise induktoriga. Voolu juhtimisel induktorisse tekib hapnikus elektripinge, mille mõjul osa hapnikku muutub ozooniks. Torust väljavoolav hapnik sisaldab umbes



Joon. 47. Siemensi ozonaatori skeem.

15% ozooni. Ozooni molekulaaruna leiti 48, mis näitab, et selles molekulis on 3 hapniku aatomit ($16 \times 3 = 48$). Seega tuleb ozooni molekuli kirjutada O_3 .

Katse 1. Hoides puhast läikivat hõbeplaadikest ozooni sisaldavas ozonaatorist tulevas gaasijoas, näeme, et hõbeda pind kattub musta kihiga, mis osutub hõbeda-oksüüdiks Ag_2O_2 .

Hõbe hapendub ozoonis, puhtas hapnikus aga mitte.

Katse 2. Juhime ozooni ja hapniku segu sinisesse indigo lahusesse ja siis lillasse lakmuse lahusesse. Mõlemad lahused muutuvad värvituks. Mõlemad värvained hapenduvad ozooni, mitte aga hapniku toimel.

Ozoon lagundab mitmeid orgaanilisi aineid, näiteks kummit, ja surmab mikroorganisme. Seepärast teda kasutatakse joogi-

vee puhastamiseks mikroobidest. Ta on ka hea vahend õhu puhastamiseks. Õhu puhastamiseks rakendatakse ozooni näiteks tapamajades ja käimlates.

Väikestes kogustes ozoon soodustab hingamist, suurtes kogustes aga on ta mürgine, ka suurtele loomadele.

Ozoon tekib väikestes hulkades ka mõnede keemiliste reaktsioonide kõrvalsaadusena, näiteks valge fosfori või ka tärpentini aeglasel hapendumisel.

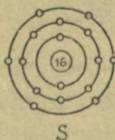
VÄÄVEL.

Väävli (ladinakeelne nimetus *Sulfurum*) keemiline märk on S; ta aatominumber on 16, aatomkaal 32.

1. Väävli asend Mendelejevi tabelis.

Väävli järjestusnumber Mendelejevi tabelis on 16, aatomkaal ligi 32. Sellega ta aatomi tuum koosneb 16 protonist ja $32 - 16$ ehk 16 neutronist. Tuuma ümber tiirleb 16 elektroni, vastavalt 16-le protonile tuumas. Väävel on paigutatud Mendelejevi tabeli VI veergu. Tema aatomi välis-

Joon. 48. Väävli aatomi mudel.



orbiidis on kuus elektroni (joon. 48). Väävli aatom võib kaks elektroni juurde võtta, järelikult ta esineb ühendeis elementidega, mille aatomi välisorbiidis on vähem elektrone, näiteks vesinikuga ja metallidega, negatiivselt kahevalentsena. Hapnikuühendeis aga annab ta elektrone ära, maksimaalselt 6. Harilikult esineb väävel ühendeis hapnikuga positiivselt nelja- ja kuuevalentsena, tähendab ta annab kas neli või kuus elektroni ära.

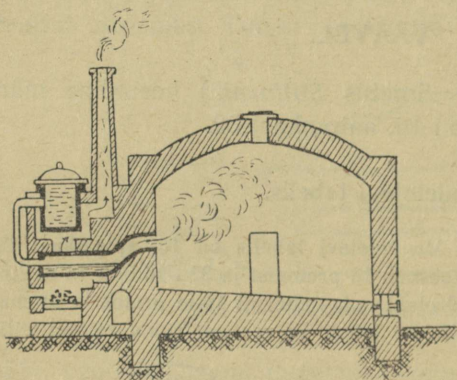
2. Leidumine looduses. Saamine.

Väävel on tähtsamaid metalloide. Teda leidub looduses nii ehedana kui ka ühendites. Looduslik väävel on vulkaanilise

päritoluga mineraal ja esineb lademeis vulkaanilistel maa-aladel. NSV Liidus leidub väävli lademeid Turkmeenias NSV-s ja Krimmis.

Suurimad Euroopa väävli lademed 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; seejuures umbes kolmandik väävlikogusest läheb põletamisel kaotsi.



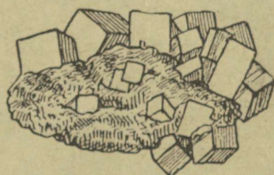
Joon. 49. Väävli rafineerimisahi.

Nii algelisel teel saadud väävel vajab puhastamist. Väävli puhastatakse destilleerimise teel. Destilleerimine on aine auruks muutumine kuumutamisel ja tekkinud aurude jahtumine ning tihenemine vedelikuks (kondenseerumine). Destilleerimist nimetatakse sageli ka rafineerimiseks. Joonis 49 näitab väävli rafineerimisahju. Katlas väävel sulab 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 suurde kivikambrisse, kus nad kambri külmadel seintel tihenevad kollaseks pulbriks. Seda kollast väävli pulbrit nimetatakse — väävliõieks. Kui kambri temperatuur on küllalt kõrge, siis väävliaurud kondenseeruvad

vedelikuks, mis valatakse vormidesse, kus ta hangub väävli-kangideks.

XIX sajandi teisel poolel avastati USA-s Louisiana ja Tehhase osariigis võimsad väävli lademed. Seal rakendatakse väävli sulatamiseks ülekuumutatud veeauru, juhtides seda torusid kaudu otse väävlikihtidesse. Kuuma õhu abil surutakse sulatatud väävel maapinnale, kus ta hangub hügelplokkideks. 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 mine-



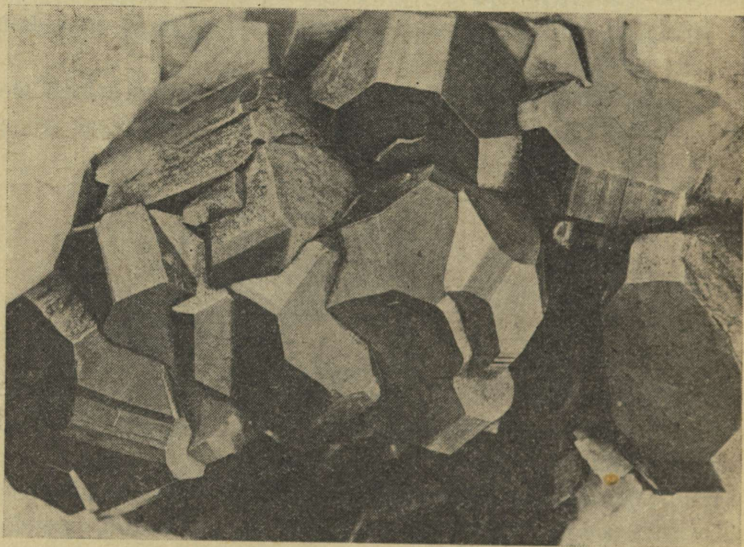
Joon. 50. Looduslik püriit.

raale jagada kahte rühma: 1) ainult väävlit ja metalset elementi sisaldavad mineraalid ja 2) väävlit, metalset elementi ning hapnikku sisaldavad mineraalid.

Esimesse rühma kuuluvad mineraalid on mäetööstuses suure tähtsusega. Nad on harilikult läbipaistmatud, metalse läikega, hästi suure erikaaluga. Tüübilisemad neist on: tume-roosa prisma- või nōelataoliste kristallidega realgar AsS_3 ; tavaliselt kollane, metallidest tugevama läikega sfaleriit ZnS ; püriit ehk kuubiliste või rombiliste, metalse läikega kollaste kristallidega rauarähk FeS_2 (joon. 50); väga väärtuslik hōbedat sisaldav galeniit ehk seatina läige PbS (joon. 51). PbS värske murdepind on tugeva metalse läikega, mis aga õhu käes pidevalt tuhneb. Paljud neist mineraalidest on lähteaineks metallide tootmisel.

Teise rühma kuuluvad näiteks mineraalid: valge või värvitu barüüt ehk raskepaga $BaSO_4$, mis esineb

rombilisse süsteemi kuuluvate, väga vormirikaste pärlnutri-
või klaasiläikega kristallidena; kips $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, millel on
tihti huvitavad monokliinsed värvuseta või valged kristallid;
vasevitriol $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — sinised klaasiläikega läbi-
paistvad trikliinsesse süsteemi kuuluvad kristallid; aluniit
ehk maarjakivi $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 4\text{SO}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ esineb läbipaistvate,



Joon. 51. Looduslik galeniit.

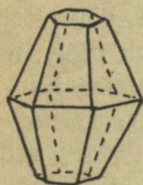
värvuseta klaasiläikega piklike kristallidena. Sellesse rühma kuuluvad mineraalid on väävelhappe soolad.

Väävlit leidub ka taime- ja loomaorganismis, nimelt valkude koostisosana. Valkude mädanemisel eraldub vastiku lõhnaga mürgine gaas — väävelvesinik H_2S .

3. Väävli omadused. Väävel on hariliku temperatuuri juures tahke kollane aine, erikaaluga 2. Ta juhib halvasti soojust ja elektrit. Villase riidega hõõrumisel muutub väävel elektri-

liseks ja tõmbab enda külge paberitükikesi. Vees väävel ei lahustu, kuid lahustub näiteks aniliinis, väävelsüsinikus ja tetrakloorsüsinikus.

Katse 1. Laseme väävli lahusel väävelsüsinikus mõni päev seista lahtises anumal. Väävelsüsinik aurab ära, aga väävel jääb anuma põhja ilusate kristallidena (joon. 52).



Joon. 52. Rombilise väävli kristall.



Joon. 53. Monokliinse väävli kristallid.



Joon 54. Plastiline väävel vee all.

Tekkinud kristallid kuuluvad rombilisse süsteemi. Seda väävli esinemiskuju nimetatakse rombiliseks väävliks.

Väävel sulab umbes 113° temperatuuril kollaseks vedelikuks.

Katse 2. Sulatame tiiglis väävli ja laseme õisel vedelikul aeglaselt jahtuda; pinnal tekib varsti nahasarnane kiht. Torkame selle klaaspulgaga läbi ja valame vedela väävli ära. Pärast jahtumist leiame tiigli seintel nõelataolisi helepruune läbipaistvaid väävlikristalle (joon. 53).

Nad kuuluvad monokliinse süsteemi ja erinevad omaduste poolest rombilistest väävlikristallidest. Nii saadud väävli teisendit nimetatakse monokliinseks väävliks. Pikemal seismisel monokliinne väävel muutub järk-järgult rombiliseks väävliks.

Katse 3. Kuumutame väävli tiiglis üle 115° ; ta muutub pruuniks ja sitkeks, nii et teda ei saa välja valada.

Kui lasta temperatuuri tõusta 300^o-ni, vedeldub see pruun mass uuesti. Valame saadud vedeliku peenikese joana külma vette. Tekib plastiline veniv pruun aine, plastiline väävel, mis ei lahustu väävelsüsinikus (joon. 54).

Plastilisest väävlist võib valada piasjade, näit. rahade jäljendeid. Aja jooksul muutub väävli plastiline modifikatsioon uuesti rombiliseks modifikatsiooniks.

Nii esineb väävel kolmes teises ehk allotroopses modifikatsioonis: rombilise, monokliinse või plastilise väävlina. Neist on rombiline väävel stabiilne ehk püsiv, teised kaks muutuvad aja jooksul rombiliseks modifikatsiooniks.

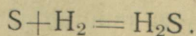
Katse 4. Paigutame pintseti abil vaskpleki riba katseklaasi, mille põhjas on väävliit, nii et vask seda ei puudutaks. Kuumutame katseklaasi alt, kuni väävel hakkab auruma. Varsti hakkab vaseriba alumisest otsast hõõguma ning hõõgumine levib kiiresti ülespoole. Vaskplekk muutub pinnalt sinakasmustaks hapraks aineks, mis ei sarnane ei väävli ega vasega.

