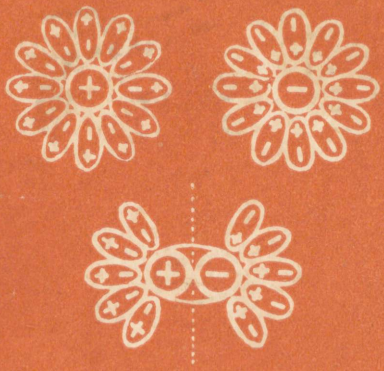
KARL PRINKMAN

KEEMIA

VIII KLASSILE



EESTI RIIKLIK KIRJASTUS

A-18965

KARL PRINKMAN

KEEMIA

VIII KLASSILE

EESTI RIIKLIK KIRJASTUS
. TALLINN 1950

Eesti NSV Haridusministeeriumi poolt kinnitatud.

TARTU ÜLIKOOLI
RAAMATUKOGU

Eessõna.

Käesolev keskkooli VIII klassi keemia õpik on sama autori 1949. a. ilmunud keemia õpiku täiendatud ja parandatud väljaanne. Arvestades asjaolu, et keskkooli VIII klassis alustatakse keemia kursuse süstemaatilist õpetamist, on õpikusse võetud ka mõningaid küsimusi keemia VII klassi kursusest, et korrata ja süvendada VII klassis käsitletud keemia kursuse põhiosi ning käsitleda neid laiemas ulatuses.

Õpik näeb ette keemia kursuse omandamist katsete varal klassis-laboratooriumis õpetaja vahetul juhtimisel. Õpiku peaülesandeks on kinnistada klassis-laboratooriumis omandatud teadmised ja oskused.

Aine esitamisel on iga teoreetilise osa teema lõppu paigutatud laboratoorsed tööd. Õpetaja ülesandeks on korraldada õppetöö selliselt, et teoreetilise materjali käsitlemisele järgneksid paralleelselt laboratoorsed tööd. Ei ole soovitav korraldada laboratoorseid töid alles pärast terve teema läbivõtmist, kuna õpilased võivad vahepeal unustada teoreetilist materjali ning praktiline osa osutuks seega eraldatuks põhiainest. Teoreetilise materjali käsitlemine paralleelselt laboratoorsete töödega soodustab keemia kursuse sügavamat omandamist, äratab õpilastes huvi aine vastu ning juhib neid looduse protsesside dialektilis-materialistliku mõistmiseni.

Laboratoorsed tööd on valitud selliselt, et nende täitmine annaks õpilastele mitte ainult teoreetilisi teadmisi ainetest

ning nende omadustest ja muundustest, vaid ka oskusi keemilise eksperimenteerimise alal.

Juhul, kui koolil pole küllaldasel määral reaktiive ja vahendeid ning seetõttu pole võimalik korraldada kõiki laboratoorseid töid, tuleb õpetajal toimetada kõik vastavad tööd demonstratsioonikatsetena.

Reaktiivide ja materjalide kokkuhoidmiseks tuleb õpilasi harjutada toimetama katseid minimaalsete ainehulkadega.

Kõik õpikus toodud laboratoorsed tööd ei ole kohustuslikud, see kehtib eriti VII kl. tehtud tööde kohta.

Aine teoreetilise ja praktilise osa kinnistamiseks ning paremaks jäädvustamiseks on õpikusse võetud harjutuste, ülesannete ja küsimuste arvu tunduvalt suurendatud ning õpetaja valikul tuleb neid anda õpilastele koduseks läbitöötamiseks (kontrollimisega järgmisel tunnil).

Erilist tähelepanu tuleb pühendada keemilise keele omandamisele ja ülesannete lahendamisele.

Käesolevasse väljaandesse on paigutatud rida täiendusi ja parandusi. Autor on väga tänulik kõigile, kes juhivad tähelepanu võimalikele ebatäpsustele ja avaldavad oma soovid õpiku kohta. Avaldusi palun saata autori nimele Tallinna Õpetajate Instituuti (Tallinn, Narva mnt. 57).

Tallinn, jaanuar 1950.

Autor.

I peatükk.

Atomistlik-molekulaarne teooria.

1. Aine ehitusest.

Kogu meid ümbritsev maailm on materiaalne. Ta koosneb mitmesugustest ainetest, mis erinevad üksteisest oma ehituse ja omaduste poolest. Keemia ülesandeks on ainete tundmaõppimine, ainete muundumisega seoses olevate nähtuste uurimine ja nende teaduslik selgitamine. Ainete muundumise selgitamine on võimalik siis, kui tuntakse nende ehitust.

Ainete uurimisel veendume, et ainet on võimalik jagada üliväikesteks osadeks. Nii näiteks on võimalik suurt suhkrutükki purustada väiksemateks tükikesteks. Uhmris suhkrutükikese hõõrumisel on võimalik muuta teda suhkru tolmuks, kusjuures iga üksik suhkru tolmu kübemeke on ikkagi veel suhkru omadustega. Suhkru tolmu on võimalik lahustada vees, kuid igas veetilgas sisaldub teatav hulk suhkrut, mida saab kindlaks teha maitse järgi. Suhkru sellise peenestamise, jaotamise teel saame niivõrd väikesi suhkru osakesi, et neid pole võimalik näha ei silmaga ega ka kõige täiuslikuma mikroskoobiga.

Ained, mis ühel või teisel viisil ja tingimusel muutuvad gaasilisteks, näiteks naftaliin, bensiin, lõhnaained jne., peenestuvad seejuures niivõrd väikesteks osakesteks, et muutuvad nähtamatuteks.

Need nähtused näitavad, et ainet on võimalik ühel või teisel teel jaotada väga väikesteks osakesteks, olgu need ained seejuures tahkes, vedelas või gaasilises olekus. Aine mitmekesiste omaduste hoolikas uurimine on võimaldanud teadlastel kindlaks teha, et aine koosneb imepisikestest nähtamatutest osakestest. Neid osakesi nimetatakse molekulideks.

2. Atomistlik-molekulaarse teooria arenemise lühike ajalugu.

Umbes kaks ja pool tuhat aastat tagasi tekkis inimestel oletus, et kogu meid ümbritsev maailm koosneb imepisikestest osakestest.

Esimesi teadlasi, kes väljendas selle oletuse, oli kreeka filosoof Demokritos, kes elas viis sajandit enne meie ajaarvamise algust. Ta õpetas, et kõik kehad koosnevad osakestest, mille vahel on tühi ruum. Ta nimetas neid osakesi aatomiteks. (Kreeka keeles «aatom» tähendab «jagamatu».) Demokritose arvamuse kohaselt aatomid ei hävi ega teki, nad on purustamatud — järelikult ei ole maailmal algust ega lõppu, mille tõttu ka aatomitest koosnev loodus on igavene.

Aatomiteooria loodi järelikult kreeka filosoofide poolt, kuigi teda sel ajal ei tõestatud katsetega.

Demokritose vaated levisid laialdaselt, kuid leidus ka teadlasi, kes vaidlesid Demokritose oletuste vastu.

Mööodusid mõned sajandid ja Demokritose õpetus ununes. Keskajal suure võimu saanud ristiusu kirik püüdis inimeste mõtteid kõigest materiaalsest ära pöörata. Vana-kreeka kunst ja teadus kuulutati paganlikuks. Nende vastu huvi tundmist luges ristiusu kirik patuks. Aatomiõpetuse vastu võitlesid kirikuisad eriti IV sajandil pärast meie ajaarvamist, peamiselt «püha» Augustinus (354—430). Asi läks isegi niikaugele, et

aatomiõpetuse pärast süüdistati inimesi jumalakartmatuses ja aatomiõpetust käsitlevad raamatud põletati.

Oma materialistliku sisu ja vastuolu tõttu ristiusu kiriku dogmadega keelati aatomiteooria kirikuvürstide poolt ära, ja paljudeks sajanditeks kadus see inimeste teadvusest. Väike märge temast leidub ainult XII sajandi kirjanduses.

XVI sajandil uuendus aatomiteooria, saades nüüd korpuskulaarteooria nimetuse («korpuskul» tuleneb ladinakeelsest sõnast *corpusculus* — kehake).

Esimesena esines avalikult aatomiõpetusega Giordano Bruno (1548—1600), kes põletati Roomas tuleriidal oma «ketserlike» vaadete pärast. Edaspidi levis aatomiõpetus tolle aja haritud inimeste hulgas, vaatamata kirikuisade igasugustele vastutöötamistele ja tagakiusamistele. Teda peeti aga kaua veel ohtlikuks ja kiriku dogmadele vastukäivaks. On teada, et 4. sept. 1626 andis Pariisi parlament määruse, mis surmanuhtluse ähvardusel keelas korpuskulaarteooriaga tegelemise. Alles XVII sajandil püüdis filosoof Pierre Gassendi (1592—1655) katoliku kirikut korpuskulaarteooriaga lepitada, seletades, et aatomid on loodud jumala enese poolt.

Möödus aga veel sada aastat ja aatomiteooria sai enesele uue silmapaistva kaitsja suure vene teadlase Mihhail Vassiljevitš Lomonossovi näol. Seekord ei ole aatomiõpetus enam abstraktne. Lomonossov mitte ainult tunnistab kehade atomistlikku ehitust, vaid kasutab aatomiõpetust ka ainete mitmesuguste omaduste ja muundumiste seletamiseks. Lomonossov oletas, et kõik ained koosnevad pisimatest osakestest, mida ta nimetas korpuskuliteks. Korpuskulid on üliväikesed ja seetõttu peab neid ka väga väikestes ainekogustes olema väga palju. Korpuskulid on alatises liikumises. Nende käitumine määrab aine omadused. Osakesi, mida suur vene teadlane nimetas korpuskuliteks, hakati hiljem nimetama molekulideks.

A. 1741 töötas Lomonossov välja atomistlik-molekulaarse teooria põhimõtted. Lomonossovi terminoloogia aga erineb tänapäevasest.

Lomonossovi terminid.	Tänapäeva terminid.
Element	Aatom
Korpuskul	Molekul
Algaine	Lihtaine
«Segatud» keha	Liitaine

Lomonossovi ideed võeti enamiku välismaa teadlaste poolt vaenulikult vastu. A. 1754 kirjutas keegi Arnold teadusliku kraadi saamiseks Erlangeni ülikooli juures (Saksamaal) dissertatsiooni, milles ta «eduga» tõestas Lomonossovi ideede ebaõigsust.

Ajaloo erapooletu otsus ja teaduse arenemine viimase 150 aasta jooksul tõestas Lomonossovi geniaalsete mõtete õigsust.

Aine ehituse teooria teadusliku seletamise eest pidas Lomonossov rasket võitlust. Materialistlike vaadete pärast tahtsid kirikuvõimud teda kirikuvande alla panna.

Arvatavasti Lomonossovi võitlus kirikuvõimudega oligi selle põhjuseks, et tema tööd sel alal jäid teadusele tundmatuks ja nad leiti üles Vene Teaduste Akadeemia arhiivis alles a. 1904.

M. V. Lomonossov (1711—1765) alustas oma teaduslikku tegevust Vene Teaduste Akadeemia füüsikaklassi abiõppejõuna a. 1748. Ta oli esimene vene akadeemik. Lomonossovi arvukate teaduslike uurimuste hulgas võib eriti ära märkida tema järgmisi töid füüsika ja keemia alal: 1) Massi jäävuse õpetuse alused keemiliste reaktsioonide puhul (selle avastajaks peetakse täiesti vääralt prantslast Lavoisier'd). Aine massi jäävuse tõestas Lomonossov katseliselt a. 1748, s. o. 41 aastat enne Lavoisier'd. 2) Gaaside kineetilise teooria arendamine.

3) Füüsilise keemia aluste loomine. Lomonossov luges esimesena maailmas füüsilise keemia kursust ülikoolis. Läänes tekkis füüsiline keemia sada aastat hiljem. Lomonossov organiseeris keemia uurimiseks eksperimentaalse baasi, avades a. 1748 esimese keemialaboratooriumi maailmas.



M. V. Lomonossov.

4) Aine ehituse atomistlik-molekulaarne teooria. Selle teooria arendas Lomonossov 61 aastat enne Daltonit ja sellega tegeles ta kogu oma eluaja. 5) Soojuse kineetilise teooria alused, mis läänes avastati Mayeri poolt alles sada aastat pärast Lomonossovi töid.

Geniaalne vene teadlane M. V. Lomonossov varjutas oma geeniusega kaasaeglasi, ennetas mitmete aastakümnete võrra põhimiste loodusseaduste avastamist lääne teadlaste poolt. Lomonossov on mitte ainult vene keemia rajaja, vaid keemia rajaja ülemaailmses ulatuses.

Pärast Lomonossovit võidab aatomiõpetus üldise tunnustuse. Aine atomistliku ehituse kujutlused muutusid selgepiirilisteks Daltoni tööde järel XIX sajandi alguses.

Atomistlik-molekulaarne teooria oli keemia arenemisele suureks tõukejõuks. Käesoleval ajal me võime tõendada, et «teaduslike andmete kogumik ei lase kahelda, et aatomid ja molekulid tõepoolest eksisteerivad» (Lenin).

3. Atomistlik-molekulaarse teooria olemus.

Aine ehituse teooria ehk atomistlik-molekulaarne teooria, nagu teda paljud nimetavad, on praegusaja keemia põhialuseks. Ta haarab määratu hulga teaduslikke fakte ja annab neile seletuse. Selle teooria olemus väljendub järgmistes põhialustes:

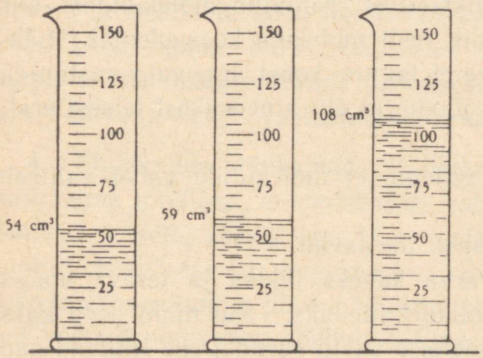
1. **Aine teraline ehitus.** Eelmises paragrahvis nimetatud nähtused, nagu suhkru peenestamine ja lahustamine, veenavad meid selles, et suhkrul on teraline ehitus. Jätkates samasuguseid katseid ka teiste ainetega võime tulla kergesti järeldusele, et

ükski aine ei ole pideva ehitusega, vaid koosneb üksikutest osakestest, mida nimetatakse molekulideks.

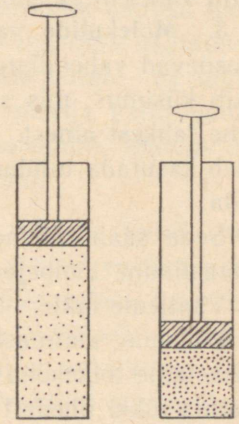
2. **Molekulidevaheline ruum.** Rida tähelepanekuid veenab meid selles, et molekulid on igas kehas üksteisest eraldatud vahemikuga. Kui lüüa seatina tükile vasaraga, siis võime täheldada, et seatina muutub tihedamaks. Seda saab seletada sellega, et seatina molekulide vahemik muutub väiksemaks.

K a t s e. Võtame kaks mensuuri ja valame ühte 54 cm^3 vett ja teise 59 cm^3 piiritust; kallame vee piiritusele peale ja segame läbi. Määrame saadud segu ruumala. See ruumala on 108 cm^3 (aga mitte 113 cm^3), s. t. on vee ja piirituse ruumala summast väiksem.

See katse näitab, et ühe vedeliku molekulid asetusid teise vedeliku molekulide vahele, mille tõttu mõlemate vedelikkude üldine ruumala vähenes.



Joon. 1. Ruumala vähenemine vee ja piirituse segunemisel.



Joon. 2. Õhu ruumala vähenemine kokkusurumisel.

K a t s e. Surudes silindris olevale õhule kolvi abil me surume selle õhu kokku. Kui õhk on kokkusurutav, siis on selge, et õhu molekulide vahel on vahemik. Õhku kokku surudes me vähendame seda vahemikku.

Kui õhk oleks juba alguses täitnud kogu ruumi, siis ei oleks teda olnud võimalik kokku suruda.

Kehade ruumala muutumine soojenemisel sunnib meid samuti tunnistama, et aine koosneb molekulidest, millede vahemikud soojenemisel suurenevad ja jahtumisel vähenevad.

Lõpuks nähtub vaba ruumi olemasolu molekulide vahel ka sellest, et mõned tahked ained, eriti tulises olekus, lasevad gaase läbi. Tuliseks aetud plaatina, raud jt. lasevad kergesti vesinikku läbi.

Toodud katsed tõestavad, et tahkete, vedelate ja gaasiliste ainete molekulide vahel on vaba ruumi. Seejuures on tahkete ainete molekulide vahemik palju väiksem gaasiliste ainete omast.

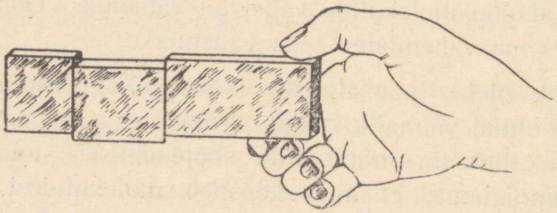
3. **Molekulide vastastikune külgetõmbumine.** Kui ained koosnevad vahemikuga üksteisest eraldatud molekulidest, siis tekib küsimus: mis sunnib neid molekule koos olema? Lähtume tahkest ainest. See ei lagune koost ära, vaid vastupidi, tuleb kasutada tunduvat jõudu, et üht aineosakest teisest eraldada.

Seda saab seletada sellega, et molekulide vahel valitseb vastastikune tõmbejõud.

Vaatleme fakte, mis seda tõestavad.

Lõikame seatinast varva kaheks tükiks ja terava noaga puhastame lõikekoha hoolikalt siledaks. Kui nüüd need kaks seatina tükki tihedalt teineteise vastu suruda, siis liituvad nad teineteisega nii tugevasti, et alumise tüki külge võib riputada märgatava koorma, ilma et oleks karta tükkide teineteisest eraldumist.

Kui võtta kolm hästi poleeritud lamedat terasplaadikest ja neid tihedalt üksteise vastu suruda, siis nad jäävad kokku.



Joon. 3. Poleeritud plaadid.

Tugeva surve abil on võimalik seatina laastudest saada tihedaid seatina tükke.

Kaks elavhõbedakerakest või kaks tilka vett ühinevad üheks, kui nad kokku puutuvad.

Vaadeldud faktid tõestavad seda, et aine üksikute osakeste — molekulide — vahel mõjub vastastikune **tõmbejõud**.

Tõmbejõud avaldub ainult siis, kui molekulid asuvad üksteisele väga lähedal. Iga molekul tõmbab ligi oma naabruses olevaid molekule ja need tõmbavad ka teda külge. Et tükki traati katki rebida, purustada klaasi või murda katki puust keppi, selleks tuleb eraldada üksteisest molekulid, milleks on tarvis ületada nende vastastikune tõmbejõud.

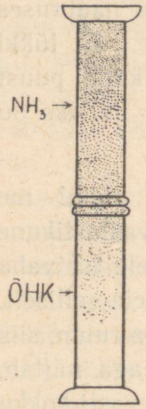
4. Molekulide tõukejõud. Eelmiste näidete puhul me määrasime kindlaks, et molekulide vahel esineb vastastikune tõmbejõud, selle kõrval aga jääb molekulide vahele ka vaba ruumi. Mispärast siis molekulid ei lähene üksteisele selliselt, et seda vaba ruumi ei jääks? Näib ju, et kui on vaba ruum, siis nad võiksid omavahel tihedalt liituda. Praktika aga näitab, et kui püüame tahkeid või vedelaid aineid üsna tugevasti kokku suruda, siis õnnestub see meil ainult üsna väikeses ulatuses. Nii näiteks on vee ruumala kokkusurumiseks ainult 3% võrra tarvis umbes 1000-atmosfäärilist survet.

Sellest järeldub, et vedelikud on väga vähe kokkusurutavad; praktiliselt võib neid pidada kokkusurutamatuiks. Ka tahked ained avaldavad kokkusurumisele tugevat vastupanu. See nähtus seletub sellega, et molekulidele hakkavad nende üksteisele liginemisel mõjuma tõukejõud. Järelikult molekulide vahel mõjuvad ka **tõukejõud.**

Nii mõjuvad siis molekulide kaks vastupidist jõudu: molekulaarne tõmbejõud ja molekulaarne tõukejõud. Tõmbejõud mõjub suurematele kaugustele kui tõukejõud. Nende kahe jõu

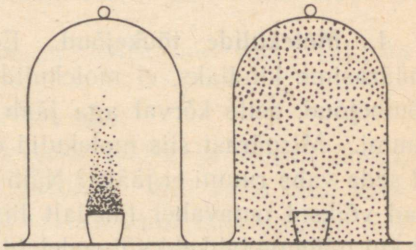
tasakaalustumise tulemusena jääb molekulide vahele vaba ruum.

5. Molekulide liikumine. Kui toas avada nõu, mis on täidetud mingisuguse lõhnava ainega, näiteks petrooleumiga, naftaliiniga või mõne teisega, siis levib selle aine lõhn võrdlemisi kiiresti kogu toas. See tähendab, et molekulid, mis eralduvad lõhnavast ainest, ei püsi paigal, vaid liiguvad igale poole, levides kogu toas.



Joon. 4. Ammoniaagi levimine õhus.

K a t s e. Võtame kaks silindrit. Ühes silindris on õhk, teise silindrisse valame mõne tilga nuuskpiiritust, mis sisaldab ammoniaaki. Ammoniaagiga silindri asetame õhku sisaldavale silindrile, paigutades avad vastamisi. Natukese aja pärast märkame, et ammoniaagi lõhn on levinud ka alumisse silindrisse vaatamata sellele, et ammoniaak on õhust kergem. Antud juhul tungisid ühe gaasi molekulid teise gaasi molekulide vahele.

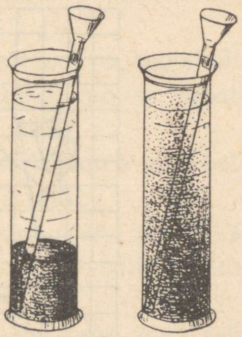


Joon. 5. Broomi auru levimine kinnises ruumis.

K a t s e. Mõneliitrilise mahuga klaaskupli või purgi alla asetame väikese portselantiigli, millesse on valatud mõni tilk broomi — tumepruuni värvusega lämmatava lõhnaga vedelikku. Kohe näeme, et tiiglist tõuseb punakas-

pruuni värvusega pilveke, mis valgub kogu klaaskupli-alusesse ruumi, s. t. broomi aur tungib tema peal asuvasse õhku.

K a t s e. Võtame kolm silindrit. Esimesse silindrisse asetame mõne kristalli vasevitrioli, teise — kaaliumpermanganaati ja kolmandasse kaaliumdikromaati. Selle järel valame silindreid kallutades ettevaatlikult neisse vett. Jättes silindrid rahulikult seisma, märkame varsti, kuidas kristallide kohale tekib tugeva värvusega vedelikukiht. Aegamööda alumise lahuse värvus tõuseb järjest kõrgemale ja mõne aja pärast muutub kogu vedelik ühtlaselt värvunuks ning piir lahuse ja vee vahel kaob.



Joon. 6. Lahustunud aine difundeerumine vees.

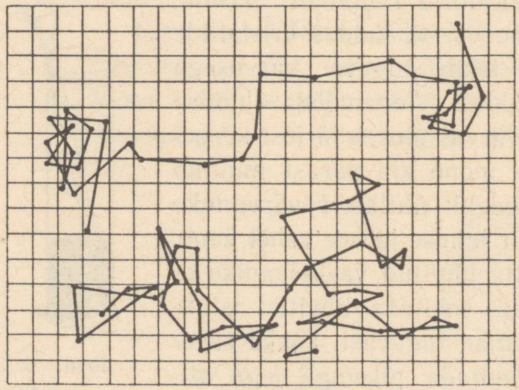
Kui võtta lihvitud vaskplaadike ja selle pinnale sobitada lihvitud tsinkplaat, mõlemad tugevasti kokku suruda ja kuumutada pikemat aega allpool nende metallide sulamistemperatuuri, siis selgub, et plaadid on kokku joodetud ja kokkupuute kohal on tekkinud vasest ning tsingist koosnev sulam — tsingi molekulid on tunginud vase molekulide vahele, ja vastupidi, vase molekulid omakorda tsingi molekulide vahele.

Ühe aine molekulide levimine teise aine molekulide vahelisse ruumi on seega tõestatud. See nähtus on tingitud molekulide liikumisest. Liikumine on molekulide põhiomadus. «Materiaalsete osakeste esimeseks ja tähtsamaks looduslikuks omaduseks on liikumine,» kirjutasid 100 aastat tagasi suured õpetlased Marx ja Engels.

M o l e k u l i d l i i g u v a d v a h e t p i d a m a t a. Nad liiguvad kõikides mõeldavates suundades ja levivad ühest

keskkonnast teise. Ühe aine levimist teise aine keskkonda molekulide liikumise tagajärjel nimetatakse **difusiooniks.**

Difusiooni kiirus sõltub molekulide liikumise kiirusest; molekulide liikumise kiirus omakorda sõltub aine iseloomust ja temperatuurist.



Joon. 7. «Browni liikumine».

Kõige kiiremini liiguvad gaasi molekulid; vedeliku molekulid liiguvad palju aeglasemalt; väikseima kiirusega liiguvad tahkete ainete molekulid. Temperatuuri tõusuga kõikide molekulide liikumine kiireneb.

Molekulaarse liikumise eredaimaks näiteks on nn. Browni (loe: brauni) liikumine. Kui vaadelda tugeva suurendusega mikroskoobi all vedelikutilka, milles ujuvad mingisuguse lahustumatu aine üliväikesed osakesed, siis võime näha, et need osakesed lakkamatult ja kaootiliselt liiguvad kõikvõimalikes suundades.

See liikumine vältab piiramatult, oma iseloomu muutmata

ja raugemata. Molekulaarteooria annab Browni liikumisele lihtsa seletuse.

Osakesed liiguvad selle tõttu, et nad saavad tõukeid vedeliku molekulidelt, mis on alalises liikumises. Vedelikus ujuva osakesega kokku põrgates annavad molekulid edasi tõukeid ja paiskavad aineosakese teelt kõrvale, kus ta põrkab uuesti kokku teiste molekulidega, mis paiskavad teda teises suunas, jne. Nende tõugete toimel liiguvadki osakesed kaootiliselt siia-sinna.

Browni liikumine tõestab veel kord oletust, et molekulid on alalises liikumises, ja illustreerib selle liikumise kaootilisust.

Tõime rea fakte, mis tõestavad, et **aine koosneb molekulidest ja need molekulid liiguvad pidevalt ja alati.**

6. Aine kolm olekut. Me teame, et igasugune aine saab olla kolmes agregaatolekus. Vaatleme, millest sõltub sama aine omaduste erinevus vastavates olekutes.

Tahkel ainel on kindel ruumala ja kuju. Seda saab seletada sellega, et molekulaarsed tõmbejõud ei lase molekule üksteisest lahku minna ja tõukejõud ei luba neid üksteise külge kleepuda. Nii on igal molekulil tahkes aines oma koht. Järelikult on tahkes aines sellised molekulide tõmbe- ja tõukejõud, mis annavad aine osakestele täiesti kindla koha.

Selle alusel on tahketel ainetel kindel kristalliline kuju; keedusool moodustab kuupe, mineraal kvarts — kuuetahulisi prismasid, jne.

Kuigi tahkel ainel on väliselt kivinenud kuju, tema osakesed siiski liiguvad. See liikumine sarnaneb seinakella pendli liikumisega, milline kogu aeg liigub, püsides aga seejuures samal kohal. On kindlaks määratud, et tahkete ainete osakesed võnguvad oma asendi ümber. Temperatuuri tõusuga osakeste võngete arv suureneb. Lõpuks tea-

taval kindlal temperatuuril suureneb võngete ulatus sellisel määral, et mõned osakesed lahkuvad oma kohalt. Seejuures ületavad nad tõmbejõude ja segunevad teistega; osakeste kindel asend kaob ja aine hakkab sulama, muutudes vedelaks. Tõmbejõud aga jääb siiski nii suureks, et osakesed hoiduvad koos. Selle tulemusena saame korratult ja alaliselt üksteisega kokkupõrkavate osakeste kogumiku — vedeliku.

Nagu tahkes aines, nii ka vedelikus liigub enamik osakesi ühesuguse kiirusega, osa neist aga liigub suurema kiirusega. Need kiiremalt liikuvad osakesed, ületades tõmbejõu, lahkuvad vedeliku üldisest massist. Seda nähtust nimetatakse aurumiseks. Tahkete kehade aurumist märkame naftaliini, kampri ja teiste puhul, vedelikkudel on seda kerge täheldada bensiini ja piirituse puhul.

Temperatuuri tõusmisega kiireneb osakeste liikumine ja aurumine muutub intensiivsemaks.

Gaasilistel ainetel on osakeste liikumise kiirus nii suur, et tõmbejõud osakeste vahel ei suuda neid üksteise läheduses hoida. Seetõttu kõik gaasilised ained ei oma kindlat ruumala ja püüavad ühtlaselt täita kogu seda ruumi, milles nad asetsevad.

7. Molekulid ja aatomid. **Molekul** on väikseim aine osake, millel on ainega sama kaaluline koostis ja mis on suuteline iseseisvalt olelema. Füüsiliste nähtuste puhul molekulid ei muutu. Keemiliste reaktsioonide korral lagunevad nad veel väiksemateks osakesteks, mida nimetatakse aatomiteks.

Aatomid on nende elementide väikseimad osakesed, millest koosnevad liht- ja liitainete molekulid. Aatomitel on vastava elemendiga samad omadused.

Ühe elemendi aatomid on ühesugused ja erinevad teise ele-

mendi aatomitest oma kaalu, ruumala ja teiste omaduste poolest. Nii esineb looduses niipalju erinevaid aatomeid, kuipalju on olemas elemente.

4. Keemiline element.

Eespool selgitasime, et molekul on aine väikseim osake. «Maa massid, mehaanika objektideks olevad kehad koosnevad molekulidest, pisimatest osakestest, mida ei saa enam edasi peenestada vaadeldava keha füüsilist ja keemilist samasust rikkumata» (F. Engels, «Looduse dialektika»).

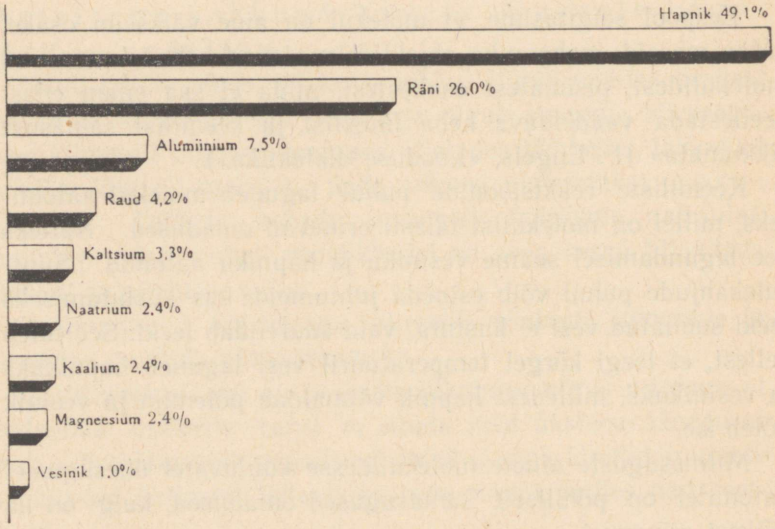
Keemiliste reaktsioonide puhul laguneb molekul aatomiteks, millel on molekulist täiesti erinevad omadused. Näiteks vee lagundamisel saame vesiniku ja hapniku aatomid. Suurtulekahjude puhul võib esineda juhtumeid, kus kustutamiseks leeki suunatud vesi ei kustuta, vaid suurendab leeki. See tuleb sellest, et leegi kõrgel temperatuuril vesi laguneb hapnikuks ja vesinikuks, milledest hapnik võimaldab põlemist ja vesinik põleb ise.

Mitmesuguste ainete molekulidesse kuuluvatel ühesugustel aatomitel on põhiliselt samasugused omadused, kuigi on ka väikesi erinevusi.

Molekulidesse veel ühinemata aatomid ehk, nagu öeldakse, aatomid tekkimise momendil (ladina keeles «*in statu nascendi*») on põhiliselt samade omadustega nagu molekulide koostisse kuuluvad aatomid, samal ajal aga on neil ka omad eriomadused — nad on keemiliselt aktiivsemad kui molekulid. «Hapniku vabad aatomid «*in statu nascendi*» suudavad mängides teha seda, mida mitte kunagi ei suuda teha molekulideks ühinenud õhu hapniku aatomid» (F. Engels).

Elemendi definitsioon: ühesuguste aatomite kogumikku nii ühendis kui ka vabas olekus nimetatakse **elemendiks.**

Käesoleval ajal tuntakse 96 elementi. Elemendid jagunevad kahte rühma: metallid ja mittemetallid ehk metalloidid. Metallidel on hõbevalge, kollane ja punakas kuni tumehalli varjundiga metalline läige ja nad juhivad suhteliselt hästi elektrit ja soojust.



Joon. 8. Elementide levik looduses (maakoores, hüdro- ja atmosfääris).

Mittemetallilised elemendid, nagu hapnik, vesinik, väävel, fosfor, kloor, broom, jood, süsinik jt., vabas olekus ei sarnane üksteisega nagu metallid.

Inimese praktilise tegevuse seisukohalt on suure tähtsusega elementide levik looduses. Maakeral ei leidu kõiki elemente samal hulgal. Levinuimaks elemendiks looduses on hapnik, mis moodustab 49% meie uurimisele kättesaadavast maakoorest, hüdrosfäärist ja atmosfäärist. Teisel kohal asub räni

26%-ga, sellele järgnevad alumiinium, raud, kaltsium, naatrium, kaalium, magneesium ja vesinik. Diagramm annab piltliku kujutise elementide levikust looduses.

Taimede ja loomade elus etendavad tähtsat osa süsinik, hapnik, vesinik, lämmastik, väävel, fosfor, kloor, räni, kaalium, kaltsium, magneesium, raud, naatrium.

5. Aatomkaal.

Kui möödunud sajandi lõpul võis kahelda molekulide ja aatomite reaalses olemasolus, siis XX sajandi uurimised tõestasid nende olemasolu sellise selgusega, nagu näeksime neid oma silmaga.

Õnnestus isegi küllalt täpselt määrata üksikute aatomite kaal ja mõõted, kuigi mitte otseselt (s. t. kaalumisega), vaid kaudselt. Aatomite kaalu määramine on keerukas ja selle meetodeid käsitellakse ülikooli kursuses.

Aatomite mõõted ja kaal on väga väikesed. Näiteks ühe vesiniku aatomi kaal on 0,000 000 000 000 000 000 001 66 grammi $= 1{,}66 \cdot 10^{-24}$ grammi ja hapniku aatomi kaal on $26{,}4 \cdot 10^{-24}$ grammi.

Kuigi käesoleval ajal on mitmesuguste elementide aatomite kaal küllaldase täpsusega määratud, eelistatakse keemias kasutada suhtelisi ühikuid, s. o. aatomkaale.

Aatomkaalu ühikuks loetakse rahvusvahelise kokkuleppe kohaselt tänapäeval $^1/_{16}$ hapniku aatomi kaalust. See on nn. hapnikühik (lühendatult h.-ü.).

Elemendi **aatomkaaluks** nimetatakse tema aatomi kaalu, mis on väljendatud hapnikühikutes.

Teiste sõnadega, aatomkaal on arv, mis näitab, mitu korda on antud elemendi aatom $^1/_{16}$ hapniku aatomi kaalust raskem.

Niisiis väljenduvad aatomkaalud nimetute arvudena.