See on vasesulfiid CuS , mis tekkis kuuma väävliauru ja vase ühinemisel.

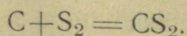
Katse 5. Segame portselankausikeses 8 g väävli-õit ja 14 g rauapulbrit. Kuumutame saadud segu ühes kohas. See koht hakkab hõõguma. Kui eemaldame põleti, kestab hõõgumine edasi, levides üle kogu segu.

Tekkinud mustjashall pulbritaoline aine on väävelraud FeS . Neist katseist näeme, et väävel võib ühineda otseselt metallidega. See võib toimuda isegi harilikkude temperatuuride juures, kui hõõrume uhmis metallipulbrit koos väävliga.

Küllalt kõrge temperatuuri juures ühineb väävel otseselt ka vesinikuga, andes väävelvesinikuga asi:



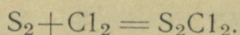
Kui juhime väävliauru üle hõõguvate süte, tekib väävelsüsinik CS_2 :



Väävelsüsinik on raske vedelik, erikaaluga 1,27, suure murdumisnäitajaga ja erilise lõhnaga; ta on hea rasvade, õlide, väävli ja kautšuki lahustaja. CS₂ on väga tuleohtlik.

Väävelsüsinikku tarvitatakse kummitööstuses lahustajana ja põllumajanduses taimekahjurite hävitajana. Kunstsiiditööstus vajab väävelsüsinikku suurel hulgal „viskoosi“ lahuse valmistamiseks.

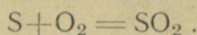
Kloor ja sulatatud väävel annavad värvitu vedeliku, mis kokkupuutumisel õhuga muutub ruugeks. See on kloorväävel S₂Cl₂; tema tekkimise reaktsiooni kirjutame järgmiselt:



Et S₂Cl₂ = 2SCl, siis on kloorväävel väävli monokloriid.

Kloorväävel lahustab umbes 64% väävlit; lahust kasutatakse kautšuki vulkaniseerimisel.

Süüdatuna õhus põleb väävel gaasiliseks vääveldioksüüdiks:



Järelikult väävel ühineb otseselt ka mõningate mittemetallidega. Kõrgemate temperatuuride juures on väävel aktiivne aine.

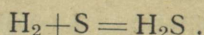
4. Väävli kasutamine.

Väävlit vajavad püssirohu-, tiku-, väävelhappe-, väävelsüsiniku-, lõhkeainetetööstus ja paljud teised tööstused, eriti aga kummitööstus kautšuki vulkaniseerimiseks. Väävliõiega hävitatakse taimekahjureid. Ka arstimate valmistamisel tarvitatakse väävlit.

5. Väävli ühendid vesiniku ja metallidega.

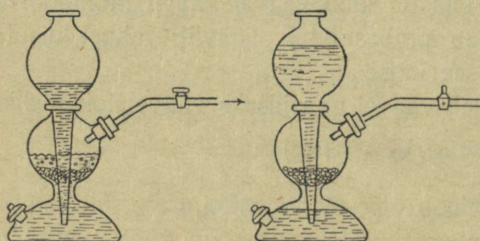
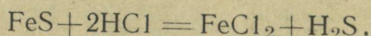
Väävelvesinikku H₂S leidub looduses vulkaanilistes gaasides ja paljudes mineraalvetes, näiteks Kaukasuses Pjatigorski mineraalveeallikates. H₂S tekib valke sisaldavate orgaaniliste ainete lagunemisel.

K a t s e. Juhime vesinikujoa üle sulatatud väävli; tekib väävelvesinik struktuurvalemiga H—S—H reaktsiooni võrrandi järgi:



Iga vesiniku aatom annab väävli aatomile ühe elektroni. Väävel saab kaks negatiivset laengut, kummalgi vesiniku aatomil tekib positiivne laeng. Vesinik annab elektrone ära, ta hapendub. Väävel võtab elektrone juurde, ta taandub.

Laboratoorselt saadakse väävelvesinikku kõige lihtsamini väävelrauaast soolhappe toimetel. Reaktsioon vastab võrrandile:



Joon. 55. Kipp'i aparaat.

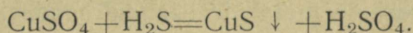
Tugevam hape, soolhape, tõrjub nõrgema happe välja. See on asendusreaktsioon. Metall- ja vesinik-aatomid vahetavad kohad.

Väävelvesinik on vastiku mädamuna-lõhnaga ja väga mürgine värvitu gaas.

Katsed temaga tuleb korraldada kiire õhuvahetusega tõmbekapis. Joonisel 55 näeme Kipp'i aparaati, mida rakendatakse H_2S voolu saamiseks. Keskmises keraskas on väävelraua tükid, üllemises keraskas — hape. Kui aparaadi kraan pisut avada, voolab soolhape aeglaselt ülalt alla ja sealt keskmisse kerasse. Tekib energiline väävelvesiniku eraldumine. Paneme kraani kinni, tekib keskmises keraskas väävelvesiniku ülirohke, mis surub happe alla ja sealt ülemisse kerasse tagasi. Aparaat töötab automaatselt.

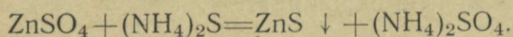
Väävelvesinik lahustub vees vähesel määral. Tekkiv lahus on nõrga happelise reaktsiooniga, seega nõrk hape. Väavli ühendeid metallidega võime vaadelda kui väävelvesinikhappe sooli.

Katse 1. Lisame väävelvesiniku vesilahusele katseklaasis vasesulfaadi lahust. Tekib must väävelvase sade. Reaktsiooni võrrand on:

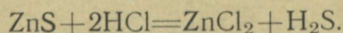


Saadud väävelvask on hapetes lahustumatu aine.

Katse 2. Lisame ammoniumsulfiidi $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ lahust tsinksulfaadi lahusele; tekib valge vääveltsingi sade. Reaktsioon kulgeb võrrandi järgi:



Filtrime sademe ning valame sellele 10% -list soolhappe lahust. Sade lahustub; seejuures on tunda H_2S lõhna:



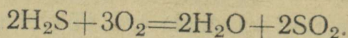
Vääveltsink lahustub hapetes. Pulbrina kasutatakse teda valge õlivärvina.

Kirjeldatud katsetes asendasid metallide aatomid vesiniku. Tekkinud väävelmetallid on seega väävelvesinikhappe soolad. Väävelvesiniku sooli nimetatakse sulfiidideks. ZnS , näiteks, nimetatakse tsinksulfiidiks.

Väävelvesinikku kasutatakse analüütilises keemias, sest 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 $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.

Väävelvesinik on kahealuseline hape, sest tema molekulis on kaks aatomit vesinikku, mida võib asendada metallide aatomitega. Võivad esineda ka happelised soolad, kus on asendatud ainult üks vesiniku aatom. Niisuguseks hapuks soolaks on näiteks NaHS .

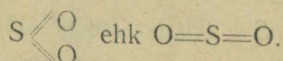
Väävelvesinik põleb sinaka leegiga; tekib veeaur ja vääveldioksiid:



Pärast tugevat kuumutamist väävelmetallid näitavad erilist omadust: olles enne valgustatud, nad helendavad pimeduses erinevais värvides. Eriti hästi näeme seda ZnS, CaS ja BaS juures. Väikesed raskete metallide lisandid soodustavad helendamist. Radioaktiivsete ainete lisamine teeb eelvalgustamise liigseks. Seetõttu kasutatakse neid väävelmetalle pimedas helendavate värvidena. Nende abil tehakse kellade ja paljude mõõteriistade numbrilauad pimeduses nähtavaks.

6. Väävli ühendid hapnikuga.

Väävel ühineb otseselt hapnikuga; põledes tekib vääveldioksiid ehk väävlishapend SO_2 . Selle ühendi struktuurivalem on



Gaasi SO_2 nimetatakse ka väävlishappe anhüdriidiks.

Kustunud vulkaanide kraatritest ja vulkaanide ümbruses tekkinud maapragudest ja avadest väljuvas gaasisegus leidub tavaliselt vääveldioksiidi. 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.

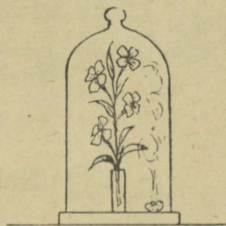
Katse. Paneme värviliste lillede kimbu klaaskupli alla ja süütame sealsamas kausikeses tükikese väävli põlema. Lilled kaotavad oma värvuse tekkinud väävlishapendi toimel (joon. 56). Väävelhappes kadunud värvus taastub.

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 ühendid eemaldada.

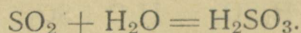
Vääveldioksüüd on hea desinfitseerija; ta hävitab parasiite, baktereid ja teisi pisikuid. Desinfitseerimiseks suletakse ruum hermeetiliselt, s. t. õhukindlalt, — kleepides kõik praod paberiga

Joon. 56. Lilled kaotavad värvuse väävlis-
hapendi toimet.

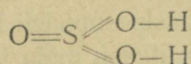


kinni, ning pannakse sinna kausike süüdatud väävliga. Tekkiv vääveldioksüüd täidab kogu ruumi ja surmab kõik seal olevad elusolendid.

Lahustudes vees, annab väävlis-
hapend väävlis-
happe lahuse, mis värvib punaseks lakmuspaberi ja omab tugevat haput maitset:

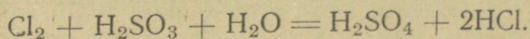


Väävlis-
happe molekuli ehitust näeme ta struktuurvalemist

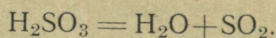


Hapete molekulides on vesiniku aatom seotud metalloidi aatomiga hapniku aatomi kaudu, nagu seda näitab ka H_2SO_3 struktuurvalem.

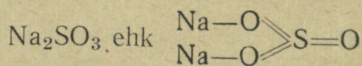
Väävlis-
happe ja ta soolade taandava omaduse tõttu kaotavad nad kloori mürgise mõju. Väävlis-
hapet nimetataksegi antiklooriks. Reaktsioon on järgmine:



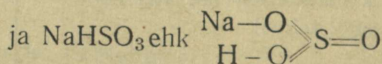
Väävlisapet tunneme ainult vesilahuses; ta laguneb lahuse kuumutamisel, nagu näitab valem:



Väävlisappe sooli nimetatakse sulfiitideks. Väävlisappe on kahealuseline hape, seepärast on võimalikud kaht liiki sulfiitsoolad: normaalsed ja happelised ehk bisulfiitsoolad; näiteks:

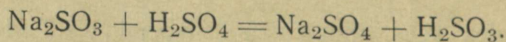


Naatriumsulfiit.

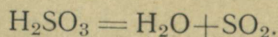


Naatribisulfiit.