Näiteks öeldakse, et väävli aatomkaal on 32. See tähendab, et üks väävli aatom on 32 korda raskem kui $^1/_{16}$ hapniku aatomi kaal. Teiste sõnadega, üks väävli aatom kaalub 32 «hapnikühikut».

Sellist aatomkaalu väljendusviisi põhjustab esiteks see asjaolu, et aatomkaalude määramise meetodid suhtelistes ühikutes töötati välja umbes 100 aastat tagasi, kuna aatomite tõelise kaalu määramise meetodid loodi XX sajandi alguses. Teiseks väljenduvad aatomkaalud suhtelistes ühikutes võrdlemisi väikeste, täisarvudele lähedaste arvudena, aatomite tõelised kaalud aga väga väikeste murdudena.

Alguses võeti aatomkaalude ühikuks vesiniku aatomi kaal; sel puhul väljendus hapniku aatomkaal arvuga 15,88. Et aga enamiku elementide aatomkaalud määratakse nende hapnikühendite uurimisel, siis on käepärasem võtta lähtesuuruseks hapniku aatom, võttes tema aatomkaaluks 16. Vesiniku aatomkaal on sel juhul 1,008.

Et keemia kursuse käsitlemisel me enamikul juhtudel ümardame aatomkaalud täpsusega kuni 0,5, siis võtame vesiniku ja hapniku aatomkaaludeks vastavalt 1 ja 16.

6. Keemiliste elementide tähistamine.

Ainete koostise kui ka keemilise reaktsiooni käigu lühikeseks ja näitlikuks väljendamiseks kasutatakse keemiliste elementide aatomite tähistamisel nende ladinakeelsete või kreekakeelsete nimetuste esimesi tähti. Näiteks vesinikku tähistatakse H — esimene täht tema ladinakeelsest nimetusest *Hydrogenium*; hapnik O — *Oxygenium*; väävel S — *Sulfur* jne. Allpool on antud mõningate tähtsamate elementide nimetused koos nende tähistusega — sümboliga ja aatomkaaluga.

Iga elemendi sümbol näitab, et meil on tegemist mitte

ainult teatava keemilise elemendiga, vaid ka selle elemendi kindla hulgaga, tema kaaluga hapnikühikutes. Näiteks H tähistab üht vesiniku aatomit, mille kaal võrdub 1 hapnikühikuga, O — üht hapniku aatomit, mille kaal võrdub 16 hapnikühikuga, S — üht väävli aatomit, mille kaal võrdub 32 hapnikühikuga, jne.

Tähtsamate elementide keemilised sümbolid, nimetused ja aatomkaalud.

Keemiline sümbol	Ladinakeelne nimetus	Nimetus	Aatomkaal
Ag	Argentum	Hõbe	107,9
Al	Aluminium	Alumiinium	27,0
Au	Aurum	Kuld	197,2
Ba	Barium	Baarium	137,4
Bi	Bismuthum	Vismut	209,0
C	Carboneum	Süsinik	12,0
Ca	Calcium	Kaltsium	40,1
Cl	Chlorum	Kloor	35,5
Cu	Cuprum	Vask	63,5
Fe	Ferrum	Raud	55,8
H	Hydrogenium	Vesinik	1,0
Hg	Hydrargyrum	Elavhõbe	200,6
K	Kalium	Kaalium	39,1
Mg	Magnesium	Magneesium	24,3
Mn	Manganum	Mangaan	54,9
N	Nitrogenium	Lämmastik	14,0
Na	Natrium	Naatrium	23,0
O	Oxygenium	Hapnik	16,0
P	Phosphorum	Fosfor	31,0
Pb	Plumbum	Seatina (plii)	207,2
S	Sulfur	Väävel	32,1
Si	Silicium	Räni	28,1
Sn	Stannum	Tina	118,7
Zn	Zincum	Tsink	65,4

Aatomkaalud on antud ümardatult.

7. Liht- ja liitained.

Eespool nägime, et iga üksik aatom on element, kuid ükski aatomite ühendus ei ole enam element, sest ühinenud aatomitel ilmnevad uued omadused, mida ei ole vabadel üksikutel aatomitel. Sama aine aatomite omavahelisel ühinemisel tekivad **lihtaine** molekulid, erinevate elementide aatomite ühinemisel tekivad **liitaine** molekulid.

Lihtaineid tuntakse tänapäeval 290, elemente aga ainult 96, millest 8 on saadud kunstlikult.

Erinevus elementide ja lihtainete arvu vahel on tingitud sellest, et paljud elemendid moodustavad mitu lihtainet. Keemilise elemendi omadust moodustada mitut lihtainet nimetatakse **allotroopiaks,** neid lihtaineid aga antud elemendi allotroopseteks modifikatsioonideks. Viimaste olemasolu on tingitud aatomite mitmesugusest arvust ja paigutusest lihtaine molekulis. Nii näiteks üldtuntud lihtained süsi, teemant ja grafiit, mis omadustelt teravalt erinevad, on ühe ja sama elemendi — süsiniku (C) — allotroopsed modifikatsioonid. Ühinedes näiteks hapnikuga, annavad nad ühe ja sama liitaine — süsihappegaasi.

Paljud lihtained on kõigile hästi tuntud. Sellised on näiteks metallid raud, vask, tina, seatina (plii), hõbe, tsink jt. Mittemetallilistest lihtainetest on tuntumad väävel, fosfor, jood, hapnik, kloor, vesinik, lämmastik jt. Harilikel tingimustel on enamik lihtaineid tahkes olekus, ainult kaks lihtainet — broom ja elavhõbe — on vedelad ning kaksteistkümmend lihtainet on gaasilised.

Keemilisel teel pole võimalik lihtaineid lagundada.

Määratu enamik ainetest (sajad tuhanded) nii looduses

leiduvaist kui ka kunstlikult saaduist, on liitained. Sellised on näiteks vesi, süsihapu vask, suhkur, vasevitriol jt.

Kõik liitained on keemilisel teel lagundatavad. Näiteks lagundades elavhõbehapendit kuumutamise teel, saame kaks lihtainet — elavhõbeda ja hapniku. Süsihapu vase lagundamisel saame vaskhapendi ja süsihappegaasi, mis on omakorda liitained ja neid saab edasi lagundada. Siiski, missuguseid liitaineid me ka lagundaksime, lõpuks jõuame ikkagi teatava arvu aineteni, mida keemilisel teel enam edasi lagundada ei ole võimalik. Need ongi lihtained.

8. Koostise püsivuse seadus.

Keemilistes ühendites esinevad elemendid mitte igas mõeldavas, vaid kindlates vahekordades, mis väljendub koostise püsivuse seaduses: igasugusel puhtal ainel on püsiv koostis, olenemata tema saamise viisist.

Atomistlik-molekulaarne teooria selgitab lihtsalt koostise püsivuse seaduse.

Me teame, et keemiline ühend koosneb ühesugustest molekulidest. Seetõttu on tema koostis sama, mis igal üksikul molekulil. Näiteks vee molekul koosneb kahest vesiniku aatomist ja ühest hapniku aatomist. Kui hapniku aatom on 16 korda vesiniku aatomist raskem, siis on hapniku kaalu suhe vesiniku kaaluga vee molekulis 16 : 2 ehk 8 : 1. Et vee molekulid on kõik ühesugused, siis ükskõik missugusel viisil me vett ka saame, tema koostisse kuuluvad alati hapnik ja vesinik vahekorras 8 : 1.

9. Molekulkaal.

Molekulide kaal, nagu aatomi kaalgi, on väga väike. Käesoleval ajal aga me oskame määrata molekulide kaalu ja nende mõõteid. Muidugi ei ole nende suuruste otsene mõõtmine või-

malik, kuid teadus on leidnud palju kaudseid meetodeid nende määramiseks. Vesiniku molekuli läbimõõt on näiteks 0,000000021 ehk 2,1 10^{-8} cm; hapniku molekuli läbimõõt on 0,000000027 ehk 2,7 10^{-8} cm jne.

Need arvud ütlevad vähe meie kujutlusele, sest oleme harjunud teistsuguste mõõdetega. Seepärast näitliku kujutluse saamiseks molekuli suurusest kasutame alljärgnevat võrdlust.

Oletame, et meie Maa kõigi temal asuvate kehadega suureneks miljon korda. Siis oleks inimese kõrgus 1700 km, tema juuksekarva jämedus oleks 100 m, kärbes muutuks 8 km pikkuseks hiigelloomaks, molekul aga oleks sel juhul punkti suurune.

Mistahes gaasi üks cm^3 sisaldab 0^0 temperatuuril ja normaalrõhul 27 000 000 000 000 000 000 molekuli, s. t. 27 triljonit.

Kuivõrd määratu on see arv, võime otsustada selle järgi, et kui jaotada need molekulid ühtlaselt kogu maakera pinnale, siis igale ruutsentimeetrile langeb veel üle viie molekuli. Kujutage enesele ette, et me võtsime klaasi vett ja erilise värviga märkisime ära kõik molekulid, mida see vesi sisaldab. Valades selle vee merre ja segades mere vett selliselt, et meie veeklaasis sisaldunud molekulid jaguneksid ühtlaselt kogu maakeral olevas merevees, saame vee, mille ühes klaasitäies leiaksime umbes sada tuttavat märgitud molekuli. Oletame, et me tahaksime ära lugeda ühes cm^3-s vees (pool sõrmkübara-täit) sisalduvad molekulid ja oleksime nii osavad, et suudaksime sekundis lugeda 1 000 000 000 molekuli, sel juhul tuleks meil katkestamatult lugeda 3 000 000 aastat.

Kui me võrdleksime molekuli kaalu inimese kaaluga, siis oleks esimene niimitu korda viimasest kergem, kuimitu korda on inimene kergem Päikesest.

Vesiniku molekuli kaal on
0,000 000 000 000 000 000 000 003 340 g.

Selliste väikeste suurustega on raske praktikas tegelda. Seetõttu väljendatakse molekulide kaalu samuti nagu aatomite kaalugi hapnikühikutes.

Molekulkaaluks nimetatakse arvu, mis näitab, mitu hapnikühikut kaalub antud aine üks molekul.

Nii näiteks on vee molekulkaal 18 h.-ü., väävelhappe molekulkaal 98 h.-ü. jne.

10. Keemilised valemid.

Lühendatud tähiste (sümbolite) abil saab väljendada ka liitainete koostist, mille moodustavad mitu elementi. Selleks kirjutatakse selle molekuli koostisse kuuluvate keemiliste elementide sümbolid üksteise kõrvale, näiteks FeS — väävelraud, HgO — elavhõbehapend.

Aine keemilise koostise lühendatud väljendust nimetatakse **valemiks.**

Kui aine molekuli koostisse kuulub sama elemendi mitu aatomit, siis märgitakse seda valemis väikese numbriga selle elemendi keemilise sümboli kõrval paremal all. Vee molekulisse kuulub kaks aatomit vesinikku ja üks aatom hapnikku; vee valem kirjutatakse H_2O ja loetakse «ha kaks o».

Süsihappegaasi molekul koosneb ühest süsiniku aatomist ja kahest hapniku aatomist, tema valem on CO_2 — «tse o kaks». Arvud, mis on asetatud mingi elemendi sümboli kõrvale paremale alla, märgivad ainult selle elemendi aatomite arvu molekulis ning pole kehtivad teiste selle molekuli koostisesse kuuluvate elementide aatomite kohta. Väävelhappe valem H_2SO_4 näitab, et selle aine molekul koosneb kahest vesiniku aatomist, ühest väävli aatomist ja neljast hapniku aatomist. Kui valemis on keemilised sümbolid asetatud sulgudesse ja sulu järele on paigutatud arv, siis see arv on mak-

sev kõikide elementide aatomite kohta, mille sümbolid on sulgudes, näiteks $Ca(OH)_2$, $Ca(H_2PO_4)_2$ jne.

Keemilises valemis olevaid mõningate elementide sümboleid loetakse tähtedena, nagu süsinik C — tse, vesinik H — ha, hapnik O — o, fosfor P — pe ja väävel S — es. Teisi sümboleid loetakse tavaliselt, nagu nende elementide ladinakeelseid nimetusi: raud Fe — ferrum, vask Cu — kuprum, elavhõbe Hg — hüdrargürum jne. Toome veel mõningaid näiteid:

Fe_3O_4 (magnetiline raudhapend) — ferrum kolm o neli,

NaCl (keedusool) — naatrium kloor,

$Hg(NO_3)_2$ — hüdrargürum sulgudes en o kolm kaks korda.

Harjutusi.

1. Lugege järgmised valemid ja nimetage, missugustest elementidest koosnevad nendega tähistatud ühendid:

a) kloorvesinik HCl, b) kustutamata lubi CaO, c) väävlisgaas SO_2, d)ränikahelishapend (kvarts) SiO_2, e) väävelhape H_2SO_4, f) ammoniaak NH_3 g) tšiili salpeeter $NaNO_3$, h) marmor $CaCO_3$, i) salmiaak NH_4Cl.

2. Kirjutage järgmiste ühendite valemid:

a) tsinkhapend (tsinkhapendi molekul koosneb ühest tsingi aatomist ja ühest hapniku aatomist);

b) magneesiumhapend (magneesiumhapendi molekul koosneb ühest magneesiumi aatomist ja ühest hapniku aatomist);

c) keedusool (keedusoola molekul koosneb ühest naatriumi aatomist ja ühest kloori aatomist);

d) vesinikülihapend (vesinikülihapendi molekul koosneb kahest vesiniku aatomist ja kahest hapniku aatomist);

e) viinapiiritus (viinapiirituse molekul koosneb kahest süsiniku aatomist, kuuest vesiniku aatomist ja ühest hapniku aatomist);

f) püriit (püriidi molekul koosneb ühest raua aatomist ja kahest väävli aatomist);

g) bertolee sool (bertolee soola molekul koosneb ühest kaaliumi aatomist, ühest kloori aatomist ja kolmest hapniku aatomist);

h) tavaline ehk pilliroosuhkur (tavalise suhkru molekul koosneb kaheteistkümnest süsiniku aatomist, kahekümne kahest vesiniku aatomist ja üheteistkümnest hapniku aatomist).

11. Molekulkaalu arvutamine.

Keemilisel valemil on kvalitatiivne ja kvantitatiivne sisu. Näiteks väävelraua valem näitab mitte ainult seda, et see aine koosneb rauast ja väävlist (kvalitatiivne sisu), vaid ka seda, et väävelraua molekulis on üks aatom rauda, mille aatomkaal on 56, ja üks aatom väävlit, mille aatomkaal on 32 (kvantitatiivne sisu).

HgO on elavhõbehapendi valem, mis sisaldab ühe aatomi elavhõbedat (aatomkaal 201) ja ühe aatomi hapnikku (aatomkaal 16). Need valemid näitavad meile, et väävelraua FeS molekulkaal on $56 + 32 = 88$, elavhõbehapendi HgO molekulkaal aga $201 + 16 = 217$. Siit on selge, et *aine molekulkaalu arvutamiseks tuleb valemi järgi leida molekuli koostisse kuuluvate aatomite aatomkaalude summa.*

Nii näiteks väävelhappe H_2SO_4 molekul koosneb kahest vesiniku aatomist, mille kaal on $1 \cdot 2 = 2$, ühest väävli aatomist — aatomkaal 32, ja neljast hapniku aatomist — aatomkaal $16 \cdot 4 = 64$. Järelikult on väävelhappe molekulkaal $2 + 32 + 64 = 98$. Lämmastikhappe HNO_3 molekulkaal on $1 + 14 + 48 = 63$.

Ülesandeid.

Kirjutage järgmiste valemite hääldamine ja arvutage molekulkaal:

1. Potas . . . . . K_2CO_3
2. Salpeeter . . . . . KNO_3
3. Väävelhapu vask . . . . . $CuSO_4$
4. Väävelhapu kaltsium . . . . . $CaSO_4$
5. Põrgukivi . . . . . $AgNO_3$
6. Sublimaat . . . . . $HgCl_2$
7. Väävelhapu magneesium . . . . . $MgSO_4$

12. Keemilise ühendi valemi tuletamine.

Iga keemilise ühendi koostist saab väljendada keemilise valemiga.

Me teame, et keemiline analüüs annab aine kaalulise koostise protsentides, kuid mitte molekuli koostise aatomites. Seepärast seisab keemilise valemi koostamine üleminekus protsendiliselt koostiselt aatomilisele koostisele. Toome mõned valemi koostamise näited.

1. Metaani koostises on 75% süsinikku ja 25% vesinikku, s. t. 75 kaaluosa süsiniku kohta tuleb 25 kaaluosa vesinikku. On tarvis leida metaani valem.

Oletame, et metaani molekulis on üks aatom, s. t. 12 kaaluosa süsinikku. Kuimitu kaaluosa vesinikku tuleb siis 12 kaaluosa süsiniku kohta metaani molekulis, kui 75 kaaluosa süsiniku kohta on selles molekulis 25 kaaluosa vesinikku?

Lahendus:

75 kaaluosa süsiniku kohta tuleb 25 kaaluosa vesinikku,
12 „ „ „ „ x „ „

Koostame võrde $\frac{75}{12} = \frac{25}{x}$

Võrdest leiame, et $x = \frac{12 \cdot 25}{75} = 4.$

Nii saame, et 12 kaaluosa süsiniku kohta, s. o. ühe aatomi süsiniku kohta tuleb 4 kaaluosa, s. o. 4 aatomit vesinikku.

Metaani valem on CH_4.

Selle asemel, et lahendada ülesannet nii, nagu praegu tegime, võib kasutada järgmist lihtsat reeglit:

Elementide kaaluhulgad (väljendatud protsentides või kaaluosades) jagame vastavate aatomkaaludega; saame elementide aatomite arvude suhte antud aine molekulis; kui

arvud on murrulised, muudame nad täisarvudeks, sest molekuli koostises saab olla ainult täisarv aatomeid.

2. Võtame näiteks magneesiumhapendi, mis sisaldab 60% magneesiumi ja 40% hapnikku. Magneesiumi aatomite suhe hapniku aatomite arvuga väljendub järgmiselt:

$$x : y = \frac{60}{24} : \frac{40}{16} \text{ ehk } x : y = 2{,}5 : 2{,}5.$$

Seega võime kirjutada:

$$x : y = 1 : 1.$$

Siit saame magneesiumhapendi valemiks MgO.

Ülesandeid.

1. Leida keemilised valemid ainetele, millede koostis on järgmine:
a) Cu — 80%, O — 20%; CuO;
b) S — 50%, O — 50%; SO_2
c) Na — 57,5%, O — 40%, H — 2,5%; NaOH
d) Cu — 40%, S — 20%, O — 40%; CuSO
e) Ca — 40%, C — 12%, O — 48%; $CaCO_3$
f) Na — 43,4%, C — 11,3%, O — 45,3%; Na_2CO_3
g) Na — 42,1%, P — 18,9%, O — 39%. Na_3PO_4

2. Leida väävelnaatriumi valem. Tema koostises on 23 kaaluosa naatriumi kohta 16 kaaluosa väävlit. Na_2S

3. Leida alumiiniumhapendi valem. Tema koostises on 9 kaaluosa alumiiniumi kohta 8 kaaluosa hapnikku. Al_2O_3

4. Leida väävlishapendi (väävlisgaasi) valem. Tema koostises on ühe kaaluosa väävli kohta üks kaaluosa hapnikku. SO_2

5. Leida magnetilise raudhapendi valem. Tema koostises on 21 kaaluosa raua kohta 8 kaaluosa hapnikku. Fe_3O_4 FeO

6. 9 g alumiiniumi ühinemisel väävliga tekib 25 g väävelalumiiniumi. Leida väävelalumiiniumi valem. Al_2S_3

13. Valents.

Ainete määratu mitmekesisus, millega tuleb keemias tegemist teha, ei võimalda mehaaniliselt meeles pidada kõikide

keemiliste ühendite valemeid, kui nende ühendite tekkimises ei oleks kindlat seaduspärasust. Vaatleme, kuidas koostatakse keemilisi valemeid.

Esiteks ei ühine iga element kõikide teiste elementidega, vaid ainult osaga neist. Näiteks vesinik ühineb hapnikuga, väävliga, lämmastikuga, kuid ei ühine paljude metallidega.

Teiseks ühinevad ühe elemendi aatomid mitmesuguste teiste elementide erineva arvu aatomitega.

Vaadeldes rida aineid, milledel on järgmised valemid: HCl (kloorvesinik), H_2O (vesi), NH_3 (ammoniaak), CH_4 (metaan), Na_2O (naatriumhapend), MgO (magneesiumhapend), Al_2O_3 (alumiiniumhapend), SO_2 (väävlishapend), CO_2 (süsihappegaas), P_2O_5 (fosforhapend) jne., märkame, et nad on väga mitmekesise koostisega.

Meile tuttavas vee valemis seob üks hapniku aatom kahte vesiniku aatomit, kloorvesiniku aatomis seob üks kloori aatom ühte vesiniku aatomit. On olemas elemente, mille üks aatom suudab siduda kolme vesinikuaatomit (lämmastik ammoniaagis) ja isegi nelja vesinikuaatomit (süsinik metaanis).

Mitmetes hapendites võime täheldada, et hapniku aatomid võivad siduda mitmesuguste elementide erinevat aatomite arvu. Näiteks naatriumhapendis (Na_2O) seob üks hapniku aatom kahte naatriumi aatomit, magneesiumhapendis (MgO) seob üks hapniku aatom ühte magneesiumi aatomit, jne.

Aatomite omadust siduda ühendites teise elemendi üht või teist aatomite arvu nimetatakse **valentsiks**.

Vaadeldes mõningaid vesiniku ühendeid (HCl, H_2O, NH_3, CH_4) märkame, et üks vesiniku aatom seob ühendites mitte rohkem kui teise elemendi ühe aatomi. Järelikult on tal väikseim valents. Valentsi väljendamiseks võetakse valentsi ühikuks vesiniku valents. Vesinik on ühevalentne element.

Ühevalentseks loetakse elementi, mille aatom seob või asendab ühendis ühe vesinikuaatomi. Ühevalentsete elementide hulka kuuluvad näit. metallid naatrium (Na) ja kaalium (K), mittemetallid kloor (Cl — ühendites vesinikuga ja metallidega) ja väike arv teisi elemente. Need annavad selliseid ühendeid, nagu HCl, NaCl, KCl jne.

Kahevalentseks loetakse elementi, mille aatom seob või asendab ühendis kaks vesiniku või kaks mõne teise ühevalentse elemendi aatomit. Kahevalentsete elementide näiteiks võivad olla mittemetallidest hapnik (O) ja metallidest kaltsium (Ca), magneesium (Mg). Need moodustavad ühevalentsete elementidega ühendeid nagu H_2O, $CaCl_2$, $MgCl_2$ jne.

Kolmevalentsete elementide aatomid seovad või asendavad ühendeis kolm ühevalentsete elementide aatomit. Kolmevalentsete elementide näiteiks võib tuua metallidest alumiiniumi (Al), kroomi (Cr) ja mittemetallidest lämmastikku (N). Need annavad ühevalentsete elementidega järgmise koostisega ühendeid: $AlCl_3$, $CrCl_3$, NH_3 jne.

Neljavalentsete elementide näiteina vaatleme süsinikku (C), mis annab ühevalentsete elementidega järgmisi ühendeid: CH_4 (metaan) ja CCl_4 (neljalis kloormetaan).

On olemas ka viie-, kuue-, seitsme- ja kaheksavalentseid elemente.

Elemendi valents, mille leidsime tema ühendites ühevalentsete elementidega, väljendub ka ühendites teiste elementidega.

Elemendi valentsi võib defineerida kui arvu, mis näitab, mitut vesiniku või mõne teise ühevalentse elemendi aatomit seob antud elemendi aatom ühendites.

Elementide valents võib muutuda vastavalt tingimustele, milles toimub reaktsioon.

Nii näiteks vaskhapend (CuO) sisaldab kahevalentset vaske, tal on must värvus ja teda saadakse vase kuumutamisel õhu käes 500—600° temperatuuril. Kui aga vaske kuumutada üle 800°, siis saame punase värvusega vaskalahapendi (Cu_2O), kus vask on ühevalentne.

Käsitelles keemilisi elemente võime märkida, et peaaegu kõik mittemetallid on muutuva valentsiga. Püsiva valentsiga on kaks mittemetalli: ühevalentne vesinik ja kahevalentne hapnik.

Peame meeles mõningate tähtsamate metallide valentsid:

1) ühevalentsed metallid — kaalium (K), naatrium (Na), hõbe (Ag);

2) kolmevalentsed metallid — alumiinium (Al); kroom (Cr);

3) muutuva valentsiga metallid on vask $\overset{I}{Cu}$ ja $\overset{II}{Cu}$, raud $\overset{II}{Fe}$ ja $\overset{III}{Fe}$ jt.;

4) kahevalentsed metallid — kõik teised metallid, millega meil tuleb tegelda.

14. Valemite koostamine valentsi järgi.

Selleks, et koostada teatavate valentsidega kahe elemendi ühendi valemit, tuleb meeles pidada järgmine reegel: ühe elemendi aatomite arvu korrutis selle elemendi valentsiga võrdub teise elemendi aatomite arvu ja tema valentsi korrutisega. Juhul, kui mõlemate elementide valents on üks ja sama, siis on ka nende aatomite arv ühendi molekulis võrdne, näit. CaO, NaCl jt.

Näitena toome alumiiniumhapendi valemi koostamise. Kirjutame alumiiniumi keemilise sümboli Al. Tuletame meelde, et alumiinium on kolmevalentne, ja kirjutame tema keemilise sümboli kohale arvu kolm rooma numbriga: $\overset{III}{Al}$. Alumiiniumi keemilise sümboli kõrvale kirjutame hapniku keemilise sümboli, mille kohale kirjutame tema valentsi tähistava rooma numbri II: $\overset{III\ II}{Al\ O}$. Sellisel kujul ei ole valem õige, sest ühe alumiiniumi aatomi kolmele valentsile vastab ühe hapniku aatomi kaks valentsi. Tähendab, hapendi molekuli koostisesse peab kuuluma mitu alumiiniumi ja hapniku aatomit. Ühendi molekulis peab alumiiniumi valentsi korrutis tema aatomite arvuga võrduma hapniku valentsi ja tema aatomite arvu korrutisega. Kui me võtame kaks alumiiniumi aatomit ja kolm hapniku aatomit, siis kahe aatomi alumiiniumi valentside üldarv on võrdne kolme aatomi hapniku valentside arvuga, s. t. on võrdne 6-ga. Järelikult on alumiiniumhapendi valem Al_2O_3.

Küsimusi ja harjutusi.

1. Missugune on kloori, väävli, lämmastiku, fosfori ja süsiniku valents järgmistes ühendites: CO_2, P_2O_5, SO_3, NH_3, HCl?

2. Missugune on lämmastiku valents tema järgmistes ühendites: N_2O_3, NO_2, N_2O, NO, N_2O_5?

3. Kirjutage alljärgnevate elementide ühendite valemid väävliga (väävli valents on kaks, teiste elementide valents on tähistatud nende märkide peal asetsevate rooma numbritega):

$$\overset{I}{Na},\ \overset{II}{Ca},\ \overset{III}{Al},\ \overset{IV}{C}.$$

4. Kirjutada järgmiste ühendite valemid:

a) kaalium ($\overset{I}{K}$) ja väävel ($\overset{II}{S}$);

b) lämmastik ($\overset{III}{N}$) ja hapnik ($\overset{II}{O}$);

c) magneesium ($\overset{II}{Mg}$) ja lämmastik ($\overset{III}{N}$);

d) alumiinium ($\overset{III}{Al}$) ja lämmastik ($\overset{III}{N}$).

5. Fluorvesinikus tuleb ühe kaaluosa vesiniku kohta 19 kaaluosa fluori. Missugune on fluori valents selles ühendis?

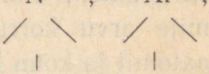
6. Väävelvases tuleb 4 kaaluosa vase kohta 1 kaaluosa väävlit. Missugune on vase valents selles ühendis?

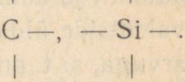
15. Struktuurvalemite koostamine.

Näitlikkuse mõttes on elementide valentsi hakatud märkima kriipsukestena keemiliste elementide sümbolite juures. Kriipsukeste arv vastab valentsi ühikute arvule, näiteks:

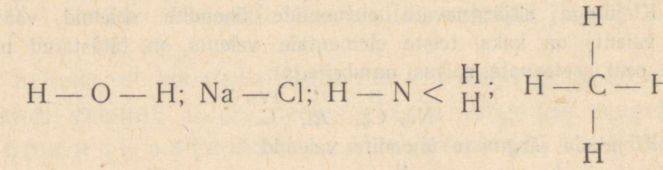
ühevalentsed aatomid: H —, Cl —, Na —;

kahevalentsed aatomid: O =, Zn = ehk — O —, — Zn —;

kolmevalentsed aatomid: N ≡, Al ≡ ehk ;

neljavalentsed aatomid: C ≡, Si ≡ ehk .

Liitaine molekuli tekkimisel kulutatakse ühe aatomi ühe valentsi kohta teise aatomi üks valents, kusjuures vabu valentsühikuid aatomitele ei jää. Nii kujutatakse kloorvesiniku molekuli järgmiselt: H — — Cl, või tõmmates kriipsukesed ühte: H—Cl. Vee, kloornaatriumi, ammoniaagi ja metaani molekulide valemeid võib kujutada järgmiselt:



Valemeid, mis näitavad sidet üksikute aatomite vahel molekulis, nimetatakse s t r u k t u u r v a l e m i t e k s.

Ülesanne.

Koostada väävelnaatriumi, väävelmagneesiumi, kloorvesiniku ja klooralumiiniumi struktuurvalemid.

16. Gramm-aatom ja gramm-molekul.

Nagu juba teame, näitavad aine valemid ka molekulkaalu. Näiteks väävelraua ja vee valemid näitavad, et väävelraua molekulkaal on $56 + 32 = 88$ ja vee molekulkaal 18. Missuguse koguse väävelrauda või vett me ka võtaksime, nende koostisesse kuuluvate väävli ja raua, samuti ka vesiniku ja hapniku kaaluline suhe jääb samaks. Oletame, et võtsime miljon väävelraua molekuli. Valemi FeS järgi sisaldub selles siis miljon aatomit rauda ja miljon aatomit väävlit. Väävli kaalu suhe raua kaaluga on:

$$\frac{1\,000\,000 \cdot 32}{1\,000\,000 \cdot 56} = \frac{32}{56}.$$

Selle tõttu 88 mistahes kaaluühikut väävelrauda sisaldab 56 samasugust kaaluühikut rauda ja 32 samasugust kaaluühikut väävlit. Nii võime keemilisele sümbolile omistada mistahes kaaluühikute tähenduse, kusjuures nende arvuline suurus on võrdne tema aatomkaaluga. Nii võime mõista sümboli Fe all 56 grammi, kilogrammi, tonni jne. rauda, sümboli S all aga 32 grammi, kilogrammi, tonni jne. väävlit.

Sagedamini mõistetakse valemi keemiliste sümbolite all hulki grammides.

Elemendi hulka grammides, mis on arvuliselt võrdne tema aatomkaaluga, nimetatakse selle aine **gramm-aatomiks** ja aine hulka grammides, mis on arvuliselt võrdne tema molekulkaaluga — **gramm-molekuliks**.

Gramm-molekuli kirjutatakse lühendatult **g-mol**.

Vee gramm-molekul (g-mol) näiteks on 18 grammi vett, sest vee molekulkaal on 18; väävelhappe molekulkaal on 98, väävelhappe gramm-molekul (g-mol) on 98 grammi väävelhapet jne.

1. Määrata järgmiste ainete gramm-aatomid ja gramm-molekulid: Zn, Cu, $CuSO_4$, HNO_3, NaOH, HCl.

2. Mitu grammi on: a) üks gramm-molekul hapnikku (O_2), b) üks gramm-molekul väävelhapet (H_2SO_4), c) üks gramm-molekul keedusoola (NaCl), d) kaks gramm-molekuli vett (H_2O), e) $^1/_2$ gramm-molekuli lämmastikku (N_2)?

3. Mitu grammi on: a) 1 gramm-aatom kloori (Cl), b) $^1/_2$ gramm-aatomit kulda, c) 5 gramm-aatomit väävlit?

4. Mitu gramm-molekuli on: a) 36 g vett, b) 320 g raudhapendit (Fe_2O_3), c) 8 g vesinikku (H_2), d) 1 kg süsihaput kaltsiumi ($CaCO_3$)?

5. Mitu gramm-molekuli söögisoodat sisaldub 1 kg söögisoodas ($NaHCO_3$)?

6. Mitu gramm-molekuli vett on ühes klaasis vees (klaasi ruumala on 250 cm^3)?

7. Missuguse osa gramm-aatomist moodustab: a) 20 g kaltsiumi (Ca), b) 7 g räni (Si), c) 0,1 g vesinikku (H_2)?

17. Arvutused valemite järgi.

Tundes liitaine valemit ja elementide aatomkaalusid, võime lahendada terve rea ülesandeid.

Enne üksikute näidete käsitlemist tuletame meelde, et kasutades ülesande lahendamisel gramm-aatomi ja gramm-molekuli mõistet, tuleb pidada silmas järgmist:

1) antud aine kogused tuleb juhul, kui nad esinevad harilikes kaaluühikuis, muuta gramm-molekulideks (või elementide puhul gramm-aatomiteks);

2) nende saadud suurustega opereeritakse ülesande lahendamisel;

3) et vastus saadakse samuti gramm-molekulides (või gramm-aatomites), siis tuleb need ümber arvutada harilikesse mõõtühikuisse.

a) Elemendi hulga arvutamine antud aine hulgas.

Näide 1. Ülesanne. Mitu grammi hapnikku sisaldub 2,5 gramm-molekulis süsihappegaasis?

Lahendus.

1) Selles ülesandes on aine lähtekogus juba antud keemilises mõõtühikus ja seetõttu esimene lahenduse etapp langeb ära.

2) Süsihappegaasi valemist CO_2 nähtub, et 1 g-mol CO_2 sisaldab 2 gramm-aatomit O;

2,5 g-moli CO_2 sisaldab seega $2 \cdot 2{,}5 = 5$ gramm-aatomit O.

3) Edasi leiame, et 5 gramm-aatomit O kaalub

$$16 \cdot 5 = 80 \text{ g } (O_2).$$

Vastus. 2,5 g-molis CO_2 sisaldub 80 g hapnikku.

Lahenduse kirjutame tavaliselt järgmiselt:

$$CO_2 = C + 2O$$

1 g-molile CO_2 vastab 2 gramm-aatomit O
2,5 g-molile CO_2 vastab $2 \cdot 2{,}5$ ehk 5 gramm-aatomit O.
Siit leiame, et
5 gramm-aatomit hapnikku kaalub

$$16 \cdot 5 = 80 \text{ g } (O_2).$$

Vastus. 2,5 g-molis CO_2 sisaldub 80 g hapnikku.

Seda ülesannet võib lahendada ka võrde abil.
Esmalt leiame, et

$$1 \text{ g-mol } CO_2 \text{ kaalub } 12 + 16 \cdot 2 = 44 \text{ g};$$

edasi leiame, et

$$2{,}5 \text{ g-moli } CO_2 \text{ kaalub } 44 \cdot 2{,}5 = 110 \text{ g}.$$

Et üks molekul CO_2 sisaldab 2 aatomit O, siis võime kirjutada

$$44 \text{ g } CO_2 \text{ —— } 32 \text{ g } O_2$$

$$110 \text{ g } CO_2 \text{ —— } x \text{ g } O_2$$

Saadud võrdest

$$44 : 110 = 32 : x$$

leiame, et

$$x = \frac{110 \cdot 32}{44} = 80 \text{ (g)}.$$

Vastus. 2,5 g-molis CO_2 sisaldub 80 g hapnikku.