Tugevamad happed tõrjuvad väävlisappe tema sooladest välja, näiteks:

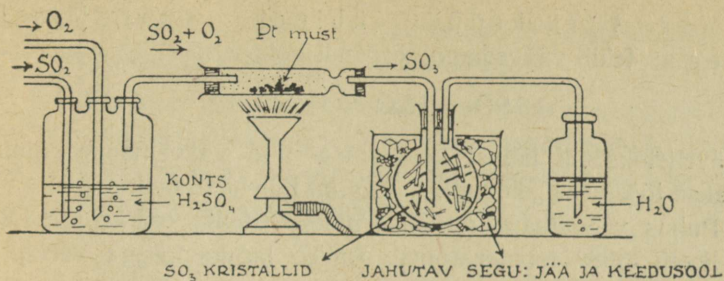


Tekkiv väävlisappe laguneb soojendamisel:



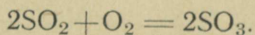
Katse. Lisame kolbi naatriumi sulfiitsoola Na_2SO_3 lahusega leetri abil väävlisapet. Eralduva SO_2 kuivatame, juhtides selle läbi gaasipesupudeli kontsentreeritud väävlisappega ja sealt katseklaasi, mida jahutame lume ja keedu-soola seguga. Varsti koguneb katseklaasi põhja värvitu vedel SO_2 . Tema keemistäpp on -10° . Võttes katseklaasi jahutavast segust välja, hakkab vedel SO_2 kohe keema.

Vääveldioksiüüdi kasutatakse tulekustutamisevahendina, näiteks korstnas tekkinud pigi põlemisel. SO_2 ei põle; ta ühineb hapnikuga väga aeglaselt, isegi kõrge temperatuuri juures. Olles ligi kaks korda raskem õhust, lämmatab ta korstnas põleva tule.



Joon. 57. Kontaktmenetluse skeem.

Teine väävl hapend on vääveltrioksüüd ehk väävelhappeanhüdriid SO_3 . Ta tekib väävlhappeanhüdriidi oksüdeerumisel:



Vääveltrioksüüdi struktuurvalem on $S \begin{matrix} \diagup O \\ \diagdown O \\ \diagdown O \end{matrix}$ ehk $O=S=O$.

Reaktsioon on harilikult väga aeglane, kuid plaatina-musta või vanaadiumpentoksüüdi juuresolekul ja 400–500° tempera-

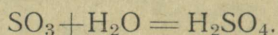


Joon. 58. Vääveltrioksüüdi kristallid.

tuuril küllalt kiire. Tööstuses rakendatakse seda menetlust „kontaktmeetodi“ nime all (joon. 57).

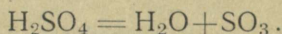
Tekkiv vääveltrioksüüd annab pikki siidkristalle. Teda hoitakse alal kinnijoodetud kolbides (joon. 58).

Vääveltrioksüüd ühineb energiliselt veega; tekib väävelhape võrrandi kohaselt:

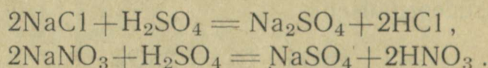


Vääveltrioksüüdi lahust kontsentreeritud väävelhappes nimetatakse tööstuses „oleumiks“. *Oleum* tähendab ladina keeles õli.

Puhas väävelhape on õlisarnane vedelik, erikaaluga 1,85. Ta keeb 338° temperatuuril osalise lagunemisega veeks ja anhüdriidiks:

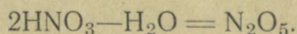


Väävelhappe abil saadakse mõningaid teisi väävelhappest kergemini lenduvaid happeid. Alljärgnevad võrrandid näitavad niisuguseid reaktsioone:



Puhas ja kontsentreeritud väävelhape on vett siduv hügrokoopne ehk rõskuv aine. Väävelhappe segamisel veega tekib palju soojust. Et ei juhtuks vee keemist ja happe laialipritsimist, tuleb väävelhappe lahuse valmistamisel valada väävelhapet väikestes annustes vette, mitte aga vett happesse.

Väävelhappe ühinemise tõttu veega tekivad teiste hapete anhüdriidid: näiteks kaotab lämmastikhape väävelhappe toimel vee ja tekib lämmastikhappe anhüdriid:



Ka õhku võime kuivatada väävelhappe abil. Joonisel 59 näeme klaasanumat, mida nimetatakse ekssikaatoriks. Tema alumine osa on täidetud väävelhappega, nii et ekssikaatori ülemises osas olev õhk on kuiv. Seal võib kuivatada aineid ja veevabana hoida hügrokoopseid aineid.

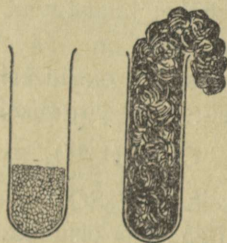
Kontsentreeritud väävelhappel on hapendav mõju. Orgaanilisi aineid ta lagundab, võttes neilt enne ära vee ja oksüdeeri-

des siis ühendi ülejäänud osa; väävelhappes esinev väävel taandub seejuures ja eraldub vääveldioksüüd.

Katse. Kallame keeduklaasis mõnele grammile pilliroosuhkrule kontsentreeritud väävelhapet. Suhkur muutub mustaks vahutavaks massiks, mis pidevalt paisub ja täidab varsti kogu klaasi (joon. 60).

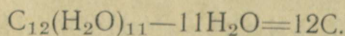


Joon. 59. Ekssikaator.

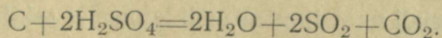


Joon. 60. Kontsentreeritud väävelhappe toime suhkrusse.

Pilliroosuhkur on süsivesik, ta valem on $C_{12}H_{22}O_{11}$ ehk $C_{12}(H_2O)_{11}$. Väävelhappe toimel kaotab ta vee:



Suhkrust jääb järele vaid üks tema koostisosa — süsinik. Süsi reageerib osaliselt väävelhappega edasi, saab sellelt hapniku ja muutub süsihappe-gaasiks, ta oksüdeerub. Väävelhappe aga laguneb veeks ja vääveldioksüüdiks, andes ühe hapniku aatomi ära, ta taandub:

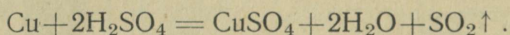


Katse. Väävelhappe abil võime kirjutada „salakirja“. Kastame klaaspulga otsa 10% -lisse väävelhappe lahusesse ja kirjutame sellega paberile mõne sõna. Kui paber on kuivanud, näib ta uuesti puhta paberina. Nüüd hoiame seda paberilehte ettevaatlikult küünla või põleti leegi läheduses,

et ta soojeneks. Varsti on paberil kirjutatu selgesti loetav; kiri ilmub paberile pruunide tähtedega.

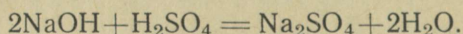
Seletus on lihtne: pärast vee äraauramist tekib kontsentreeritud väävelhape; see mõjub söestavalt paberi tselluloosile.

Mõned metallid, nagu magneesium, tsink, alumiinium ja raud, tõrjuvad väävelhappe vesilahuse molekulidest vesiniku välja, asendavad selle ja tekitavad sooli. Teised metallid, nagu vask ja hõbe, lahustuvad vaid kuumas kontsentreeritud väävelhappes. Siin on väävelhape hapendajaks. Reaktsioon on sarnane süsiniku oksüdeerimisreaktsiooniga. Vase puhul kirjutame reaktsiooni järgmiselt:

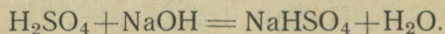


Väävelhape H_2SO_4 on kahealuseline hape ja annab kaks rida sooli: sulfaadid ja bisulfaadid.

Väävelhapet sööbenaatriumi lahusega täielikult neutraliseerides saame naatrium sulfaadi:

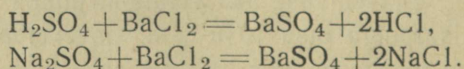


Neutraliseerides aga hapet mittetäielikult, saame naatriumbisulfaadi:



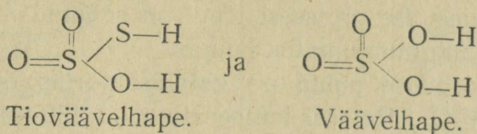
Enamik väävelhappe sooli lahustub vees hästi. Halvasti lahustuv on baariumsulfaat. See sool BaSO_4 on heaks reaktiiviks väävelhappele.

Katse. Lisame väävelhappe lahusele mõne tilga baariumkloriidi lahust; tekib valge BaSO_4 sade. Lisame baariumkloriidi naatriumsulfaadi lahusele; tekib sama lahustumatu BaSO_4 sade. Valemites:

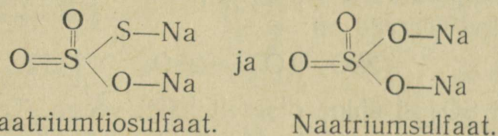


Gaasikaitstes ja tööstuses tarvitatakse tihti erilist soola, nn. „hüposulfiiti“. See on naatriumtiosulfaat. Tio-

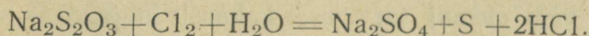
ühendeiks on ühendid, mille molekulides üks hapniku aatom on asendatud väävli aatomiga. Nii nimetame tioväävelhappeks ühendit $H_2S_2O_3$. Võrdleme selle ühendi ja väävelhappe struktuurvalemit:



Nende hapete naatriumisoolad on struktuursetl järgmised:



Naatriumtiosulfaadi toime kloorile väljendub võrrandiga:



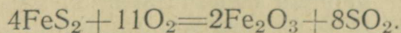
Kloor on oma mürgisuse kaotanud: ta muutus kloorvesinikuks.

Naatriumtiosulfaat on ka „antikloor“ nagu väävlishapegi.

K a t s e. Kallame kloorveega kolbi hüposulfiidi lahust ja loksutame. Kloori värvus ja lõhn kaob. Tekib algul hägusus ja siis valge sade; see on eralduv väävel.

7. Väävelhappe tööstuslik tootmine.

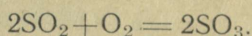
Väävelhappe tööstuslikul tootmisel kasutatakse toorainena püriiti või mõnda teist rauasulfiidi. Rauasulfiid põletatakse erisises ahjus; tekib vääveldioksüüd ja rauahapend:



Tekkinud rauahapendit, ferrioksüüdi, tarvitatakse terase saamise menetluses. Vääveldioksüüd suunatakse kohe edasi väävelhappe-tööstusse.

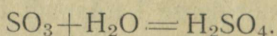
Kontaktmenetlus. Vääveldioksüüdi ning õhu segu lastakse läbi tule- ja hapekindlatest kividest retordi, mille rohkearvulistele restidele on paigutatud katalüsaatorid. Katalüsaatoriks nimetatakse ainet, mis kiirendab keemilist reaktsiooni ning ise protsessi lõpul on säilinud muutumatute omadustega ning muutumatus hulgas.

Kontaktmenetluse puhul on katalüsaatoriks divanaadiumpentoksüüd V_2O_5 . Retordi temperatuur on 430—490°. Madalama temperatuuri juures on reaktsiooni kiirus väga väike. Kõrgemas temperatuuris tekkinud produkt laguneb. Hapendumise keemiline võrrand on:

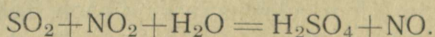


Tekkinud SO_3 ei ühine otseselt hästi veega. Teda lahustatakse enne kontsentreeritud väävelhappes. Tekib suitsev hape ehk „oleum“, „lõngaõli“.