Näide 2. Ülesanne. Mitu grammi rauda sisaldub 40 grammis raudhapendis (Fe_2O_3)?

Lahendus.

1) Fe_2O_3 molekulkaal on

$$56 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 160;$$

2) 40 grammi Fe_2O_3 moodustab $\frac{40}{160} = 0{,}25$ g-moli Fe_2O_3.

3) Valemist Fe_2O_3 näeme, et

1 g-molis Fe_2O_3 sisaldub 2 g-aatomit Fe

0,25 g-molis Fe_2O_3 „ $0{,}25 \cdot 2 = 0{,}5$ gramm-aatomit Fe;

4) siit leiame, et 0,5 gramm-aatomit Fe kaalub

$$56 \cdot 0{,}5 = 28 \text{ g (Fe)}.$$

Vastus. 40 g Fe_2O_3 sisaldab 28 g rauda.

Lahenduse kirjutame järgmiselt:

Fe_2O_3 sisaldab 2 Fe

1 g-molile Fe_2O_3 vastab 2 gramm-aatomit Fe,

seega $\frac{40}{160}$ g-molile Fe_2O_3 vastab $\frac{2 \cdot 40}{160}$ ehk 0,5 gramm-aatomit Fe.

Siit leiame, et

0,5 gramm-aatomit Fe kaalub

$$56 \cdot 0{,}5 = 28 \text{ g (Fe)}.$$

V a s t u s. 40 g Fe_2O_3 sisaldab 28 g rauda.

Seda ülesannet võib lahendada ka võrde abil.

Esmalt leiame, et

Fe_2O_3 molekulkaal on $56 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 160$.

Et

Fe_2O_3 sisaldab 2 Fe,

võime kirjutada

160 g Fe_2O_3 —— 112 g Fe

40 g Fe_2O_3 —— x g Fe.

Saadud võrdest

$$160 : 40 = 112 : x$$

leiame, et

$$x = \frac{112 \cdot 40}{160} = 28 \text{ (g)}.$$

V a s t u s. 40 g Fe_2O_3 sisaldab 28 g rauda.

b) Aine hulga arvutamine temas sisalduva elemendi hulga põhjal.

Näide 1. Ü l e s a n n e. Missugune hulk (kui palju) Fe_2O_3 sisaldab 140 g rauda?

L a h e n d u s.

1) 140 grammi rauda moodustavad

$$\frac{140}{56} = 2{,}5 \text{ gramm-aatomit rauda.}$$

2) Valemist Fe_2O_3 näeme, et

1 gramm-aatom Fe sisaldub 0,5 gramm-molis Fe_2O_3,

seega

2,5 gramm-aatomit Fe sisaldub $2{,}5 \cdot 0{,}5$ ehk 1,25 g-molis Fe_2O_3;

3) 1 g-mol Fe_2O_3 kaalub

$$56 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 160 \text{ g};$$

4) 1,25 g-moli Fe_2O_3 moodustavad seega

$$160 \cdot 1{,}25 = 200 \text{ g } (Fe_2O_3).$$

Vastus. 140 g Fe sisaldub 200 g Fe_2O_3.

Lahenduse kirjutame järgmiselt:

2Fe sisaldub Fe_2O_3

2 g-aatomile Fe vastab 1 g-mol Fe_2O_3,
1 g-aatomile Fe vastab 0,5 g-moli Fe_2O_3.

Seega

$\frac{140}{56}$ g-aatomile Fe vastab $\frac{140 \cdot 0{,}5}{56}$ g-moli Fe_2O_3.

Siit leiame, et

$\frac{140 \cdot 0{,}5}{56}$ g-moli Fe_2O_3 kaalub 200 g.

Vastus. 140 g Fe sisaldub 200 g Fe_2O_3.

Lahendus võrde abil. Selleks leiame esmalt, et Fe_2O_3 molekulkaal on $56 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 160$.

Et

Fe_2O_3 sisaldub 2 Fe,

võime kirjutada, et

160 g Fe_2O_3 —— 112 g Fe

x g Fe_2O_3 —— 140 g Fe.

Saadud võrdest

$$160 : x = 112 : 140$$

leiame, et

$$x = \frac{160 \cdot 140}{112} = 200 \text{ (g)}.$$

Vastus. 140 g Fe sisaldub 200 g Fe_2O_3.

Harjutusi ja ülesandeid.

1. Mitu grammi vesinikku on a) 18 g vees, b) 34 g vesinikülihapendis (H_2O_2), c) 98 g väävelhappes (H_2SO_4)?
2. Mitu grammi hapnikku on a) 18 g vees, b) 34 g vesinikülihapendis, c) 98 g väävelhappes?
3. Kui palju seatina võib saada 478 g seatinaläigust, mille valem on PbS?
4. Kui palju tsinki võib saada 196 g tsinkläigust, mille valem on ZnS?
5. Kui palju rauda võib saada 464 g magnetilisest raudhapendist, mille valem on Fe_3O_4?
6. Missuguses hulgas bertolee soolas ($KClO_3$) sisaldub 24 g hapnikku?
7. Missuguses hulgas tinakivis (SnO_2) sisaldub 238 g tina?
8. Missuguses hulgas vees sisaldub a) 8 g, b) 2 g hapnikku?
9. Kas sisaldub võrdselt rauda a) 1 gramm-molekulis raudhapendis (Fe_2O_3) ja 1 gramm-molekulis magnetilises raudhapendis (Fe_3O_4), b) 1 g Fe_2O_3 ja 1 g Fe_3O_4? Vastuses andke seletus.
10. Mitu vagunit vajatakse 200 t raua väljasulatamisel vajaliku punase rauamaagi (Fe_2O_3) juurdeveoks kõrgahju, kui vagun mahutab 15 t maaki ja rauamaak sisaldab 60% Fe_2O_3?

c) Koostise leidmine %-des valemi järgi.

Keemilise ühendi valem annab võimaluse arvutada selle ühendi koostist protsentides.

Näide. Ülesanne. Avaldada vaskhapendi koostis protsentides.

Lahendus.

1) Vaskhapendi (CuO) molekulkaal on

$$64 + 16 = 80$$

ehk 80 kaaluühikut (k.-ü.).

2) Arvutame, mitu kaaluühikut vaske on 100 kaaluühikus vaskhapendis. Arutleme järgmiselt:

Vaskhapendi valemist (CuO) nähtub, et 1 molekul CuO sisaldab 1 aatomi Cu.

Seega

80 k.-ü. CuO vastab 64 k.-ü. Cu

ehk

1 k.-ü. CuO „ $\frac{64}{80}$ k.-ü. Cu

ehk

100 k.-ü. CuO „ $\frac{64 \cdot 100}{80} = 80$ k.-ü. ehk 80% Cu.

3) Vaskhapendis on hapnikku

$$100 - 80 = 20\%.$$

Vastus: Vaskhapendis on 80% vaske ja 20% hapnikku.

Lahendus võrde abil. Esmalt leiame, et

CuO molekulkaal on $64 + 16 = 80$.

Reaktsiooni võrrandi

$$Cu + O = CuO$$

põhjal kirjutame, et

80 g CuO —— 64 g Cu

100 g CuO —— x g Cu

Võrdest

$$80 : 100 = 64 : x$$

leiame, et

$$x = \frac{100 \cdot 64}{80} = 80\ (\%).$$

Edasi leiame, et vaskhapendis on hapnikku

$$100 - 80 = 20\ (\%).$$

Vastus. CuO koosneb 80% Cu ja 20% O_2.

1. Arvutada väävlisisaldus protsentides: a) väävlishapendis (SO_2), b) väävelhappe anhüdriidis (SO_3).

2. Arvutada vasesisaldus protsentides: a) vaskhapendis (CuO), b) vaskläigus (Cu_2S), c) vasepüriidis ($CuFeS_2$).

3. Leida järgmiste ühendite protsendiline koostis: a) väävelraud (FeS), b) püriit (FeS_2), c) vesi (H_2O), d) lubjakivi ($CaCO_3$), e) kaltsineeritud sooda (Na_2CO_3)?

4. Missuguses allpool toodud ja väetisena kasutatavas ühendis sisaldub kõige rohkem lämmastikku: a) tšiili salpeeter — $NaNO_3$, b) kaltsium salpeeter — $Ca(NO_3)_2$, c) väävelhapu ammoonium — $(NH_4)_2SO_4$, d) lämmastikhapu ammoonium — NH_4NO_3?

5. Leidke kumb maakidest on rauarikkam, kas punane rauamaak (Fe_2O_3) või magnet-rauamaak (Fe_3O_4)?

18. Keemilised protsessid atomistlik-molekulaarse teooria valgusel. Aine kaalu jäävuse seadus.

Vaatleme atomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt kolme keemilise reaktsiooni tüüpi: ühinemisreaktsiooni, lagunemisreaktsiooni ja asendusreaktsiooni.

Võtame elavhõbehapendi (HgO) lagunemisreaktsiooni. Sellel reaktsioonil lagunevad elavhõbehapendi molekulid väiksemateks osadeks — elavhõbeda ja hapniku aatomeiks. Me teame, et aatomid on elemendi väikseimad osakesed, mida ei saa keemiliste reaktsioonide teel edasi lagundada. Üksteisega ühinedes moodustavad aatomid liht- ja liitainete molekule.

Elavhõbehapendi molekul koosneb ühest elavhõbeda aatomist ja ühest hapniku aatomist. Järelikult seisab reaktsioon elavhõbehapendi lagunemises elavhõbeda ja hapniku aatomeiks, kusjuures igast elavhõbehapendi molekulist saadakse üks elavhõbeda ja üks hapniku aatom:

$$HgO = Hg + O.$$

Väävelraua tekkimise reaktsioonil ühinevad väävli ja raua aatomid üksteisega väävelraua molekulideks. Seejuures annab üks aatom väävlit ühe aatomi rauaga ühinedes ühe molekuli väävelrauda:

$$Fe + S = FeS.$$

Asendusreaktsiooni puhul saadakse kahest ainest — ühest liitainest ja ühest lihtainest — uus liitaine ja uus lihtaine.

Näiteks raua (Fe) toimel väävelhapusse vasesse ($CuSO_4$) saadakse väävelhapu raud ($FeSO_4$) ja vask (Cu). Seda reaktsiooni võime kujutella järgmiselt. Raua aatom asub väävelhapu vase molekulis vase aatomi kohale:

$$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu.$$

Et aatomid ei ole keemilisel teel lagundatavad, siis nende kaal peab jääma keemiliste reaktsioonide puhul muutumatuks. Järelikult võrdub molekulkaal molekuli moodustavate aatomite kaalu summaga, s. t. keemilisest reaktsioonist osavõtvate ainete kaalude summa võrdub selle reaktsiooni tulemusena saadud ainete kaalude summaga **(aine kaalu jäävuse seadus)**. Teiste sõnadega, atomistlik-molekulaarsest teooriast järeldub ainete kaalu jäävuse seadus, mille avastas geniaalne vene teadlane **M. V. Lomonossov** a. 1748.

Kirjutame toodud näited järgmiselt:

$$\begin{array}{ccccc} Fe & + & S & = & FeS. \\ 56 & & 32 & & 88 \end{array}$$

$$\begin{array}{ccccc} HgO & = & Hg & + & O. \\ 217 & & 210 & & 16 \end{array}$$

Et aga tegelikkuses võtab reaktsioonist osa määratu arv aatomeid, siis võime selle reaktsiooni jaoks kirjutada võrrandi

järgmisel kujul, tähistades antud juhul raua ja väävli aatomite arvu tähega «*n*» (*n* on tundmatu):

$$n\text{Fe} + n\text{S} = n\text{FeS}.$$
$$n56 \quad n32 \quad n88$$

Eelkäsiteldust võime teha järelduse, et aine kaalu jäävuse ja koostise püsivuse seadust saab isegi tuletada atomistlik-molekulaarse teooria alusel.

19. Keemilised võrrandid.

Keemiliste valemite abil saab väljendada mitte ainult liitainete koostist, vaid ka keemilisi reaktsioone. Sellist keemiliste reaktsioonide väljendust nimetatakse keemiliseks võrrandiks.

Keemiline võrrand kujutab reageerivate ainete kvalitatiivseid kui ka kvantitatiivseid suhteid.

Seetõttu keemilistes võrrandites kasutatakse suhete väljendamiseks:

1) reageerivate lähteainete ja lõppsaaduste lühendatud nimetusi;

2) nende aatom- või molekulkaalusid.

Väävli ja raua ühinemisreaktsioon $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$ näitab, et 56 kaaluosa raua ühinemisel 32 kaaluosa väävliga tekib $56 + 32 = 88$ kaaluosa väävelrauda.

Keemiline võrrand, kujutades reaktsioonist osavõtvate ainete kaalulisi suhteid, peab ühtlasi väljendama aine kaalu jäävuse seadust. Iga elemendi aatomite arv paremal pool võrdusmärki peab olema võrdne sama elemendi aatomite arvuga vasakul pool võrdusmärki.

Võtame meile tuntud veesaamise reaktsiooni vesiniku põle-

tamise teel. Põlemisel ühineb vesinik hapnikuga ja selle tulemusena saadakse vesi. Selle reaktsiooni võrrandi kirjutamise lahendame järgmiselt:

lähteaine + lähteaine → saadus

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O,$$

kus H_2 on vesiniku molekul, O_2 — hapniku molekul, H_2O — vee molekul.

Me kirjutasime ainult ainete molekulid; see pole aga veel reaktsiooni võrrand, sest antud skeem on vastuolus aine kaalu jäävuse seadusega. Meie võrrandi vasakul poolel on kaks aatomit vesinikku ja kaks aatomit hapnikku, paremal poolel on vesinikku samuti kaks aatomit, hapnikku aga ainult üks aatom. Et võrrand oleks õige, peab hapniku aatomite arv olema mõlemal võrrandi poolel ühesugune. Vasakul poolel on kaks aatomit hapnikku. Püüame paremat poolt kirjutada selliselt, et ka seal oleks kaks aatomit hapnikku. Hapniku keemilise sümboli juurde arvu 2 kirjutada ei saa, sest siis muutuks vee molekuli koostis, saaksime vesinikülihapendi (H_2O_2). Meie aga teame, et reaktsiooni tulemusena tekib vesi. Samuti teame, et reaktsioonist võtavad osa hapniku molekulid, mis koosnevad kahest aatomist (O_2). Hapniku molekuli mõlemad aatomid läksid ka vee koostisesse. See võib toimuda ainult juhul, kui tekib mitte üks, vaid kaks molekuli vett. Tegelikult see nii ongi ja meie võrrand võtab kuju: $H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ (molekulide arvu tähistab valemi ette asetatud koefitsient 2). See koefitsient on maksev kogu vee molekuli kohta. Kontrollime võrrandit nüüd. Hapniku aatomite arv on muutunud mõlemal võrrandi poolel võrdseks (kaks). Selle asemel aga on muutunud vesiniku aatomite arv erinevaks: võrrandi paremal poolel on neli aatomit vesinikku, vasakul poolel aga ainult kaks. On selge, et reaktsioonist võttis osa mitte kaks aatomit, vaid neli aatomit

vesinikku, s. t. kaks molekuli ($2H_2$), sest teisiti on võimatu kahe molekuli vee saamine. Järelikult: $2H_2 + O_2 = 2H_2O$. Kontrollime aatomite arvu vasakul ja paremal võrrandi poolel. Selgub, et võrrand on koostatud õieti.

Niisiis tuleb võrrandi õigeks koostamiseks kasutada koefitsiente, s. t. arve, mis asetsevad ainete valemite ees. Koefitsiendid on maksvad kogu molekuli kohta ja näitavad aine molekulide arvu vastandina elemendi keemilise sümboli all, paremal pool asetsevatele väikestele numbritele, mis tähistavad aatomite arvu ja kuuluvad ainult selle sümboli juurde, mille juurde nad on asetatud.

Vaatleme veel üht võrrandi koostamise näidet.

Raua põlemisel hapnikus tekib magnetiline raudhapend Fe_3O_4.

Selle reaktsiooni võime üles märkida järgmiselt:

$$Fe + O_2 \rightarrow Fe_3O_4.$$

See aga ei ole veel reaktsiooni võrrand, sest ta ei vasta aine kaalu jäävuse seadusele. Võrrandi vasakul poolel on üks aatom rauda ja kaks aatomit hapnikku, paremal poolel aga kolm aatomit rauda ja neli aatomit hapnikku. Selleks, et võrrand oleks õige, tuleb teha raua ja hapniku aatomite arvud mõlemal võrrandi poolel samasugusteks. Asetame võrrandi vasakul poolel raua aatomi sümboli ette koefitsiendi 3 ja hapniku molekuli ette koefitsiendi 2. Kontrollime. Raua ja hapniku aatomite arvud on mõlemal võrrandi poolel võrdsed, s. t. rauda kolm aatomit ja hapnikku neli aatomit. Tähendab, võrrand on koostatud õieti.

$$3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4.$$

Selline «võrdsustamine» on vajalik, kui selgub, et võrrandi vasak pool ei vasta paremale poolele. Võrdsustamist võib teostada aga ainult siis, kui on täpselt teada, missugused

ained reaktsiooni tulemusena tekivad, ja kui nende valemid on kirjutatud õieti, vastavalt nende koostisele.

Ainult siis, kui kõikide ainete valemid on kirjutatud õieti, saab juttu olla reaktsioonist osavõtvate ja reaktsiooni tulemusena saadavate ainete molekulide arvust. Kahtlemata peavad iga aine molekulide arvud olema sellised, et võrrand oleks kooskõlas aine kaalu jäävuse seadusega.

Koefitsientide asetamisel võib kasutada järgmisi reegleid:

1. Reaktsioonist osavõtvate ainete valemid kirjutada vasakule poole võrdusmärki ja reaktsiooni tulemusena saadud ainete valemid paremale poole võrdusmärki.

2. Võrdsustada võrrandis esmalt kahes valemis leiduvate elementide aatomite arvud, teistele elementidele tähelepanu pööramata.

3. Võrdsustada seejärel kolmes valemis esinevate elementide aatomite arvud.

4. Elemendid, mis esinevad neljas või viies valemis, on enamikul juhtudel viimastena võrdsustatavad ja nende aatomite arvu kontrollitakse.