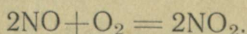
Hiljem võib oleumi tarviduse kohaselt lahjendada veega. Väävelhappe-anhüdriid muutub siis väävelhappeks:



Kambermenetluse puhul on vääveldioksüüdi hapendajaks lämmastikdioksüüd NO_2 . Reaktsiooni võrrand on järgmine:

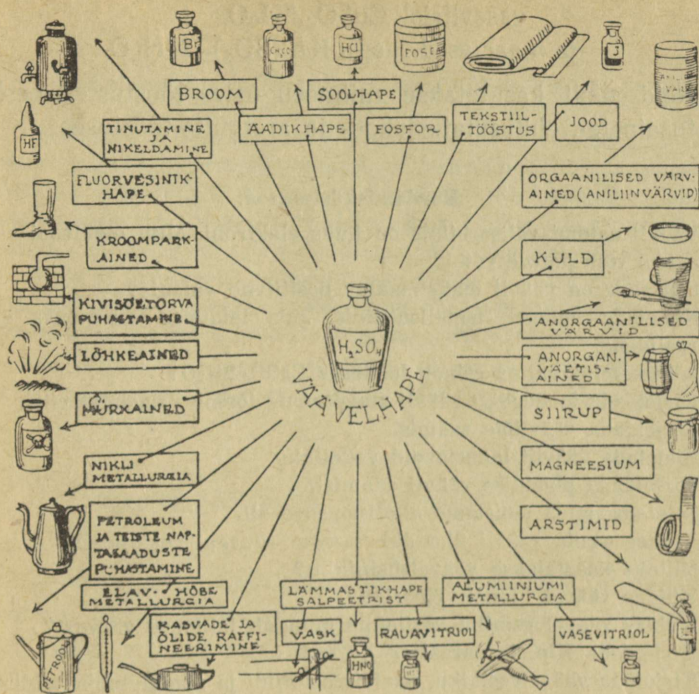


Tekkinud lämmastikmonooksüüdi iseloomustavaks omaduseks on ta otsene ühinemisvõime hapnikuga:



Oksüdatsiooni teel sünnib uuesti ehk regenerereerub protsessis tarvilik NO_2 . Kirjeldatud ringprotsessis lämmastikmonooksüüd on hapniku ülekandjaks. Ta võtab reaktsioonist küll osa, kuid tekib kohe jälle muutumatute omadustega ning endisel hulgal.

See menetlus kannab „pliiikambri menetluse“ nime, sest peareaktsioonid toimuvad suurtes ruumides, mis on vooderda-



Joon. 61. Väävelhappele tuginevad tööstused.

tud seatinaplaatidega. Sinna puhutakse mehaaniliselt pihustatud vett ning menetluse produktiks on 65%-line väävelhape.

Väävelhappel on väga suur tähtsus väetusainete superfosfaadi ja ammoniumsulfaadi töötlemisel.

Väävelhappe tootmine on põhjaneva tähtsusega kogu keemiatööstuses. Ta kuulub „põhikeemia“ toodete liiki. Joonis 61 näitab piltlikult väävelhappe osa keemiatööstuses.

Väävelhappe soolad kahevalentsete metallidega kannavad vitriolide nime. Tähtsamad sulfaadid on:

rauavitriol $FeSO_4 \cdot 7H_2O$,
 glaubrisool $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$,

vasevitriol $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 12
ja maarjased, nagu $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$.

Neid sooli kasutatakse mitmesugustes tööstustes, eeskätt väetussainete-, ehitusmaterjalide- ja arstimate-tööstuses.

Kordamisküsimused.

- *1. Väävli aatomi välisorbiidis on kuus elektroni. Mitu elektroni väävli aatom võib juurde võtta?
- *2. Kui suur on väävli maksimaalne positiivne valents?
3. Nimetada mõned metallsulfiidid, mis leiduvad maapõues mineraalidena.
4. Millise mineraalina esineb looduses $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$?
5. Kirjeldada loodusliku väävli maapinnale toomise uusimat viisi.
6. Kirjeldada väävliõie saamist.
7. Nimetada väävli lahustavaid vedelikke.
8. Kirjeldada plastilise väävli saamist.
9. Seletada, mida mõistame allotroopsuse all.
10. Kuidas saada väävli ühendid vasega, rauaga, vesinikuga?
11. Milleks kasutatakse väävelsüsinikku?
12. Kuidas väävel ühineb klooriga?
13. Kuidas väävelvesiniku vesilahus muudab lakmuse värvust?
14. Kirjeldada Kipp'i aparati.
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 vääveldioksiidi 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 anhüdridi valemid ja struktuurvalemid.
23. Mis on oleum?
24. Seletada, mis on „hügrokoopne“ aine.
25. Mispärast vask lahustub kontsentreeritud väävelhappes, kuid ei lahustu lahjendatud happes?
26. Nimetada ained, mis tekivad püriidi põletamisel.
27. Seletada katalüsaatori mõistet „kontaktmenetluses“.
28. Missugune aine on katalüsaatoriks „pliiikambri“ menetluses?

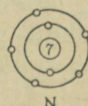
LÄMMASTIKU RÜHM.

1. Lämmastiku ja ta rühma asend Mendelejevi tabelis.

Lämmastik ja fosfor, arseen ja antimon on paigutatud perioodilises tabelis viiendasse rühma paremasse allrühma. Nende elementide aatomite välisorbiidis tiirleb 5 elektroni. See tähendab: ühinedes vesiniku ning metallidega võivad nad juurde võtta maksimaalselt kolm elektroni ($8-5=3$), s. o. esineda negatiivselt kolmevalentsena. Ühinedes hapnikuga ja mõningate metalloididega võivad nad ära anda üks, kaks, kolm, neli või viis elektroni. Harilikult nad annavad ära kas kolm või viis elektroni, esinedes positiivselt kolme- või viievalentsena.

Joonis 62 näitab rühma tüübilise elemendi — lämmastiku aatomi ehitust: tuumas on 7 protonit ja välisorbiidil tiirleb 5 elektroni.

Joon. 62. Lämmastiku aatomi mudel.



Lämmastikul ja fosforil, arseenil ja antimonil on üksteisega sarnaseid keemilisi omadusi. Lämmastik ja fosfor on tüübilised metalloidid, arseeni metalloidi-omadused on juba nõrgemad ja antimon on metall.

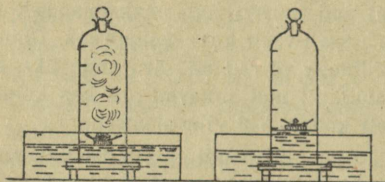
2. Lämmastiku saamine ja omadused.

Lämmastiku ladinakeelne nimetus on *Nitrogenium* (nitrogenium tähendab „salpeetri tekitaja“), keemiline märk N, aatominumber 7, aatomkaal 14.

Vabal kujul lämmastik esineb ammendamatul hulgal õhus, kus teda on 78 ruumiprotsenti.

Katse 1. Võtame silindrilise pudeli ja lõikame ära tema põhja. Selleks tõmbame viiliga pudeli ümber soovitava lõike kohale kriipsu. Lõimest keeratud nõõrikese kasutame piiritusse ja seome kriipsu mööda ümber pudeli, lõikame otsad ära ja süütame nõõri põlema. Kerge praksatu-

sega kukub märgitud osa pudelist ära. Ülejäänud pudeliosa jagame sentimeetrilindi abil võrdselt kuueks, tõmmates rasvapliiatsiga või viiliga vastavalt viis kriipsu pudeli küljele (joon. 63). Lameda klaasanuma põhja paigutame kaks ühekõrgust klaasitükikest ja valame nii palju vett, et selle tase ühtiks esimese kriipsuga. Vee pinnale paneme ujuma

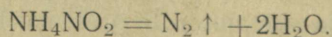


Joon. 63. Hapniku eemaldamine õhust fosfori põletamise teel.

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 kummikorgiga. Fosfor põleb nii kaua, kuni kõik hapnik pudelis on ära tarvitatud. Põlemise juures tekib pudelis valge fosforhappe anhüdriidi P_2O_5 suits. Kuid varsti see suits kaob, sest ta lahustub hästi vees. Seejuures vesi tõuseb pudelis järgmise kriipsuni, täites põlemisel äratarvitatud hapniku ruumala.

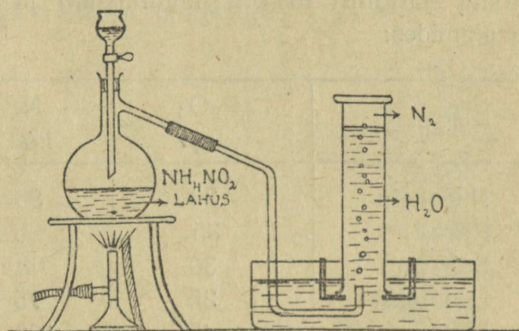
See katse näitab, et õhus on umbes üks ruumosa hapnikku ja neli ruumosa põlemisest mitte-osavõtvat gaasi — lämmastikku.

Niiviisi hapnikust eraldatud lämmastik pole puhas; ta sisaldab veel väikesi hulki õhus leiduvaid väärismetalle, süsihappegaasi ja muid. Laboratooriumides saame puhas lämmastikku lämmastikushapust ammoniumist NH_4NO_2 . Kuumutamisel laguneb see sool järgmiselt:



Joonis 64 näitab, kuidas seda katset korraldatakse. Eralduvat lämmastikku kogutakse vee kohal.

Lämmastik on värvita, maitseta, lõhnata gaas; ta on kergem kui õhk. Seetõttu võime lämmastikku koguda, juhtides tema joa kummuli pööratud anumasse.



Joon. 64. Lämmastiku saamine laboratooriumis.

Lämmastik on hariliku temperatuuri juures inertne gaas, ta ei ühine ei vesiniku, ei hapniku ega teiste ainetega. Lämmastiku molekul koosneb kahest teineteisega tugevasti seotud aatomist.

3. Lämmastiku tähtsus. Lämmastiku leidumine looduses.

Taime- ja loomaorganismi ülesehitamiseks on vältimatult vajalikud elemendid C, O, H, N, S ja P (lihtainetena metalloidid) ja 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 lahustunud

soolade näol mullast. Nende soolade tagavara mullas on aga piiratud. Kui külvata aastast aastasse ühel ja samal põllul samu kultuure, jääb saak järjest väiksemaks. Toitesoolade mullas lõppedes põld lakkab üldse saaki andmast.

Keskmise saagi puhul tarvitavad kultuurtaimed hektaari kohta järgmisi fosfori, lämmastiku ja kaaliumi hulki kilogrammides:

Taim	P ₂ O ₅ kg	N kg	K ₂ O kg
Niiduhein	30	85	40
Kartul	35	95	100
Suhkrupeet	30	60	190
Loomapeet	35	75	150
Nisu	45	130	255

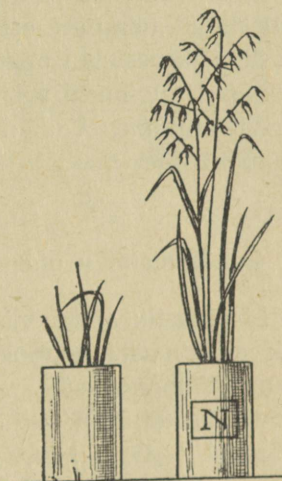
Kõige algelisem abinõu pinnase väljakurnamise ärahoidmiseks on põlluosade vaheldumisi sööti jätmine 1—2 aastaks. Selle aja jooksul koguneb pinnases vee, õhu ja bakterite mõjul jälle taimede vajalikke sooli.

Teiseks ja väga vanaks abinõuks viljakuse tõstmisel on põllu väetamine laudasõnnikuga, mis looma organismi väljaheidetena viib mullasse tagasi sealt taimede poolt võetud elemendid.

Möödunud sajandi keskpaiku huvitusid keemikud mulla keemilisest koostisest ja mullas toimuvaist keemilistest protsessidest. Uurimiste algataja oli kuulus keemik *Liebig* (loe: liibih). Põhjalikkude uurimustega selgitati, missuguseid sooli taim vajab, ja hakati neid sooli kunstväetistena tootma. Mitteid niisuguseid sooli, nagu näiteks salpeeter, kaalisool jne. leidub looduses valmilt mineraalidena. Nii neid kui ka teisi taimede vajalikke sooli toodetakse praegu suurel hulgal keemiatööstuses. Kunstväetisena tarvitavad soolad peavad vees lahustuma, et taim saaks neid ühes veega mullast vastu võtta.

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.



Joon. 65. Kaer, kasvanud väetamata ja lämmastikväetisega (N) väetatud mullasse.

Väetiselikidest on lämmastikväetis tähtsamaid. Joonis 65 näitab lämmastikväetise puudumisel ja selle tarvitamisel kasvanud kaera.

Kuni 1914. aastani olid lämmastikväetise peaaegu ainsaiks allikaiks Tšiilis ja Peruus asuvad nn. tšiiisalpeetri laded. 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 ümberkristalliseerimise teel.

Juba möödunud sajandi lõpul selgus, et salpeetri tarvitamine kasvab hiiglaslikult, ja tekkis põhjendatud kartus, et Tšiili lade-

mete tagavarad jõuavad kord lõpule. 1898. a. inglise teadlane Crookes (loe: kruks) kirjeldas ähvardavat hädaohtu ja pöördus keemikute poole üleskutsega otsida teid õhus leiduva lämmastiku ammendamata tagavarade kasutamiseks. Järgmise 15 aasta jooksul leiti mitu teed õhu lämmastiku 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 teatavil rõhu ja temperatuuri tingimustel sobiva katalüsaatori toimel.

Viimane menetlus on odavam ja laialdaselt rakendatav. Ta kannab *Haber-Bosch'i* menetluse nimetust teadlaste järgi, kes selle välja töötasid.

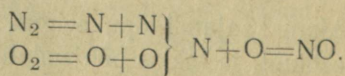
4. Lämmastiku ühendid hapnikuga.

Lämmastik annab viis hapendit: N_2O — lämmastikalahapend ehk dilämmastikmonooksüüd, NO — lämmastikhapend ehk lämmastikmonooksüüd, N_2O_3 — lämmastikushapend ehk dilämmastikoksüüd, NO_2 — lämmastikkahelishapend ehk lämmastikdioksüüd, N_2O_4 — lämmastikneljashapend ehk dilämmastiktetraoksüüd ning N_2O_5 — lämmastikviielishapend ehk dilämmastikpentoksüüd.

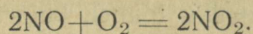
Lämmastik ühineb hapnikuga otseselt ainult väga kõrgetel temperatuuridel (üle 2000°).

K a t s e. Paigutame õhuga täidetud purki traadi otsad, mis on ühendatud induktoriga (joon. 66). Kui traadi otsad gaasisegus on küllaldaselt ligistikku, tekib pidev säde nende vahel.

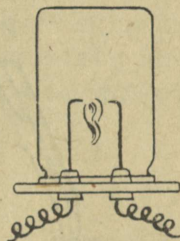
Lämmastiku ja hapniku molekulid lagunevad, ja vabanevad aatomid ühinevad teistes kombinatsioonides. Lämmastik ühineb hapnikuga, põledes kollaka leegiga.



Lämmastikmonooksüüd ehk lämmastikhapend ühineb ker-
gesti hapnikuga lämmastikkahelishapendiks:

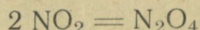


Reaktsioon on meile tuttav väävelhappe pliiikambri tootmis-
viisi käsitlest.

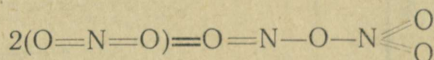


Joon. 66. Lämmastikhapendi tekkimine elektri-
lahenduse mõjul.

Lämmastikkahelishapend NO_2 on pruun gaas. Ühinedes kak-
sikmolekulideks vastavalt valemile



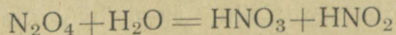
ehk



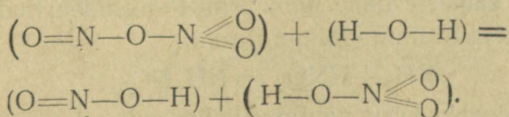
muutub ta värvituks gaasiks. Siin on üks lämmastiku aatom
kolme-, teine viievalentne.

5. Lämmastikhape ehk salpeeterhape ja lämmastikushape ehk salpeetrishape.

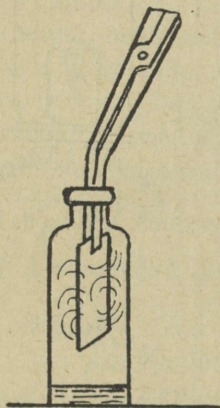
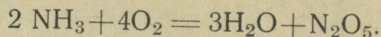
Odava elektrienergiaga maades, näit. Norras, toodetakse
lämmastikneljashapendit N_2O_4 , põletades lämmastikku volta
kaares. Lahustades tekkinud ühendi vees, saame salpeeter-
happe ja salpeetrishappe:



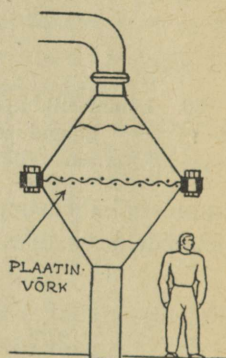
ehk struktuurvalemi kujul:



Saadud lahus on hapu ja värvib lakmuspaberi punaseks. Ammoniaak — lämmastiku ja vesiniku ühend NH_3 — võib hapenduda õhuhapniku toimel, kui rakendame katalüsaatorina kuumutatud plaatinat. Selle hapendumise produktid on vesi ja dilämmastikpentoksüüd:

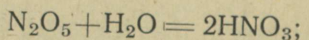


Joon. 67. Ammoniaagi põlemine plaatinakatalüsaatori mõjul.



Joon. 68. Ammoniaagi põletamise tööstusliku seadeldise skeem.

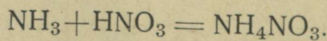
N_2O_5 annab ühinedes veega salpeeterhappe lahuse:



järelikult N_2O_5 on salpeeterhappe anhüdriid.

Katse. Kallame purki ammoniaagi lahust ehk „salmiakpiiritust“; selle auramise tõttu on purgis ammoniaagi, veeauru ning õhu segu; viime sinna hõõguva plaatinalestakese. Tekib valge suits (joon. 67).

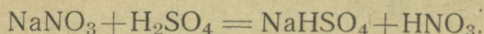
Tekkinud salpeeterhappe ühineb mitte-oksüdeeritud ammoniaagi-osaga, andes ammooniumnitraadi:



See ühend esinebki hästi nähtava valge suitsuna.

Ammoniaagi oksüdeerimiseks tööstuslikus ulatuses rakendatakse suur aparaat, mille keskkohale on tõmmatud plaatinavõrk (joon. 68). Saadud lämmastikuhapend juhitakse vette, kus tekib l ä m m a s t i k h a p e. See on kaasaegne lämmastikhappe saamise meetod.

Varemalt saadi lämmastikhapet tšiili salpeetrist, millest tuligi nimetus „salpeeterhape“. Salpeetrit mõjutatakse kontsentreeritud väävelhappega; reaktsiooni võrrand on järgmine:



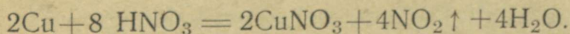
Joon. 69. Salpeeterhappe saamine tšiili salpeetrist.



Joon. 70. Sõe põlemine sulatatud salpeetris.

Joonis 69 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 tekib järgmine reaktsioon:



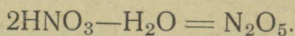
Eraldub pruun NO_2 aur. (Katse toimugu tõmbe all.)

Lämmastikhape valastab indigot ja teisi orgaanilisi värve.

Katse. Viskame hõõguva sötükikese kuuma kontsentreeritud lämmastikhappesse või sulatatud salpeetrisse. Ta jätkab põlemist (joon. 70).

Hõõguv süsi ja väävel põlevad sulatatud kuumas salpeetris suure kuumusega.

Katse. Lisame lämmastikhappele kontsentreeritud väävelhapet. Tekib osaliselt lämmastikhappe anhüdriid, sest väävelhape võtab lämmastikhappe molekulilt vee ära:



Tilgutame lämmastik- ja väävelhappe segusse tärpentiini; see hakkab hoogsalt põlema. N_2O_5 on veel tugevam



Joon. 71. Tärpentiini süttimine lämmastikhappe anhüdridi toimel.

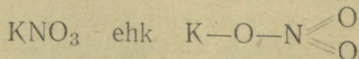
hapendaja kui lämmastikhape. Katse korraldamist näitab joonis 71.

Ka lämmastikushape HNO_2 mõjub oksüdeerivalt. Selle happe sooli nimetatakse nitriitideks. Näiteks KNO_2 on lämmastikushapu kaalium ehk kaaliumnitriit.

6. Lämmastikhappe soolad.

Lämmastikhape on ühealuseline hape. Tema sooli nimetatakse nitraatideks. Nitraadid on vees hästi lahustuvad soolad. Kaalium- ja naatriumnitraate nimetatakse salpeetriteks.

Kaaliumnitraati ehk india salpeetrit valemiga



kasutatakse püssirohu valmistamiseks. Naatriumnitraati ehk

tšiili salpeetrit NaNO_3 ehk $\text{Na}-\text{O}-\text{N}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{O} \end{smallmatrix}$ tarvitatakse väetusainena ning algainena lämmastikhappe tootmisel.

$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, mida saadakse lämmastikhappe neutraliseerimisel lubjaga, on väetusaine — lubisalpeeter.

Hõbenitraati AgNO_3 ehk $\text{Ag}-\text{O}-\text{N}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \text{O} \end{smallmatrix}$, rahvaliku nimetusega „põrgukivi“, tarvitatakse arstimina ja fotograafias.

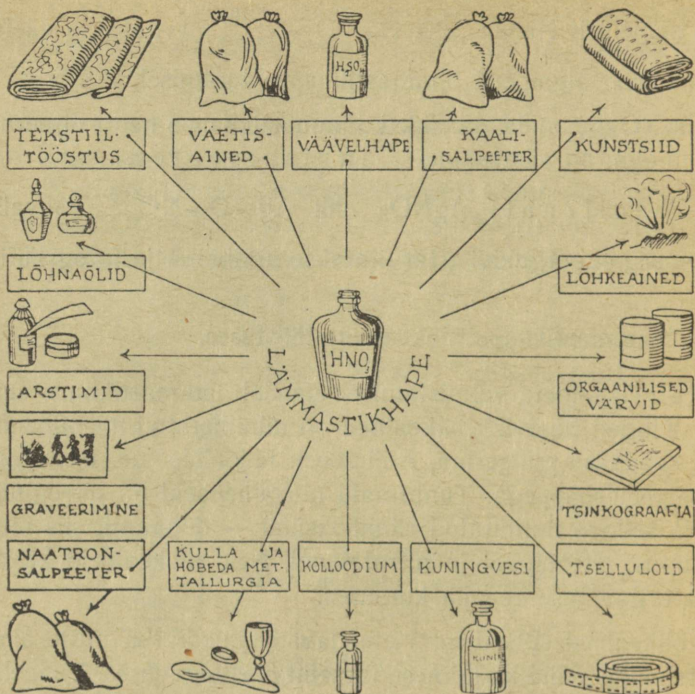
7. Lämmastikhappe lõhkeainete-tööstuses.

Ka lõhkeainete valmistamisel etendab lämmastikhappe suurt osa. Mitmed tugevad lõhkeained on niinimetatud nitroühendid; need saadakse glütseriini, tselluloosi, fenoolide jne. menetlemisel salpeeterhappega. Tuntumaid nitroühendeid on nitroglütseriin ja sellega immutatud ränidioksüüd — dünamiit, siis nitrotselluloos, nitrofenool ja nitrotoluool. Neid lõhkeaineid käsitletakse orgaanilise keemia kursuses.