Ülesandeid.

Asetada koefitsiendid õigetesse kohtadesse järgmistes võrrandites:

1. Vee lagundamine elektrivooluga
   $H_2O \longrightarrow H_2 + O_2$
2. Soolhappe toime tsingisse
   $Zn + HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$
3. Naatriumi toime veesse
   $Na + H_2O \longrightarrow NaOH + H_2$
4. Bertolee soola lagundamine
   $KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2$
5. Fosfori põlemine
   $P + O_2 \longrightarrow P_2O_5$
6. Lubja kustutamine
   $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$
7. Lubjavee sogastumine süsihappegaasi läbilaskmisel
   $Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$

20. Arvutused keemiliste võrrandite järgi.

Keemias vajalikke arvutusi saab teostada ka võrrandite järgi.

a) Reaktsiooni produktide hulga arvutamine reageerivate ainete hulga põhjal.

Näide 1. Ülesanne. Leida, mitu grammi hapnikku tekib 0,4 g-moli elavhõbehapendi lagundamisel.

Lahendus.

1) Reaktsiooni võrrand on

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

2) Võrrandist nähtub, et

2 g-moli HgO lagundamisel tekib 1 g-mol O_2,

seega

0,4 g-moli HgO „ „ $0,4 : 2 = 0,2$ g-moli O_2.

3) Hapniku molekulkaal on 32.

4) Siit leiame, et 0,2 g-moli O_2 kaalub

$$32 \cdot 0,2 = 6,4 \text{ g}.$$

Vastus. 0,4 g-moli HgO lagundamisel tekib 6,4 g O_2.

Lahenduse kirjutame järgmiselt:

$$2HgO = 2Hg + O_2$$

2 g-molile HgO vastab 1 g-mol O_2,

0,4 g-molile „ „ 0,4 : 2 ehk 0,2 g-moli O_2.

Siit leiame, et 0,2 g-moli O_2 kaalub $32 \cdot 0,2 = 6,4$ g O_2.

Vastus. 0,4 g-moli HgO lagundamisel tekib 6,4 g hapnikku.

Lahendus võrde abil.

Esmalt leiame, et

HgO molekulkaal on $200 + 16 = 216$

ja

O_2 molekulkaal on 32.

TARTU ÜLIKOOLI RAAMATUKOGU

Et

1 g-mol HgO kaalub 216 g,

siis

0,4 g-moli HgO kaalub $216 \cdot 0{,}4$ g.

Reaktsiooni võrrandi

$$2HgO = 2Hg + O_2$$

põhjal kirjutame, et

$2 \cdot 216$ g HgO vastab 32 g O_2

$0{,}4 \cdot 216$ g HgO vastab x g O_2.

Võrdest

$$2 \cdot 216 : 0{,}4 \cdot 216 = 32 : x$$

leiame, et

$$x = \frac{0{,}4 \cdot 216 \cdot 32}{2 \cdot 216} = 6{,}4 \text{ (g)}.$$

Vastus. 0,4 g-moli HgO lagundamisel tekib 6,4 g hapnikku.

Näide 2. Ülesanne. Mitu grammi kaltsiumhapendit saadakse 50 g lubjakivi ($CaCO_3$) lagundamisel?

Lahendus.

1) Reaktsiooni võrrand on
$CaCO_3 = CaO + CO_2$;

2) $CaCO_3$ molekulkaal on
$40 + 12 + 48 = 100$; 1 g-mol $CaCO_3$ kaalub 100 g;

3) CaO molekulkaal on
$40 + 16 = 56$; 1 g-mol CaO kaalub 56 g;

4) 50 g $CaCO_3$ moodustab $\frac{50}{100} = 0{,}5$ g-moli.

5) Võrrandist nähtub,
et 1 g-mol $CaCO_3$ annab 1 g-moli CaO,
siis 0,5 g-moli $CaCO_3$ „ 0,5 g-moli CaO;

6) 1 g-mol CaO kaalub 56 g,
seega 0,5 g-moli CaO kaalub $56 \cdot 0{,}5 = 28$ g.

Vastus. 50 g $CaCO_3$ lagundamisel saadakse 28 g CaO.

Lahenduse kirjutame järgmiselt:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2.$$

1 g-molile $CaCO_3$ vastab 1 g-mol CaO,

$\frac{50}{100}$ g-molile $CaCO_3$ vastab $\frac{50}{100}$ ehk 0,5 g-moli CaO.

0,5 g-moli CaO kaalub $56 \cdot 0{,}5 = 28$ g.

Vastus. 50 g $CaCO_3$ lagundamisel saadakse 28 g CaO.

Lahendus võrde abil.

Esmalt leiame, et

$CaCO_3$ molekulkaal on $40 + 12 + 16 \cdot 3 = 100$

ja

CaO molekulkaal on $40 + 16 = 56$.

Reaktsiooni võrrandi

$$CaCO_3 = Ca + CO_2$$

põhjal kirjutame, et

100 g $CaCO_3$ —— 56 g CaO

50 g $CaCO_3$ —— x g CaO

Koostatud võrdest

$$100 : 50 = 56 : x$$

leiame, et

$$x = \frac{50 \cdot 56}{100} = 28 \text{ (g)}.$$

Vastus. 50 g $CaCO_3$ lagundamisel saadakse 28 g CaO.

b) Reageerivate ainete hulga arvutamine reaktsiooni produktide hulga põhjal.

Näide. Ülesanne. Mitu grammi rauda ja väävelhapet peab astuma reaktsiooni, et tekiks 304 g väävelhaput rauda ($FeSO_4$)?

Lahendus.

1) Väävelhapu raua ($FeSO_4$) molekulkaal on $56 + 32 + 64 = 152$.

2) 304 g $FeSO_4$ moodustab $\frac{304}{152} = 2$ g-moli $FeSO_4$.

3) Reaktsiooni võrrand:

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

4) a) 1 g-mol $FeSO_4$ tekib 1 g-aatomist Fe,
2 g-moli $FeSO_4$ tekib 2 g-aatomist Fe.
b) 1 g-mol $FeSO_4$ saadakse 1 g-molist H_2SO_4,
2 g-moli $FeSO_4$ saadakse 2 g-molist H_2SO_4.

5) 2 g-aatomit rauda kaalub $56 \cdot 2 = 112$ g,
2 g-moli H_2SO_4 kaalub $98 \cdot 2 = 196$ g.

Vastus. 304 g $FeSO_4$ saamiseks vajatakse 112 g Fe ja 196 g H_2SO_4.

Lahendus võrde abil.

Esmalt leiame, et

$FeSO_4$ molekulkaal on $56 + 32 + 16 \cdot 4 = 152$

ja

H_2SO_4 molekulkaal on $1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 98$.

Reaktsiooni võrrandi

$$Fe + H_2SO_4 = FeSO_4 + H_2$$

põhjal kirjutame, et

56 g Fe —— 152 g $FeSO_4$

x g Fe —— 304 g $FeSO_4$

ja

98 g H_2SO_4 —— 152 g $FeSO_4$

y g H_2SO_4 —— 304 g $FeSO_4$

Esimesest võrdest

$$56 : x = 152 : 304$$

leiame, et

$$x = \frac{304 \cdot 56}{152} = 112 \text{ (g)}.$$

Teisest võrdest

$$98 : y = 152 : 304$$

leiame, et

$$y = \frac{98 \cdot 304}{152} = 196 \text{ (g)}.$$

Vastus. 304 g $FeSO_4$ saamiseks vajatakse 112 g Fe ja 196 g H_2SO_4.

Ülesandeid.

1. Mitu grammi hapnikku ja vesinikku tekib 0,5 g-moli vee (H_2O) lagunemisel?
2. Kirjutage magneesiumi põlemise võrrand ja arvutage, mitu grammi magneesiumhapendit (MgO) tekib 6 g magneesiumi põlemisel.
3. Mitu grammi vesinikku tekib 7 g raua toimel soolhappesse (HCl)? Reaktsiooni skeem on

$$Fe + HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2.$$

4. Mitu grammi vesinikku võib saada 2 gramm-aatomi Ca toimel veesse? Reaktsiooni skeem on

$$Ca + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2.$$

5. Mitu grammi vesinikku reageerib (võtab reaktsioonist osa) a) 4 g vaskhapendi (CuO) ja b) 7,2 g vaskalahapendi (Cu_2O) taandamisest?
6. Mitu grammi vaskhapendit (CuO) saadakse 200 g aluselise süsihapu vase kuumutamisel? Reaktsiooni skeem on

$$CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2 \longrightarrow CuO + H_2O + CO_2.$$

7. Kui palju tsinki ja kui palju väävelhapet tuleb võtta selleks, et vesinikuga täita õhupall mahuga 100 m^3, kui 1 m^3 vesinikku kaalub 0,09 kg?
8. Kui palju vett saadi vesiniku põlemisel, mis eraldus väävelhappest selle reageerimisel 50 g tsingiga? Reaktsiooni skeem on

$$H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2;$$
$$H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O.$$

Küsimusi kordamiseks.

1. Missuguste katsetega saab tõestada, et aine pole pidev?
2. Nimetage atomistlik-molekulaarse teooria põhimõtted.
3. Mis on molekul?
4. Missugune erinevus on molekuli ja aatomi vahel?
5. Mille poolest erinevad mõisted «element», «lihtaine» ja «liitaine»?
6. Mille poolest erinevad mõisted «aatomi kaal» ja «aatomkaal», «molekuli kaal» ja «molekulkaal»?
7. Missuguseid seadusi selgitab atomistlik-molekulaarne teooria?
8. Missugune tähtsus on keemilistel sümbolitel?
9. Missugune tähtsus on keemilistel valemitel?
10. Leida aine valem, kui aine koosneb 82,25% lämmastikust ja 17,75% vesinikust.
11. Koostada valentsi järgi valemid: a) Zn ja S, b) Zn ja Cl, c) Zn ja O. Kirjutada saadud ainete struktuurvalemid.
12. Leida väävelhapu vase ($CuSO_4$) protsentuaalne koostis.
13. Ühes tehases põletatakse aastas 186 000 tonni kivisütt. Mitu tonni süsihappegaasi väljub tehase korstnatest päevas, kui aastas on 310 tööpäeva ja kivisüsi sisaldab keskmiselt 80% süsinikku (C), mis põlemisel annab süsihappegaasi. Reaktsiooni võrrand on

$$C + O_2 = CO_2.$$

II peatükk.

Anorgaaniliste ainete klassifikatsioon.

1. Ainete klassifikatsiooni mõiste.

Käesoleval ajal küünib uuritud ainete arv sadadesse tuhandetesse. Kõiki neid aineid võib jaotada kahte rühma: lihtained ja liitained. Lihtaineid tuntakse umbes 290. Nad jagunevad metallideks ja mittemetallideks. Metallidel on rida ühiseid omadusi. Kõikidel metallidel on iseloomulik metalline läige, mille põhjal saab neid eraldada teistest ainetest. Kõik metallid juhivad enam-vähem hästi soojust ja elektrit. Mittemetallid (metalloidid), nagu hapnik, vesinik, lämmastik, väävel, fosfor, kloor, broom, süsinik, ei evi selliseid omadusi. Nad juhivad halvasti või ei juhi üldse elektrit ja soojust, neil ei ole metallidele iseloomulikku läiget jne. Kuid üksnes füüsiliste omaduste põhjal ei ole võimalik alati eraldada metalle mittemetallidest. On olemas lihtaineid, milledel on sarnasust nii metallidega kui ka mittemetallidega, nagu näiteks arseen ja antimon. Selliste ainetega tutvume edaspidi.

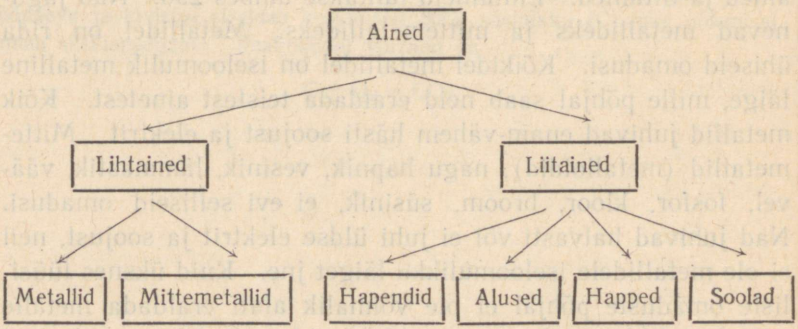
Liitaineid on määratu suur hulk. Tahtmatult tekib küsimus, kuidas orienteeruda sellises mitmesuguste ainete hulgas ja kuidas neid tundma õppida.

Keemia toimib siin samuti nagu iga teadus, millel tuleb tegemist teha suure hulga mitmesuguse materjaliga. Uurides

ainete keemilisi omadusi, selgitab keemia üksikute ainete vahel olevaid seoseid, avastab ainete sarnasusi ja erinevusi. Ühesuguste omadustega ja sarnaneva ehitusega ained moodustavad ühe rühma. Selline rühmadeks või klassideks eraldamine kergendab märgatavalt ülesseatud küsimuse lahendamist, võimaldades tundma õppida mitte kõiki vastavate rühmade koosseisu kuuluvaid aineid, vaid ainult nende rühmade tüüpilisi esindajaid.

Tutvume siinkohal tähtsamate anorgaaniliste ühendite klassidega, nimelt hapenditega, alustega, hapetega ja sooladega. Kõiki neid aineid kasutatakse laialdaselt mitmesugustes tootmisharudes, samuti ka põllumajanduses ja koduses majapidamises.

Anorgaaniliste ainete klassidesse jaotamist võime kujutada järgmise skeemina:



2. Hapendid.

Hapendi mõiste. Hapenditeks ehk oksüüdideks nimetatakse selliseid liitaineid, millede molekulid koosnevad hapniku ja mingisuguse teise elemendi aatomitest.

Hapendite näitena on meil tuntud raud(III)hapend[1] (Fe_2O_3), vask(II)hapend (CuO), väävelkahelishapend (SO_2), süsinikkahelishapend (CO_2) jt. Hapendid võivad olla tahked nagu vask(II)hapend (CuO), vedelad nagu vesi (H_2O), gaasilised nagu süsinikkahelishapend (CO_2). Hapendid võivad olla värvusetud nagu väävelkahelishapend (SO_2), süsinikkahelishapend (CO_2) või värvusega nagu elavhõbe(II)hapend (HgO), vask(II)hapend (CuO), raud(III)hapend (Fe_2O_3) jne.

Hapendite valemite koostamise reeglid. Selleks, et kirjutada hapendi valemit, tuleb

1) kirjutada metalli keemiline sümbol ja selle kõrvale hapniku sümbol:

Fe O;

2) märkida metalli ja hapniku valentsid:

III II
Fe O;

3) vähima ühiskordse järele, mis on võrdne 6-ga, asetada aatomite arvu näitajad ehk indeksid:

III 6 II
Fe_2O_3.

Harjutus.

Koostage järgmiste hapendite valemid:

1) hõbe(II)hapend;
2) baariumhapend;
3) tsinkhapend;
4) kaltsiumhapend;
5) naatriumhapend;
6) alumiiniumhapend;
7) vask(II)hapend;
8) seatina(II)hapend;
9) mangaan(II)hapend;
10) kaaliumhapend;
11) kroom(III)hapend;
12) vismut(III)hapend.

[1] Muutuva valentsiga metallide hapendite (ja aluste) nimetused tuletatakse selliselt, et metalli nimetuse järele hapendi (aluse) nimetuses asetatakse sulgudes metalli valents selles hapendis (aluses) rooma numbriga.

Hapendite saamine. Paljud hapendid tekivad nii liht- kui ka liitainete põlemisel või hapendumisel.

Katsete teostamiseks täidame mõned purgid hapnikuga (võib täita ka õhuga) ja iga purgi põhja valame veidi vett. Põletame raudlusikas vastavaid aineid. Põlemise ajal katame purgid nii, et põlemisproduktid ei saaks purgist lahkuda.

Väävel põleb heleda sinakasvioletse leegiga ja seejuures tekib terava lõhnaga gaas — väävelkahelishapend (SO_2):

$$S + O_2 = SO_2.$$

Fosfor põleb pimestavalt valge leegiga ja seejuures tekib valge suitsutaoline aine — üks fosfori hapendeid P_2O_5:

$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5.$$

Magneesium põleb pimestavalt valge leegiga ja seejuures tekib valge pulber — magneesiumhapend (MgO):

$$2Mg + O_2 = 2MgO.$$

Pärast ainete põletamist loksutame purkides hoolikalt vett seni, kuni hapendid on vees lahustunud. Reaktsiooni produktid säilitame järgnevateks katseteks.

Hapendeid võib saada ka kaudsel teel mitmesuguste reaktsioonide tulemusena, millest võtavad osa hapnikku sisaldavad ained.

Selleks kuumutame gaasijuhtetoruga varustatud katseklaasis süsihaput vaske ($CuCO_3$). Selle soola lagunemisreaktsiooni puhul saame kaks hapendit: vask(II)hapendi ja süsihappegaasi (CO_2), mida kogume purki avaga üles. Lagunemisreaktsioon toimub järgmise võrrandi kohaselt:

$$CuCO_3 = CuO + CO_2.$$

Samuti tekib lubjakivi kuumutamisel kaks hapendit — kaltsiumhapend (CaO) ja süsihappegaas (CO_2):

$$CaCO_3 = CaO + CO_2.$$

Mõnede elementide hapendeid on võimalik saada ainult kaudsel teel. Nii ei tuhmu õhus ega reageeri hapnikuga ka väga kõrgetel temperatuuridel hõbe, kuld ja plaatina, nende hapendid aga on tuntud. Hõbe(I)hapendit näiteks on võimalik saada süsihapu hõbeda lagundamisel:

$$Ag_2CO_3 = Ag_2O + CO_2.$$

Niisiis peaaegu kõik elemendid moodustavad ühel või teisel teel hapendeid. Erandi moodustavad ainult nn. inertsed gaasid, mida leidub väga vähesel määral õhus.