Lõhkeained (BB-ained*) 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 kaevik.

Lõhkeaine plahvatamine on keemiline reaktsioon, mille juures tekivad suurel hulgal gaasilised produktid. 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

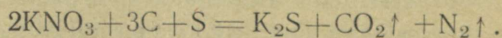
* Märk „BB“ asendab sõnu „взрывчатые вещества“, mis tähendab lõhkeaineid.



Joon. 72. Lämmastikhappele tuginevad tööstused.

kõike eesolevat ja paisates laiali suuri masse plahvatuspaiga ümber.

Vanemaid, kuid nõrgemaid lõhkeaineid on püssirohi; ta koosneb kaalisalpeetrist, söest ja väävlis. Reaktsioon, mis tekib püssirohu plahvatamisel, on lihtsustatud kujul järgmine:



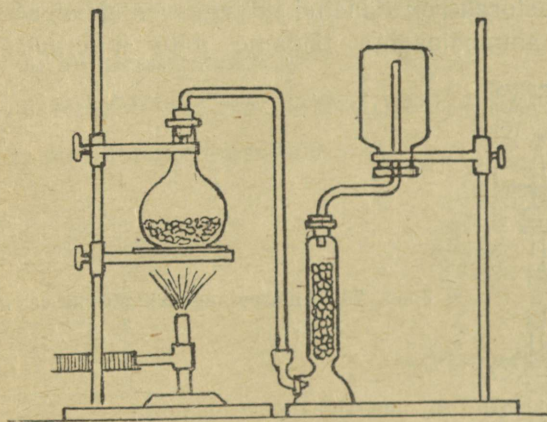
Tekkivad süsihappe-gaas ja lämmastik annavadki lõhkuva jõu.

Püssirohu puudused on ta nõrk lõhkevõime ning suitsu tekimine plahvatamisel.

Lämmastikhappe tähtsus paljude tööstusharude lähteinena on suur. Ülevaate sellest annab joonis 72.

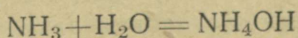
8. Ammoniaak ja ammoniumi soolad.

Ammoniaak NH_3 on tähtsamaid lämmastiku ühendeid. Ta on värvitu, terava iseloomustava lõhnaga gaas, mis on ligi kaks korda kergem kui õhk. Ta tekib looduses suurel hulgal loomsete jäätmete mädanemisel.

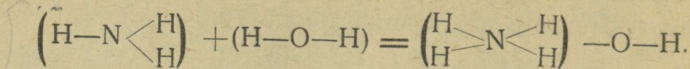


Joon. 73. Ammoniaagi saamine laboratooriumis.

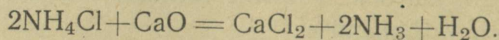
Kütteained, nagu turvas ja põlevkivi, sisaldavad sidumata lämmastikku kuni 2,5%, mis vabaneb põlemisel. Samade ainete utmisel eraldub umbes 15% seotud lämmastikku ammoniaagi NH_3 kujul, mida lahustatakse vees. Ammoniaagi lahustuvus vees on erakordselt suur: 1 mahuosa vett lahustab ligi 500 mahuosa ammoniaaki. Tekkinud lahus on nõrga leelise reaktsiooniga; ta värvib lakmuse siniseks. Ammoniaagi lahustumisel vees tekib reaktsioon:



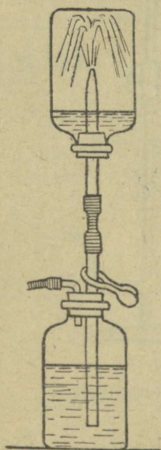
ehk struktuurvalemis:



Katse. On kerge näidata ammoniaagi head lahustuvust vees. Joonisel 73 näeme ammoniaagi saamist. Kolvis on salmiaagi NH_4Cl ja lubja CaO segu. Kuumutamisel tekib reaktsioon:



Klaastoruke on täidetud lubjaga vee sidumise otstarbel. Kuiva ammoniaagiga täidame mitu kummuli pööratud



Joon. 74. Ammoniaagi lahustuvus vees.

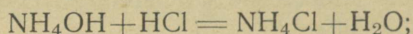
purki. Ühe neist ammoniaagiga täidetud purkidest suleme korgiga, mida läbib klaastoru. Pistame nüüd selle toru alumise otsa anumasse, kus on lakmusega punaseks värvitud vesi.

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, kus enne asus ammoniaakgaas (joon. 74).

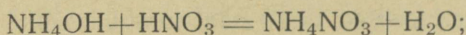
Rühmitust NH_4 nimetatakse ammooniumiks.

Ta etendab metall-iooni osa vesilahuses ja ühendeis, sest tal on üks positiivne laeng.

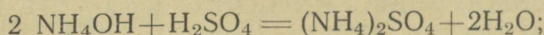
Ta hüdroksüüd NH_4OH on nõrga leelise reaktsiooniga ja reageerib hapetega, moodustades vastavaid sooli ja vett. Näiteks:



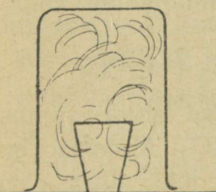
NH_4Cl on ammooniumkloriid ehk salmiak.



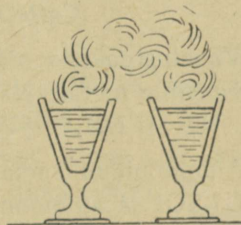
NH_4NO_3 on ammooniumnitraat.



$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ on ammooniumsulfaat.

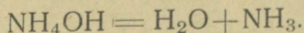


Joon. 75. Salmiaagi tekkimine.



Joon. 76. Ammooniumnitraadi tekkimine.

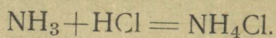
Ammoniaagi lahust vees nimetatakse tavaliselt nuusk-piirituseks. Kuumutamisel see ühend laguneb veeks ja ammoniaagiks:



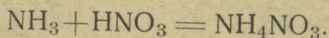
Ammoniaak ühineb ka otseselt hapetega. See on hästi näha, kui kokku viia ammoniaagi ja mõne happe aurud. Tekib peenelt-pihustatud sool, mis õhus hõljub valge suitsuna.

Katse. Portselantiiglisse kallame natuke soolhapet, katame tiigli kummuli pööratud purgiga, mis on täidetud

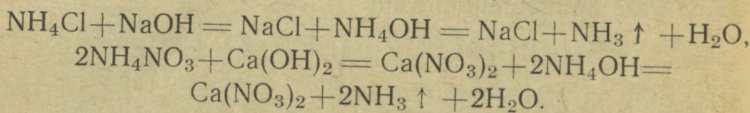
ammoniaagiga. Purk täitub valge auruga (joon. 75). Reaktsiooni võrrand on:



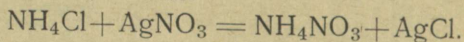
K a t s e. Täidame lahtised klaasid — ühe ammooniumhüdroksüüdi lahusega, teise lämmastikhappe lahusega (joon. 76). Klaaside teineteisele lähendamisel tekib ammooniumnitraadi valge suits:



Tugevamad leelised, nagu naatriumhüdroksüüd ja lubjavesi, tõrjuvad ammoniaagi tema sooladest välja. Näiteks:



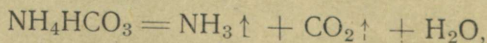
Vahetusreaktsioonide puhul käitub ammooniumi rühm nagu ühevalentne metall. Näiteks:



Ammooniumi sooladest on tähtsamad ammooniumsulfaat $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ja ammooniumnitraat NH_4NO_3 . Mõlemad on head väetusained, viimane aga on tähtis ka lõhkeainete-tööstuses.

Ammooniumkloriidi NH_4Cl kasutatakse värvitööstuses, riidetrükis ja jootmise juures.

Ammooniumbikarbonaat NH_4HCO_3 ehk „põdrasarve sool“ võib asendada leivataignas pärmi, sest kuumutamisel ta laguneb:



ja tekkinud gaasid kergitavad taigna, nagu seda teeb käärismisel tekkiv süsihappe-gaas.

9. Ammoniaagi saamine õhu-lämmastikust.

Käesoleva sajandi algul leiutati mitu meetodit õhu-lämmastiku „fikseerimiseks“ ehk ta kinnistamiseks ühendesse tööstus-

likus ulatuses. 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 koosseis on seni olnud tootva vabriku saladuseks, kuid tuntud sobiv katalüsaator on sadestatud rauaoksüüd ehk käsnaud väikeste alumiiniumi- ja kaaliumihulkade lisamisel. Haber'i leiutis võimaldab kunstväetist toota piiramatul hulgal, sest õhu-lämmastikust puudust ei tule. Haber-Bosch'i menetlusel saadud ammoniaak oksüdeeritakse salpeeterhappeks, mille abil saadakse kunstväetis ammooniumnitraat.

10. Lämmastiku ringkäik looduses.

Õhu-lämmastik 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 NO₂ ja lõpuks N₂O₄.

Veeauru ja vihma mõjul see oksüüd muutub hapeteks HNO₂ ja HNO₃, mis satuvad ühes sademetega mulda ja annavad siin hästi-lahustuvaid taime toitesooli.

2. Kunstlikult tekitatud elektrilahenduse abil lämmastik ja hapnik seotakse lämmastiku monooksüüdiks, millest tekib N₂O₄; reageerides veega, annab see lämmastikhappe, millest valmistatakse kunstväetisi.

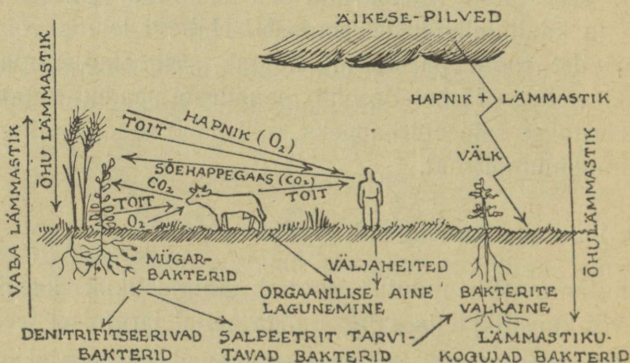
3. Lämmastik seotakse vesinikuga, tekkiv ammoniaak oksüdeeritakse, saadud salpeeterhappe varal valmistatakse ammooniumi- ja lämmastikhappe soolad, mida kasutatakse mulla toitmiseks.

4. Liblikõieliste taimede (hernes, uba, ristikkein) juurtel leidub mügaraid, mis on eluasemeks mügarbakteritele. Mügarbakterite elutegevuse tulemuseks on vaba õhu-lämmastiku sidu-

mine 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,



Joon. 77. Lämmastiku ringkäik looduses.

ja lagunemisel kõdunemisbakterite toimel tekib osaliselt 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 osa lämmastikku satub mulda, teine osa aga hajub õhku.

Niiviisi toimub looduses pidev lämmastiku ringkäik: 1) atmosfäärist litosfääri ja tagasi ja 2) litosfäärist biosfääri ja tagasi (joon. 77).

Kordamisküsimused.

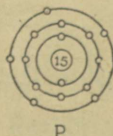
- *1. Missuguses valentsis võib esineda lämmastik, arvestades 5 elektroni tema aatomi välisorbiidis?
2. Kuidas võib eraldada õhu-lämmastikku õhu-hapnikust?
3. Kuidas saada laboratoorsel teel lämmastikku?
4. Kuidas reageerib lämmastik teiste lihtainetega?
5. Missugused ained looma organismis sisaldavad lämmastikku?
6. Seletada kunstväetise vajalikkust.
7. Nimetada tähtsamad väetised, mis sisaldavad lämmastikku.
8. Kuidas saame õhu-lämmastikust salpeeterhapet?
9. Nimetada lämmastikoksüüdi, mis annab veega salpeetris- ning salpeeterhappe. Kirjutada tema struktuurvalem.
10. Kuidas saame lämmastikhappe anhüdrüidi? Missugune on ta valem?
11. Mis on nitraadid ja mis on nitriidid?
12. Tuua näiteid HNO_3 oksüdeerivast toimest.
13. Kirjutada „põrgukivi“ valem ning 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 ning lubi?
20. Mida võime oletada, kui laboratooriumis on palju valget „suitsu“?

11. Fosfor.

Fosfori (ladinakeelne nimetus *Phosphorus*, mis tähendab „valgustkandev“) keemiline märk on P, aatominumber 15 ja aatomkaal 31.

Fosfori asend perioodilises tabelis on määratud sellega, et tema aatomi tuumas on 15 protonit ja $31-15=16$

Joon. 78. Fosfori aatomi mudel.



neutronit. Elementide perioodilises tabelis on fosfor paigutatud viiendasse veergu. Fosfori aatomi välisorbiidis on 5 elektroni (joon. 78). Ta

võib, nagu lämmastikki, juurde võtta 3 elektroni, ühinedes vesinikuga ja esineda negatiivselt kolmevalentsena. Ühinedes hapnikuga või teiste mittemetallidega, võib fosfor ära anda maksimaalselt viis elektroni. Tegelikult esineb fosfor oma hapnikuühendeis positiivselt kolme- ja viievalentsena, andes ära vastavalt kas kolm või viis elektroni.



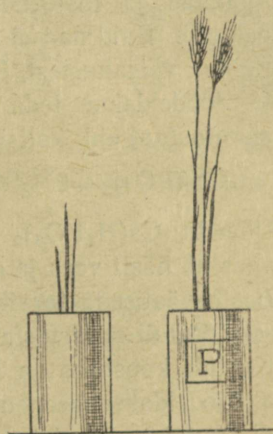
Joon. 79. Apatiidi looduslik kristall.

12. Fosfori leidumine looduses. Fosforvætised.

Fosfor ühineb kergesti teiste elementidega, mistõttu teda looduses vabalt ei leidu. Tähtsamaid fosforit sisaldavaid mineraale on apatiit. Ta koosneb peamiselt fosforhapukalt-

siumist valemiga $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ koos vähese kaltsiumfluoriidiga CaF_2 või kaltsiumkloriidiga CaCl_2 . Apatiit kristalliseerub heksagonaalses süsteemis (joon. 79) ja esineb vulkaanilise päritoluga kivimites. Apatiit ei lahustu vees, kuid lahustub lahjendatud hapetes. Apatiidil on klaasiläige; ta on läbipaistev ja puhtal kujul värvusetu, kuid tihti lisanditest (Mg, Fe) ka värviline: kollakas, rohekas, lilla ja punane.

Apatiitide murenemise produktina on tekkinud fosforiidid, mis esinevad eeskätt setelademeis. Fosforiit on nagu apatiitki



Joon. 80. Fosforita ja fosforväetisega kasvanud nisu.

koostiselt normaalne kaltsiumfosfaat $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, segatud teiste pinnast moodustavate ainetega (SiO_2 , silikaadid, orgaaniline aine). Lisandid teevad fosforiidid kas halliks, pruuniks või mustjaspruuniks.

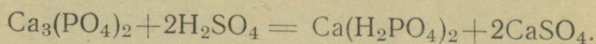
Apatiitide suuremad leiukohad on NSV Liidus, Kanadas ja Norras. Maailma kõige rikkalikumad apatiitide lademed on Koola poolsaarel. Fosforiite leidub peamiselt Põhja-Aafrikas, Põhja-Ameerika Ühendriikides ja NSV Liidus — Volga jõgikonnas ja Nõukogude Eestis. Fosforit on ka looma organismis, eriti peaaigus ja närvikudedes ning kontides ja kondiüdis. Kondituhk sisaldab peamiselt kaltsiumfosfaati $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Ka paljud

valkained sisaldavad fosforit, eriti valkained piimas, kana-
munas ja taimede seemnetes. Nii näeme, et fosfor on häda-
vajalik looma- ning taimeorganismile. Loomad saavad fosforit
taimi-sisaldavast toidust; taimed omakorda mullast.

Kui mullas on vähe fosforiühendeid, peame teda fosfori-
ühenditega väetama. Joonis 80 näitab fosforita kasvanud ja fos-
forväetist saanud nisu katsekultuure.

Laudasõnnik sisaldab peale lämmastikuühendite ka fosfori-
ühendeid ja on seega sobiv väetis fosforivaese mulla jaoks.

Apatiidid ja fosforiidid on fosforkunstaväetiste tähtsamaiks
lähteaineiks. Kuid nad ei lahustu vees. Taimed aga võivad toi-
tuda ainult veelahustest. Et viia fosforiiti vees lahustuvasse ole-
kusse, töödeldakse teda väävelhappega; seejuures tekib hapu
kaltsiumfosfaat ehk kaltsiumhüdrofosfaat:



Ühendit $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ nimetatakse *superfosfaadiks*,
ta lahustub hästi vees ja on väärtuslik väetusaine.

Fosforväetisena tarvitatakse ka kondijahu, kas otseselt või
ümbertöötatult superfosfaadiks.

Kontide koostises on 3/4 orgaanilist ainet. Et sellest vaba-
neda, töödeldakse peenendatud konte bensiiniga, mis lahustab
kondi rasvaine; edasi kuumutatakse jääki rõhu all veeauruga,
et eraldada kondiliimi. Jäägiks on peen kondijahu, mille pea-
mine osa on $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Kasutades konte kütteinena, saadakse
kondituhk, mis on koostiselt nagu kondijahugi $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Toorrauast terase valmistamisel saadakse kõrvalproduktina
nn. *toomasjahu*, mis on samuti hea fosforväetis. Toomas-
jahu on rauasisaldusega kaltsium- ja magneesiumfosfaat. Ta
lahustuvus vees on suurem kui kondijahul, kuid väiksem kui
superfosfaadil.

Vaikse ookeani saartel, Peruu kalda läheduses leidub hiigel-
hulkades head fosforväetist guaanot. Guaano tekib seal elutse-
vate suurte linnuparvede väljaheidete lagunemisel.

NSV Liidu tähtsamad fosforit sisaldavate mineraalide lade-
med 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 kas-
vust meie maal:

Tabel

Mineraalväetisainete toodang NSV Liidus tuhandeis tonnides.

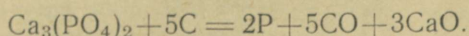
	1913	1928	1931	1938
Fosforit sisaldavad mineraalid	27	29	910	3410
Apatiidid	—	—	416	2300
Fosforiitjahu	8	13	313	800
Superfosfaat	21	152	579	1897

See tabel näitab selgesti keemiatööstuse toodangu tõusu
NSV Liidus, eriti võrreldes tsaariaegse Venemaa toodanguga.

13. Fosfori saamine ja omadused.

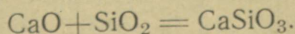
Fosforit saadakse fosforiidi, koksi (mis on peaaegu puhas
süsinik C) ning liiva (mis on peamiselt ränihapend SiO_2) segu
kuumutamisel elektriahus.

Protsessi võrrand on järgmine:



Normaalne kaltsiumfosfaat on sool; teda võib kujutleda
koosnevana kaltsiumhapendist ja fosforhapendist ning kirjutada
tema valemi järgmiselt: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 3\text{CaO} + \text{P}_2\text{O}_5$. 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:



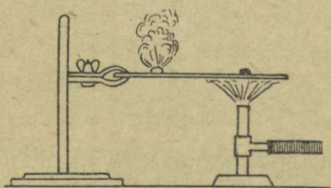
Aluseline hapend CaO ja happeline hapend SiO_2 ühinevad, kesendavad teineteist, moodustades soola CaSiO_3 , mis sulab kergesti ja jookseb rübuna ära. Fosfori aurud ja süsinikmonooksüüd juhitakse külma vette, kus fosfor tiheneb.

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 593° juures rõhu all

Kuumutamisel ilma õhu juurdepääsuta valge fosfor muutub punaseks fosforiks.

Valge fosforiga peab olema ettevaatlik; ta süttib õhus kergesti põlema; teda peab hoidma vee all. Käega ei tohi teda



Joon. 81. Valge fosfor süttib madalal temperatuuril kui punane.

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.

K a t s e. Kastame filterpaberi-tüki (kurna paber) fosfori lahusesse väävelsüsinikus. Lehitame 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.

K a t s e. Kinnitame plekitüki statiivile (joon. 81). Paigutame sellele plekile, teineteisest eemal, tükikese valget ja punast fosforit. Punase fosfori soojendamisel süttib aga esimesena valge fosfor, mis on tulest kaugemal.

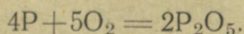
14. Fosfori kasutamine.

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 Berthollet' soolast $KClO_3$, segatud väävli, peene klaasipulbri ja liimiga. Tiku hõõrumisel vastu süütepinda muutub sellel peenelt jaotatud punane fosfor osaliselt valgeks, süttib ja süütab tiku peakese.

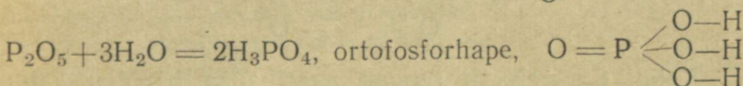
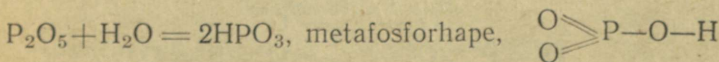
Sõjatehnikas tarvitatakse fosforit süütepommides ja suitskatte tegemiseks. Fosfor põleb õhus, andes põlemisproduktina silmale mitterahuldavaid tahke fosforhapendi P_2O_5 osakesi. Fosforhapend ühineb ahnelt veeauruga, tekitades fosforhappe udu.

Valget fosforit tarvitatakse ka rotimürgi valmistamisel.

15. Fosforhape. Kirjutame fosforhapendi tekkimise võrandi:

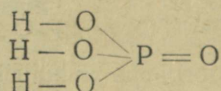


Tekkinud tahke fosforhappe anhüdriid P_2O_5 ühineb ahnelt veega. Tekib mitu fosforhapet, vastavalt sellele, mitu vee molekuli on seotud ühe P_2O_5 molekuliga; see aga oleneb eeskätt temperatuurist:

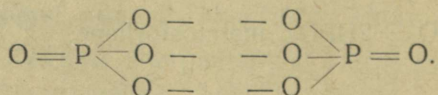


Fosforhapped on vees lahustuvad valged tahked ained, neil ei ole oksüdeerivat toimet. Tähtsaim on ortofosforhape. Ta on kolmealuseline hape, sest kolme vesiniku aatomit tema molekulis võib asendada metalli aatomitega. Vastavalt sellele on olemas kolme liiki fosforhappesooli: normaalne naatriumfosfaat Na_3PO_4 värvib lahuses lakmuspaberi siniseks, sest fosforhape on nõrk hape, naatrium-alus aga on tugev alus. Haput soola, valemiga Na_2HPO_4 , kus on asendatud kaks vesiniku aatomit, nimetatakse sekundaarseks naatriumfosfaadiks; ta reageerib lahuses ikka veel leeliselt. Alles NaH_2PO_4 ehk primaarne naatriumfosfaat on happelise reaktsiooniga molekulis asendama 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 vesiniku aatomi kõrvale hapniku aatomi. Kolme hapniku veel vabad sidemed peavad siduma fosfori aatomit; ülejäänud hapniku aatom võib samuti olla seotud veel ainult fosforiga. Seega nõutud valem on:

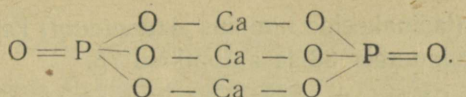


Normaalse kaltsiumfosfaadi molekulis $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ esineb kaks fosforhappe molekuli jääki. Kirjutame need kõrvuti:



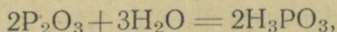
Kolm Ca aatomit seovad paarikaupa hapniku aatomite

vabad valentsid, üks kummastki fosforhappe molekulist:

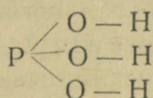


Kui fosfor põleb puudulikult, tekib P_2O_3 , struktuurvalemiga $\text{O} = \text{P} - \text{O} - \text{P} = \text{O}$. See on tahke aine — fosforishappe anhüdriid.