Mõned metallide hapendid, samuti ka mõned mittemetallide hapendid ühinevad veega. Seejuures tekkivad ained kuuluvad aga kahte täiesti erinevasse keemiliste ühendite klassi. Sel alusel võib kõiki hapendeid jaotada aluselisteks ja happelisteks hapenditeks.

Aluselised hapendid. Aluselised on ainult metallide hapendid. Neid nimetatakse aluselisteks sellepärast, et nad veega ühinedes moodustavad erilise klassi liitaineid — a l u s e i d.

Nii näiteks eelmise katse puhul me saime magneesiumhapendi, mis veega ühinedes moodustab magneesiumaluse — $Mg(OH)_2$:

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

Kui võtta portselankaussi tükike kaltsiumhapendit (kustutatud lupja, CaO) ja valada sellele vett juurde, siis teatava aja pärast täheldame soojuse eraldumist, kihisemist, ja võetud tükike pudeneb peeneks pulbriks. Järelikult ühineb kaltsiumhapend veega ja moodustab aluse — kustutatud lubja [$Ca(OH)_2$]:

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

Kõik metallide hapendid ei ühine veega. Näiteks ei ühine veega raud-, vask-, alumiinium- ja teised hapendid. Seepärast ei ole nimetatud reaktsioonid kõikidele metallide hapenditele üldised.

Aluselise hapendi iseloomulikuks tunnusmärgiks on tema reaktsioon happega. Näiteks teostame järgmise katse.

K a t s e. Portselankaussi valame pool katseklaasi lahjendatud väävelhapet, soojendame ja lisame sinna väikeste annustena vask(II)hapendi pulbrit seni, kuni see hapend veel lahustub. Filtreerime tulise lahuse keeduklaasi; mõne aja pärast tekivad filtraadis väävelhapu vase(II) kristallid.

Väävelhapu vase(II) saamise reaktsioon on järgmine:

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

Samuti reageerivad teiste metallide hapendid hapetega, näiteks:

$$ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O.$$

Järelikult võib aluselist hapendit järgmiselt defineerida: **Aluseliseks hapendiks** n i m e t a t a k s e s e l l i s t h a p e n d i t, m i s r e a g e e r i b h a p p e g a, a n d e s s e l l e t u l e m u s e n a s o o l a j a v e e.

Kui metall moodustab ainult ühe hapendi, siis nimetatakse teda lihtsalt h a p e n d i k s (o k s ü ü d i k s). Näitena võib tuua tsinkhapendi (tsinkoksüüdi), magneesiumhapendi (magneesiumoksüüdi). Kui aga metall moodustab kaks aluselist hapendit, siis hapendit, mis sisaldab metalli madalama valentsiga, nimetatakse a l a h a p e n d i k s, ja hapendit, mis sisaldab metalli kõrgema valentsiga, — h a p e n d i k s. Näiteks:

$\overset{II}{FeO}$ — raud(II)hapend ehk raudalahapend (ka raud(II)-oksüüd),

$\overset{III}{Fe_2O_3}$ — raud(III)hapend ehk raudhapend (ka raud(III)-oksüüd),

$\overset{I}{Cu_2O}$ — vask(I)hapend ehk vaskalahapend (ka vask(I)-oksüüd),

$\overset{II}{CuO}$ — vask(II)hapend ehk vaskhapend (ka vask(II)-oksüüd).

Happelised hapendid. Happeliste hapendite hulka kuuluvad peamiselt mittemetallide hapendid. Veega ühinedes moodustavad need hapendid happeid.

Põletades näiteks väävlit hapnikus, saame väävelkahelishapendi (SO_2), mis vees lahustudes annab väävlishappe:

$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3.$$

On aga olemas rida mittemetallide hapendeid, mis veega ei ühine ja seetõttu ei saa sel viisil happeid anda. Näiteks ränikahelishapend (SiO_2) või harilik liiv ei reageeri veega üldse.

Nii ei ole happe tekkimine reageerimisel veega happeliste hapendite tüüpiliseks tunnuseks.

Kõikide happeliste hapendite üldiseks ja iseloomustavaks tunnuseks on nende reageerimine aluseliste hapenditega ja alustega, mille tulemusena tekib sool.

Näited.

a) Happeliste hapendite reageerimine aluseliste hapenditega.

Happelised hapendid võivad reageerida aluseliste hapenditega, mille tulemusena tekib sool.

Näide 1. Seatina(II)hapendi sulandamisel ränikahelishapendiga tekib sool — ränihapu seatina ($PbSiO_3$):

$$PbO + SiO_2 = PbSiO_3.$$

Näide 2. Süsihappegaasi reageerimisel kaltsiumhapendiga saadakse sool — süsihapu kaltsium:

$$CaO + CO_2 = CaCO_3.$$

b) Happeliste hapendite reageerimine alustega.

Happelised hapendid võivad reageerida alustega, mille tulemusena tekib sool.

Näide 1. Laseme läbi lubjavee, s. t. kaltsiumhüdroksüüdi lahuse vees süsihappegaasi (CO_2). Seejuures muutub lahus sogaseks. Antud juhul tekkis süsihapu kaltsium ($CaCO_3$):

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O.$$

Näide 2. Baariumleelise lahusest süsihappegaasi läbilaskmisel saame süsihapu baariumi:

$$Ba(OH)_2 + CO_2 = BaCO_3 + H_2O.$$

Toodud näidete põhjal võime happelist hapendit defineerida järgmiselt:

Happelisteks hapenditeks nimetatakse selliseid hapendeid, mis reageerivad aluseliste hapenditega ja alustega, andes seejuures soola ja vee.

Milles siis seisab happeliste hapendite peamine erinevus aluselistest hapenditest?

Toodud näidetest võime järeldada, et aluselised hapendid reageerivad hapetega, moodustades seejuures soola ja vee; happelised hapendid, reageerides alustega, moodustavad vee ja soola.

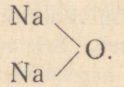
Happelisi hapendeid nimetatakse sageli nende hapete anhüdriidideks, mis tekivad neist vee toimel. Anhüdriid tähendab «hape ilma veeta».

Happeliste hapendite nimetuste näiteid:

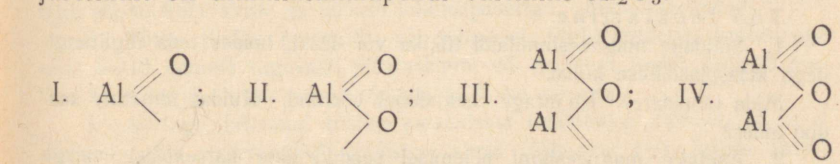
CO_2 — süsihappe anhüdriid,
SO_2 — väävlishappe anhüdriid,
SO_3 — väävelhappe anhüdriid,
P_2O_5 — fosforhappe anhüdriid.

Hapendite struktuurvalemid. Selleks, et koostada hapendi struktuurvalemit, peab teadma hapendi koostisesse kuuluvate elementide valentsi. Olgu näiteks tarvis koostada naatrium-

hapendi struktuurvalemit. Et naatrium on ühevalentne, hapnik aga kahevalentne, siis iga aatom hapnikku peab siduma kaks aatomit naatriumi. Seetõttu väljendub naatriumhapendi koostis valemiga



Selleks, et koostada alumiiniumhapendi struktuurvalemit, on tarvis teada, et alumiinium on kolmevalentne ja hapnik kahevalentne. Ühendame alguses ühe aatomi alumiiniumi ühe aatomi hapnikuga (I). Et alumiiniumil jääb vabaks veel üks valents, siis ühendame temaga teise aatomi hapnikku (II). Nüüd jääb sellel hapniku aatomil vabaks üks valents. Ühendame sellega teise aatomi alumiiniumi (III). Nüüd ühendame vabaks jäänud alumiiniumi kaks valentsi veel ühe aatomi hapnikuga (IV). Pärast seda vabu valentse enam ei jää, järelikult on alumiiniumhapendi valemiks Al_2O_3.



Harjutusi.

1. On antud hapnik, kaltsium, magneesium, süsihapu kaltsium, süsihapu magneesium. Tuleb saada kahel viisil: a) kaltsiumhapend, b) magneesiumhapend.

2. Pidevalt töötavas lubjaahjus põletatakse ööpäevas 110 tonni lubjakivi. Mitu tonni kustutamata lupja annab ahi ööpäevas?

3. Asetada katseklaasi veidi kustutatud lupja ($Ca(OH)_2$) ja kuumutada seda. Mis toimub? Seletada täheldatavaid nähtusi. Kirjeldada tekkivate ainete omadusi.

4. Valmistada kustutatud lupja kaltsiumhapendist.

5. Teha kindlaks, kas raudhapend ja tsinkhapend ühinevad veega.

6. Süsihappegaasi kindlakstegemiseks kasutatakse baariumleelise lahust. Teostada katse ja seletada, miks kasutatakse selleks otstarbeks baariumleelist.

7. Lähtudes kaltsiumhapendist, valmistada väävlishapu kaltsium.

8. Lämmastikhappe lahusesse visata tükike vaskhapendit ja soojendada seda nõrgalt. Jälgida, mis toimub. Seletada tähelepandud nähtust.

9. Anda nimed järgmistele hapenditele: Cu_2O, CuO, Fe_2O_3, FeO, SO_2, SO_3, CO_2, P_2O_5.

10. Koostada järgmiste ühendite struktuurvalemid: kaaliumhapend, kaltsiumhapend, süsihappegaas, fosforhappe anhüdriid.

LABORATOORSED TÖÖD.

Hapendite saamine ja nende omadused.

Töö nr. 1. Metalli vahetu ühinemine hapnikuga.

Ette valmistada: klaasplaadike, tiiglitangid, katseklaasid, piirituslamp, magneesiumilint või -laastud, punase lakmuse lahus, lakmuspaber (punane).

Töö teostamine:

1. Süüdake magneesiumilindi tükike või -laast, hoides teda tiiglitangidega klaasplaadikese kohal.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand. Kuidas nimetate saadud ainet?

2. Asetage magneesiumi põlemisel saadud aine katseklaasi, valage sinna 1—2 cm^3 vett, soojendage kergelt ning lisage mõni tilk punase lakmuse lahust (või proovige punase lakmuspaberiga).

Mida täheldate? Missuguste hapendite liiki kuulub magneesiumi põlemise saadus? Kirjutage magneesiumi põlemissaaduse ja vee vahel toimuva reaktsiooni võrrand.

Töö nr. 2. Mittemetalli vahetu ühinemine hapnikuga.

Ette valmistada: klaaspulgake, piirituslamp, klaasplaat, klaaspurk, väävli pulber, sinine lakmuse lahus, sinine lakmuspaber.

Töö teostamine:

1. Soojendage klaaspulgakest piirituslambi leegil; klaaspulgakese kuuma otsaga puudutage pulbrilist väävlit; süüdake pulgakese külge kinni-

jäänud väävel piirituslambi leegis; asetage pulgake ühes põleva väävliga klaaspurki, millesse on eelnevalt valatud veidi vett ja katke purk põlemise ajal kinni. Pärast väävli põletamist kõrvaldage purgist klaaspulgake ja, kattes purki klaasplaadiga, loksutage teda kuni väävli põlemissaadus on vees lahustunud.

Mida täheldate? Kirjutage väävli põlemise reaktsiooni võrrand. Kuidas nimetate saadud ainet?

2. Maitske purgis tekkinud lahust.

Mida tunnete? Mis tekkis lahuses?

3. Proovige saadud lahust sinise lakmuspaberiga. Valage mõni tilk sinise lakmuse lahust saadud lahusesse.

Mida täheldate? Kirjutage väävli põlemissaaduse ja vee vahel toimuva reaktsiooni võrrand. Kuidas nimetate lahuses saadud ainet? Missuguste hapendite liiki kuulub väävli põlemissaadus?

Töö nr. 3. Hapendi saamine liitaine lagunemisel.

Ette valmistada: klaaspulgake, piirituslamp, klaasplaat, klaasstatiiv, katseklaasid, filterpaber, lehter, portselankauss, marmori või lubjakivi tükid, lakmuspaber (sinine ja punane).

Töö teostamine:

1. Niisutage marmori või lubjakivi tükike vee tilgaga ning puudutage niiske koht sinise ja punase lakmuspaberiga. Mida täheldate?

2. Võtke tükike marmorit või lubjakivi tiiglitangidega, kuumutage seda 5—10 minutit tugevasti piirituslambi või priimuse leegil, asetage statiivi raudrõngal olevale asbestvõrgule ja laske jahtuda.

3. Asetage jahtunud tükike katseklaasi (kallutades viimast, et ta ei puruneks tüki sissepanekul) ja lisage sinna tilkhaaval vett, hoides katseklaasi alumist otsa käes. Mida täheldate? Missuguse järelduse võite teha?

4. Vaatluse lõpetanud, valage katseklaasi $^1/_4$ mahtu vett. Loksutage, kattes ava põidlaga. Filtreerige lahus teise katseklaasi või portselankaussi.

5. Proovige saadud filtraati punase lakmuspaberiga. Mida täheldate? Missuguse järelduse võite teha? Kirjutage marmori lagunemisreaktsiooni võrrand ning saadud aine ja vee vahel toimuva reaktsiooni võrrand.

3. Alused.

Aluste saamine. Aluseid võib saada mõnede metallide toimel veesse. Selliste metallide hulka kuuluvad Na, K, Ca, ja Ba.

K a t s e. Võtame väikesed tükikesed naatriumi ja kaaliumi ning viskame nad kahte veeklaasi. Naatrium ja kaalium reageerivad veega ja asendavad vees vesinikku. Selle järel valame klaasi lakmuse lahust; lahus muutub siniseks. Sama tulemuse saaksime, kui mõjutaksime vett metallilise kaltsiumiga.

Nende reaktsioonide võrrandid on järgmised:

1) $2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2$
ehk $2Na + 2HOH = 2NaOH + H_2$;

2) $2K + 2H_2O = 2KOH + H_2$
ehk $2K + 2HOH = 2KOH + H_2$;

3) $Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2$
ehk $Ca + 2HOH = Ca(OH)_2 + H_2$.

Need võrrandid näitavad, et metallide aatomid asendavad vees vesiniku aatomeid, ühinedes aatomite rühmaga (OH), mis kannab h ü d r o k s ü ü l r ü h m a nime. Hüdroksüül on see osa vee molekulist, mis jääb järele, kui me võtame temalt ühe vesiniku aatomi ära. Kui kirjutada vee molekuli valem järgmiselt: H(OH), siis näeme, et hüdroksüülrühm on ü h e v a l e n t n e.

Ühendeid, mille molekulide koostisesse kuuluvad metalli aatomid ja hüdroksüülrühmad, nimetatakse alusteks ehk, teiste sõnadega, **alused** on l i i t a i n e d, m i l l e m o l e k u l i d s i s a l d a v a d m e t a l l i d e a a t o m e i d ü h e n d u s e s h ü d r o k s ü ü l r ü h m a d e g a.

Aluste koostist võib väljendada järgmise üldise valemiga: $\overset{n}{M}(OH)_n$, kus M on metall ja n selle metalli valents, s. t. a l u s e m o l e k u l i k o o s t i s e s s e k u u l u v a t e h ü d r o k s ü ü l r ü h m a d e a r v u m ä ä r a b s a m a s s e k u u l u v a m e t a l l i v a l e n t s.

Mõningaid aluseid võib saada ka teisel viisil, nimelt metal-

lide hapendite ühinemisel veega. Sellest on tulnudki aluste nimetus **«hüdroksüüd»** (*hydro* — vesi, *oxyd* — hapend):

$Na_2O + H_2O = 2NaOH$ — naatriumhüdroksüüd,

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

Tuleb silmas pidada, et metallide toimel veesse ja aluselise oksüüdi otsesel ühinemisel veega saadakse ainult väike arv aluseid. Selliste aluste hulka kuuluvad naatriumhüdroksüüd — NaOH, kaaliumhüdroksüüd — KOH, kaltsiumhüdroksüüd — $Ca(OH)_2$ ja baariumhüdroksüüd — $Ba(OH)_2$.

Selliseid aluseid, nagu vask(II)hüdroksüüd — $Cu(OH)_2$, raud(III)hüdroksüüd — $Fe(OH)_3$ jt., saadakse kaudsel teel. Lahustumatute hüdroksüüdide kaudne saamise viis seisab selles, et vastavate metallide soolade vesilahustesse toimitakse leelise lahusega.

Selleks, et saada vask(II)hüdroksüüdi, toimitakse vase soolasse, näiteks $CuSO_4$-sse, leelisega:

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

või

$$Cu(NO_3)_2 + 2NaOH = 2NaNO_3 + Cu(OH)_2$$

Sellisel teel saadakse enamik alustest.

Aluste omadused. Füüsiliste omaduste poolest on alused tavaliselt tahked ained, millel on mitmesugune värvus. Nii on naatriumhüdroksüüd NaOH, kaaliumhüdroksüüd KOH, kaltsiumhüdroksüüd $Ca(OH)_2$, baariumhüdroksüüd $Ba(OH)_2$ valge värvusega; vask(II)hüdroksüüd $Cu(OH)_2$ sinise värvusega, raud(III)hüdroksüüd pruuni värvusega jne.

Alustel on mitmesugune lahustuvus vees. Naatriumhüdroksüüd ja kaaliumhüdroksüüd, näiteks, lahustuvad vees hästi; vähemal määral lahustuvad vees kaltsiumhüdroksüüd ja baariumhüdroksüüd. Enamik aluseid on vees praktiliselt lahustumatud. Vees lahustumatud on näiteks raua, vase, seatina, tina jt. metallide hüdroksüüdid.

Vees lahustuvaid aluseid nimetatakse **leelisteks.** Leelisi on väike arv. Tähtsamad neist on

naatriumleelis ehk naatriumhüdroksüüd — $NaOH$,
kaaliumleelis ehk kaaliumhüdroksüüd — KOH,
kaltsiumleelis ehk kaltsiumhüdroksüüd — $Ca(OH)_2$,
baariumleelis ehk baariumhüdroksüüd — $Ba(OH)_2$.