Ühinedes otseselt veega, annab ta fosforishappe:



mille struktuurvalem on

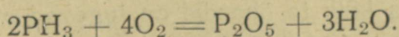


16. Fosfori ühendid vesinikuga.

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 toatemperatuuri juures. Seepärast põleb katsel saadav PH_3 õhus otsekohe ära valem järgi:



Kordamisküsimused.

1. Nimetada fosforit sisaldavaid tähtsamaid mineraale.
2. Kirjeldada punase ja valge fosfori omadusi.
3. Kirjeldada superfosfaadi tootmist ja tähtsust.
4. Nimetada fosforhappeid.

17. Arseen.

Arseeni (ladinakeelne nimetus *Arsenicum*) keemiline märk on As, aatominumber 33 ja aatomkaal 75.

Arseen kuulub ühes lämmastikuga ja fosforiga Mendelejevi süsteemi viiendasse rühma ning esineb ühendeis hapnikuga positiivselt kolme- ja viievalentsena ja ühendeis vesinikuga negatiivselt kolmevalentsena.

18. Arseeni leidumine looduses.

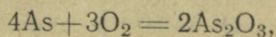
Arseeni leidub looduses ühendite näol metallidega ja väävliga. Tuntumaid arseeni sisaldavaid mineraale on: *realgar* As_2S_3 , mis esineb tumeroosade, nõelataoliste teemandiläikega kristallidena; *auripigment* As_2S_3 — sidrunkollane ja läbipaistev realgari murenemisprodukt. Auripigmenti tarvatakse värvina kuningakollase nimetuse all. Mineraalidena esinevad ka mitmesugused metallarseniidid, nagu FeAs_2 . Edasi leidub arseeni ja mõningate metallide liitsulfiite, nagu arseenopüriit FeAsS , ning sulfosooli, nagu Cu_3AsS_4 .

19. Arseeni omadused ja ühendid.

Arseeni puhas murdepind on metalse läikega, kuid arseen kuulub mittemetallide liiki oma rabeduse ning halva soojuse- ja elektrijuhtivuse järgi. Soojendades katseklaasis arseeni, muutub ta vahenditult auruks, mis kondenseerub klaasi külmaldel seintel hõbedase läikega peeglina; arseen sublimeerub nagu joodki.

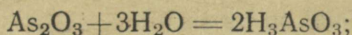
Arseen ise ja kõik ta ühendid on tugevad mürgid.

Põletades arseeni või mõnda ta ühendeist, nagu näiteks As_2S_3 , tunneme tugevat küüslaugu lõhna; tekib paks valge suits, arseenishapend ehk arseentrioksid ehk arseenishappeanhüdriid, valemi kohaselt:

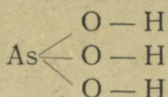


struktuurvalemiga $\text{O} = \text{As} - \text{O} - \text{As} = \text{O}$.

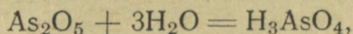
As_2O_3 lahus värvib tekkiva arseenishappe mõjul lakmus-paberi punaseks:



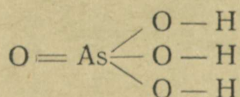
selle happe struktuurvalem on:



Arseenishape on tugev mürk; 15 mg on juba inimest sur-mav hulk. As_2O_3 kuumutamisel õhus tekib valge emailitaoline mass, arseenhappeanhüdriid ehk arseenpentoksüüd, valemiga As_2O_5 . Arseenpentoksüüd annab veega arseenhappe:



struktuurvalemiga



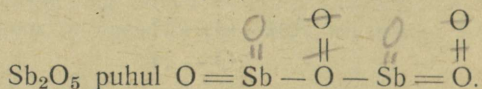
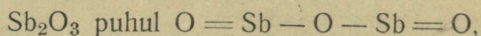
Nagu lämmastik ja fosfor, annab ka arseen gaasilise ühendi vesinikuga, valemiga AsH_3 ehk arsiin. See laguneb soojen-damisel klaastorus; klaasi külmadel seintel tekib must plekk — arseeni peegel. Seda asjaolu kasutatakse arseeni olemasolu kindlakstegemiseks mürgituste puhul.

20. Antimon.

Antimoni (ladinakeelne nimetus *Stibium*) keemiline märk on Sb, aatominumber 51 ja aatomkaal 122. Esineb, nagu N, P ja As, positiivselt kolme- ning viievalentsena ning negatiivselt kolmevalentsena.

Antimon on hõbevalge tahke läikiv aine. Teda tarvitatakse sulamites, näiteks trükitööstuses tähmetalli koostisosana. Anti-moni madalam hapend, diantimontrioksüüd Sb_2O_3 , annab hape-tega sooli, nagu alus, kuid reageerib ka alustega, nagu happe-line oksüüd.

Antimoni kõrgem oksüüd ehk diantimonpentoksüüd Sb_2O_5 on happeline ja annab alustega reageerides sooli. Käsitletud hapendite struktuurvalemid on vastavalt:



Antimoni ühend vesinikuga SbH_3 on väga sarnane AsH_3 -ga. Üldse antimoni ühendid näitavad suurt sarnasust arseeni, fosfori ja lämmastiku ühenditega. Analoogiliselt arseenile esineb ta looduses sulfiidina, sulfohapetes ja ühendeis metallidega.

SISUKORD.

Sissejuhatus	3
Keemia arenemisloost	3
I Aine ehitus	6
1. Liht- ja liitaineline	7
2. Mineraalid ja kivimid	7
3. Keemiatööstuse alused	9
4. Aatomid ja molekulid	11
5. Keemiline sümbolika	15
6. Aine agregaatolekud. Difusiooninähtused	18
7. Aatomi ehitus	20
8. Mendelejevi tabel	23
9. Elementide valents. Ühendi tekkimine. Keemiline side	26
II Keemiliste ühendite põhitüübid	28
1. Metallide hapendid, nende tekkimine ja valemid	28
2. Mittemetallide hapendid, nende tekkimine ja valemid	33
3. Alused, nende omadused, valemid. Vesijääk	35
4. Tähtsamad alused; nende tarvitamine	38
5. Happed. Anhüdriidi valemi tuletamine happe valemist	39
6. Happe ja metalli vastastikune toime. Soolad. Happejäägi valents. Normaalsed ja hapud soolad. Kaksiksoolad	41
7. Kristallid ja nende omadused	45
8. Metallid ja soola, soola ja soola, aluse ja soola, happe ja soola vastastikune toime	51
9. Asendusreaktsioonid. Neutraliseerimine	53
Mittemetallid	58
Halogeenide rühm	58
1. Kloor	59
2. Kloori saamine. Kloori omadused	59
3. Kloorivesi	65
4. Kloor sõjagaasina	66
5. Kloori kasutamine	66
6. Kloori ühendid hapnikuga	68
7. Kloorlubi	68
8. Kloori esinemine looduses	70
9. Kloorvesinik ja soolhape	70
10. Broom	74
11. Jood	75
12. Fluor	77

Hapniku rühm	80
1. Hapnik	80
2. Leidumine looduses	80
3. Hapniku avastamine	81
4. Hapniku saamine	82
5. Hapniku füüsilised omadused	83
6. Hapniku keemilised omadused	83
7. Hapniku kasutamine tööstuses	83
8. Ozoon	85
Väävel	85
1. Väävli asend Mendelejevi tabelis	85
2. Leidumine looduses. Saamine	88
3. Väävli omadused	91
4. Väävli kasutamine	91
5. Väävli ühendid vesiniku ja metallidega	94
6. Väävli ühendid hapnikuga	101
7. Väävelhappe tööstuslik tootmine	105
Lämmastiku rühm	105
1. Lämmastiku ja ta rühma asend Mendelejevi tabelis	105
2. Lämmastiku saamine ja omadused	107
3. Lämmastiku tähtsus. Lämmastiku leidumine looduses	110
4. Lämmastiku ühendid hapnikuga	111
5. Lämmastikhape ehk salpeeterhape ja lämmastikushape ehk salpeetrishape	114
6. Lämmastikhappe soolad	115
7. Lämmastikhape lõhkeainete-tööstuses	117
8. Ammoniaak ja ammooniumi soolad	120
9. Ammoniaagi saamine õhu-lämmastikust	121
10. Lämmastiku ringkäik looduses	123
11. Fosfor	124
12. Fosfori leidumine looduses. Fosforvæetised	127
13. Fosfori saamine ja omadused	129
14. Fosfori kasutamine	129
15. Fosforhape	129
16. Fosfori ühendid vesinikuga	131
17. Arseen	132
18. Arseeni leidumine looduses	132
19. Arseeni omadused ja ühendid	132
20. Antimon	133

Vastutav toimetaja Joh. Käis.

Ladumisele antud 28. VI 1946. Trükkimisele antud 11. IX 1946. Trükiarv 10 200. Paber 56×79, ¹/₁₆. Trükipoognaid 8,5. Trükitähti trükipoognas 33 984. Arvutuspoognaid 7,1. MB-04648. Tellimise nr. 617. Trükikoda „Noor-Eesti“, Tartu, Kastani 38.

На эстонском языке.

Н. Ряго. Химия для VIII класса.

Trükivigade parandus.

Lugejat palutakse enne raamatu lugemisele asumist ära parandada järgmised trükivead:

Lehekülg	Rida	Seisab	Peab olema
36	6	$\text{Mg} = \text{O}) + (\text{H}-\text{O}-\text{H}) =$	$(\text{Mg} = \text{O}) + (\text{H}-\text{O}-\text{H}) =$
65	19	$\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 = \text{HCl} + \text{O}$	$\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} + \text{O}$
69	3	CaCl	CaCl_2
104	2	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$.
134		$\begin{array}{ccc} & \text{O} & \text{O} \\ & & \\ \text{O} = & \text{Sb}-\text{O}-\text{Sb} = & \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{ccc} & \text{O} & \text{O} \\ & & \\ \text{O} = & \text{Sb}-\text{O}-\text{Sb} = & \text{O} \end{array}$

Rbl. 5.—

A-16121
*

TÜ RAAMATUKOGU



1 0300 00423549 7

Rbl. 5.—

A-16121
*

A-16131

Duplum

NATALIE RÄGO: KEEMIA VIII KLASSILE

NATALIE RÄGO

KEEMIA

KESKKOOLI

VIII

KLASSILE

RK

„PEDAGOOGILINE KIRJANDUS“
TALLINN 1946

TÜ RAAMATUKOGU

1 0300 00423549 7