Aluste keemiliste omaduste hulka kuulub:

1) Aluste (leeliste) toime indikaatoritesse. Leelised muudavad paljude taimsete värvainete, nende hulgas ka lakmuse värvust, mis muutub nende toimel siniseks. Fenoolftaleiin omandab leelises punase värvuse.

Lakmust, fenoolftaleiini ja teisi selliseid aineid nimetatakse indikaatoriteks (ladina keeles «*indico*» tähendab «näitan»).

Indikaatorite värvus leelistes:

Nimetus	Valem	Indikaatori värvus		
		Lakmus	Fenoolftaleiin	Metüüloranž
Naatriumleelis	$NaOH$	sinine	punane	kollane
Kaaliumleelis	KOH	„	„	„
Kaltsiumleelis	$Ca(OH)_2$	„	„	„
Baariumleelis	$Ba(OH)_2$	„	„	„

2) Aluste (leeliste) toime rasvadesse. Leelised toimivad mitmesugustesse rasvadesse, muutes neid aineiks, mida tuntakse seebi nime all. Näiteks saadakse loom-

sete rasvade keetmisel naatriumhüdroksüüdiga tavaline seep. Seetõttu räägitakse, et leelised seebistavad rasvu. Hõõrudes leelise lahust sõrmede vahel tundub ta libedana ja tal on seebi lõhn, mis on tingitud nahal oleva rasva seebistamisest.

3) Aluste (leeliste) toime puidusse, nahasse, villasse jne. Sattudes puidule, villale, nahale, paberile jne., söövitavad leelised neid, mille tõttu neid nimetatakse ka **sööbeleelisteks.** Näiteks sööbenaatrium NaOH, sööbekaalium KOH jne.

4) Aluste reageerimine happeliste hapenditega. Alused võivad reageerida happeliste hapenditega, andes seejuures soola ja vee. Näiteks reageerib baariumhüdroksüüd süsihappegaasiga järgmiselt:

$$Ba(OH)_2 + CO_2 = BaCO_3 + H_2O.$$

Reaktsiooni tulemusena tekib süsihapu baarium, mis on vees lahustumatu ja eraldub sademena.

5) Soojuse toime alustesse. Soojendamisel lagunevad alused veeks ja metalli hapendiks. Näiteks laguneb vask(II)hüdroksüüd $Cu(OH)_2$ nõrgal soojendamisel järgmiselt:

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

Mõningad leelised, nagu naatriumhüdroksüüd NaOH ja kaaliumhüdroksüüd KOH, ei lagune isegi väga tugeval kuumutamisel.

Tehnikas kasutatakse mõningaid aluseid üsna laialdaselt. Naatriumhüdroksüüdi (NaOH) kasutatakse seebikeetmisel, nafta destilleerimise produktide puhastamisel, kunstsiidi valmistamisel, paberi valmistamisel, samuti ka tekstiil- ja keemiatööstuses. Kaaliumhüdroksüüdi (KOH) kasutatakse seebitööstuses ja keemiatööstuses, kustutatud lupja tarvitatakse ehitustööstuses jne. Mitmesuguste aluste kasutamisviiside

kohta antakse ligemad andmed edaspidi vastavate metallide käsitlemisel.

Aluste struktuurvalemid. Aluste struktuurvalemite koostamiseks on tarvis meeles pidada, et iga alus koosneb metallist ja hüdroksüülist. Hüdroksüül on alati ühevalentne, mille tõttu tuleb metalli aatom siduda niimitme hüdroksüülrühmaga, kui suur on metalli valents. Ühe-, kahe- ja kolmevalentse metalli aluse valemid on järgmised:

a) naatriumhüdroksüüd $\overset{I}{Na}-O-H$

b) kaltsiumhüdroksüüd $\overset{II}{Ca}\begin{matrix}\diagup O-H\\ \diagdown O-H\end{matrix}$

c) alumiiniumhüdroksüüd $\overset{III}{Al}\begin{matrix}\diagup O-H\\ -O-H\\ \diagdown O-H\end{matrix}$

Küsimusi ja harjutusi.

1. Kirjutada järgmiste aluste valemid: naatriumhüdroksüüd, kaaliumhüdroksüüd, kaltsiumhüdroksüüd, kroom(III)hüdroksüüd, vask(II)hüdroksüüd, raud(III)hüdroksüüd, raud(II)hüdroksüüd.

2. Lõpetada alustatud võrrandite kirjutamine (küsimusmärkide asemele asetada vastavad valemid ja leida koefitsiendid):

$$K + H_2O \longrightarrow ? + ?$$

$$Ca + H_2O \longrightarrow ? + ?$$

$$BaO + H_2O \longrightarrow ?$$

3. Kuidas saada tsinkhüdroksüüdi, kui lähtuda lämmastikhapust tsingist? Koostada reaktsiooni võrrand.

4. Allpool toodud skeemidest moodustada reaktsioonide võrrandid:

$$CuSO_4 + ? \longrightarrow Na_2SO_4 + ?$$

$$CuCl_2 + ? \longrightarrow BaCl_2 + ?$$

$$CuSO_4 + ? \longrightarrow Cu(OH)_2 + ?$$

$$AlCl_3 + ? \longrightarrow NaCl + ?$$

$$Al_2(SO_4)_3 + ? \longrightarrow Al(OH)_3 + ?$$

5. Kui palju vett tuleb lisandada naatriumhapendile (Na_2O), et saada 320 g naatriumhüdroksüüdi?

6. Kui palju vett tuleb valada kustutamata lubjale (CaO), et saada 74 g kustutatud lupja?

7. Mitu grammi naatriumhüdroksüüdi tekib 0,1 gramm-aatomi naatriumi reageerimisel veega?

8. Mispärast ei tohi naatriumhüdroksüüdi, kaaliumhüdroksüüdi ja baariumhüdroksüüdi lahust hoida lahtistes pudelites?

9. Lõpetada järgmiste alustatud võrrandite kirjutamine:

$$Al(OH)_3 \longrightarrow ? + H_2O$$

$$Zn(OH)_2 \longrightarrow ? + H_2O$$

$$Fe(OH)_3 \longrightarrow ? + H_2O$$

$$AgOH \longrightarrow ? + H_2O$$

10. Koostada järgmiste aluste struktuurvalemid: kaaliumhüdroksüüd, baariumhüdroksüüd, raud(II)hüdroksüüd, raud(III)hüdroksüüd.

LABORATOORSED TÖÖD.

Aluste saamine ja nende omadused.

Töö nr. 1. Aluste omadused.

Ette valmistada: katseklaasid, klaaspulgake ja -toru, filterpaber, tiiglitangid; NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$ ja $Ba(OH)_2$ kuivainena; NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ ja NH_4OH lahused; fenoolftaleiin, metüüloranž, punane lakmus (paber või lahus); HCl, HNO_3 ja H_2SO_4 lahjendatud lahused.

Töö teostamine:

1. Tutvuge naatriumhüdroksüüdi, kaaliumhüdroksüüdi, kaltsiumhüdroksüüdi, baariumhüdroksüüdi ja ammooniumhüdroksüüdi välimusega ja kirjeldage neid aineid.

2. Lahustage väikesed (tikupea suurused) tükid naatriumhüdroksüüdi, kaaliumhüdroksüüdi, kaltsiumhüdroksüüdi, baariumhüdroksüüdi eraldi katseklaasides, milledes on $^1/_4$ mahtu vett.

Katsuge käega lahuse temperatuuri muutumist. Jälgige ainete lahustuvust vees.

3. Võtke tilk lahjendatud naatriumhüdroksüüdi (NaOH) lahust ja hõõruge ta sõrmede vahel. (Kuna leelis sööbib nahasse, tuleb kohe pesta käed puhtaks.) Täheldage tema lõhna.

4. Valage kolme katseklaasi naatriumhüdroksüüdi (NaOH) lahust, kolme katseklaasi kaaliumhüdroksüüdi (KOH) lahust, kolme katseklaasi baariumhüdroksüüdi ($Ba(OH)_2$) lahust ja kolme katseklaasi kaltsiumhüdroksüüdi ($Ca(OH)_2$) lahust. Jagage kõik 12 katseklaasi selliselt kolme gruppi, et igas grupis oleksid kõik neli alust. Võtke värvusetu fenoolftaleiini lahust piirituses, metüüloranži roosa lahust ja punase lakmuse lahust (lakmuse lahuse asemel võib kasutada ka temaga immutatud paberit). Lisage tilk fenoolftaleiini kõikidesse esimese grupi katseklaasidesse, tilk metüüloranži teise grupi katseklaasidesse, tilk lakmust kolmanda grupi katseklaasidesse.

Täheldage värvuse muutumist. Nimetage katse põhjal aluste välisomadusi.

5. Lisage katseklaasidesse, mis sisaldavad fenoolftaleiiniga, metüüloranžiga ja lakmusega värvistatud aluste lahuseid, tilk soolhapet, väävelhapet ja lämmastikhapet. Ärge valage kõik kolm hapet ühte katseklaasi, vaid esimesse soolhapet, teise väävelhapet, kolmandasse lämmastikhapet.

Pange tähele värvuse muutumist. Missuguseid järeldusi võib käesoleva katse põhjal teha hapete ja aluste omaduste kohta?

6. Niisutage leeliste lahustega mõned paberitükid ja asetage need mõneks ajaks kõrvale. Jälgige paberi kolletamist ja leelise hävitavat toimet paberisse. Kirjutage üles tulemused. Tehke järeldus leeliste käsitsemise ja nendega töötamise kohta.

Töö nr. 2. Aluse reageerimine happeanhüdriidiga.

Ette valmistada: katseklaasid, kõver klaastoru, kaltsiumhüdroksüüdi ja baariumhüdroksüüdi lahus.

Töö teostamine:

1. Valage katseklaasi ($^1/_4$ selle mahust) kaltsiumhüdroksüüdi ($Ca(OH)_2$) lahust ja juhtige sinna enda poolt väljahingatud õhku (sisaldab süsihappegaasi CO_2).

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand. Missugused ained tekivad?

2. Juhtige baariumhüdroksüüdi ($Ba(OH)_2$) lahusesse süsihappegaasi. Kirjutage üles tulemused.

Töö nr. 3. Aluse saamine metalli reageerimisel veega.

Ette valmistada: katseklaasid, raudstatiiv, pirrukesed, piirituslamp, metalliline kaalium ja naatrium, magneesiumipulber, punane lakmuspaber, fenoolftaleiin.

Töö teostamine:

1. Asetage tikupea suurune tükike naatriumi veega täidetud katseklaasi, mis on kinnitatud statiivi külge. Lähendage põlev pirruke katseklaasi avale.

Mis toimub naatriumi reageerimisel veega? Missugune gaas eraldub seejuures?

2. Valage teise katseklaasi puhast vett. Asetage punane lakmuspaber esmalt puhta veega katseklaasi ja seejärel vette, millega reageeris naatrium. Võrrelge nende toimet lakmuspaberisse.

Mida täheldate? Missugune aine tekkis vees naatriumi reageerimisel veega? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

3. Toimetage sama kaaliumiga ja uurige kaaliumi toimet veesse. Kirjutage üles tulemused.

4. Valage katseklaasi (1/4 selle mahust) vett ja lisandage veidi magneesiumipulbrit. Soojendage piirituslambil 3—5 minutit, jälgige gaasi eraldumist; seejärel lisandage katseklaasi 1—2 tilka fenoolftaleiini (või lakmuse) lahust.

Mida täheldate? Missugune aine tekkis lahuses? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

Töö nr. 4. Aluse saamine metalli hapendi reageerimisel veega.

Ette valmistada: portselankauss, katseklaasid, klaas, filterpaber, lehter, klaaspulgake ja kõver toru, kaltsiumhapend, lakmuse lahus, magneesiumhapend, baariumhapend.

Töö teostamine:

1. Asetage portselankaussi tükike kaltsiumhapendit (kustutamata lupja), valage sellele veidi vett, nii et vesi imbuks lubjasse ega jääks kaussi liigset vett.

Oodake veidi aega ja täheldage toimuvat. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Kui lubi on kustunud, lisage kaussi 1/4 klaasi vett, segage selles kustutatud lubi ja filtreerige vedelik puhtasse klaasi. Uurige saadud lahust punase lakmusega.

Mida täheldate? Iseloomustage kaltsiumhüdroksüüdi lahustuvust vees.

3. Uurige saadud lubjavett süsihappegaasiga. Kirjutage üles tulemused.

4. Loksutage veega katseklaasis veidi magneesiumhapendit. Lisandage saadud vedelikule punase lakmuse lahust.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

5. Võtke veidi baariumhapendit ja loksutage katseklaasis veega. Lisandage mõni tilk punase lakmuse lahust.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

Töö nr. 5. Lahustumatute aluste saamine.

Ette valmistada: katseklaasid, lehter, filterpaber, klaaspulgake, portselankauss, tiiglitangid, piirituslamp; $FeCl_3$, NaOH, HCl, $CuSO_4$, KOH, $MgCl_2$, $MnCl_2$, $AlCl_3$, $ZnSO_4$ ja $Pb(NO_3)_2$ lahused (või teised ülalnimetatud metallide soolade lahused).

Töö teostamine:

1. Valage katseklaasi (kuni $^1/_4$ selle mahust) raud(III)kloriidi lahust ja lisandage sinna niisama palju naatriumhüdroksüüdi lahust.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Filtreerige saadud segu. Asetage filtrile jäänud aine portselankaussi ja, hoides kaussi tiiglitangidega, kuivatage saadud aine, teda ettevaatlikult soojendades (mitte kuumutades). Iseloomustage saadud ainet.

3. Asetage veidi saadud ainet katseklaasi ja lisandage pideval loksutamisel soolhappe lahust kuni sademe täieliku lahustumiseni.

Kirjutage üles katse tulemused. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

4. Valage katseklaasi (kuni $^1/_4$ selle mahust) $CuSO_4$ lahust ja lisandage sinna veidi leelist.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

5. Valmistage $Mg(OH)_2$, $Mn(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$ ja $Pb(OH)_2$, kasutades selleks magneesiumi, nikli, mangaani, alumiiniumi, tsingi, seatina ja kroomi soolade lahuseid. Kirjutage reaktsiooni tulemused. Kirjutage reaktsiooni võrrandid.

4. Happed.

Hapete omadused. Tunneme juba väävelhapet (H_2SO_4), lämmastikhapet (HNO_3) ja soolhapet (HCl). Happed võivad olla vedelad, nagu väävelhape, ja tahked, nagu oblikhape, boor-

hape ning paljud teised. Mitmed happed on vees lahustuvad; on aga ka happeid, mis vees ei lahustu.

Hapetel on allpool loeteldud iseloomustavad tunnused.

1. Hapete vesilahustel, nagu äädikhappel, sidrunhappel jne., on hapu maitse.

2. Hapete vesilahused muudavad lakmuse värvust. Sinine lakmus värvub hapetes punaseks.

3. Happe vesinikku, mis on iga happe üheks põhiliseks koostusosaks, saab asendada metalliga. Näiteks naatriumi reaktsioon kontsentreeritud soolhappega toimub järgmise võrrandi järgi:

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

Naatriumi aatomid asendavad soolhappes vesiniku aatomeid ja selle tulemusena tekib sool (NaCl).

N ä i d e. Kui valada katseklaasi veidi kontsentreeritud soolhapet ja visata sinna tükike metallilist naatriumi (hernetera suurune tükike), siis sadestub reaktsioonil tekkinud kloornaatrium, mis on soolhappes raskesti lahustuv, kiiresti katseklaasi põhja. Eralduv vesinik põleb süüdates.

Tsingi toimel väävelhappe lahusesse tekivad samuti sool ja vesinik:

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2.$$

Kuid metallid ei suuda vesinikku kõigist hapetest välja tõrjuda. Nii näiteks vase toimel lämmastikhappesse ei eraldu mitte vesinik, vaid pruun gaas — lämmastik-kahelishapend (NO_2).

4. Happed reageerivad aluseliste hapenditega, mille tulemusel tekivad sool ja vesi. See reaktsioon toimub peaaegu kõikide hapenditega.

Näide. Vask(II)hapend reageerib nõrgal soojendamisel väävelhappega, kusjuures tekivad väävelhapu vask(II) ja vesi:

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

5. Kõige iseloomustavamaks hapete omaduseks on nende vastastikune toime leelistega. Kui naatriumhüdroksüüdi lahusele, mis on lakmuse lahuse tilgaga siniseks värvitud, lisada vähehaaval soolhapet, siis tuleb moment, kus lahuse sinine värvus muutub violetiks. Sellist lahust nimetatakse neutraalseks ehk neutraalse reaktsiooniga lahuseks (s. t. mitte happeliseks ega ka mitte leeliseseks). Ta ei muuda lakmuse sinist ega punast värvust. Kui lisada sellele lahusele kas või tilgakegi hapet, siis lahuse värvus muutub otsekohe punaseks. Samuti vastupidi, tilga leelise lisamisel värvus muutub siniseks. Neutraalse lahuse väljaaurutamisel saame tahke aine, mis on tavaline keedusool (NaCl). Toimunud reaktsiooni saame väljendada võrrandiga:

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

Toodud võrrandist näeme, et hapete ja leeliste vahel toimuvate reaktsioonide puhul happe vesiniku aatomid ühinevad aluste hüdroksüülidega, moodustades vee, metalli aatomid aga asetuvad happe vesiniku aatomite kohale, moodustades soola. Uutel tekkinud ainetel ei ole ei happe ega aluse omadusi, nad ei muuda indikaatorite värvust. Selliseid aineid nimetatakse neutraalseteks. Seepärast nimetatakse reaktsiooni hapete ja leeliste vahel ka neutraliseerimise reaktsiooniks.

Lämmastikhappe neutraliseerimine kaaliumhüdroksüüdiga toimub järgmise võrrandi järgi:

$$KOH + HNO_3 = H_2O + KNO_3.$$

Teostatud katsete ja võrrandite arutelu tulemusena jõuame järeldusele, et kõikidel käsiteldud juhtudel saadakse aluse hüdroksüüli ja happe vesiniku ühinemisel vesi.

Seega iseloomustab happeid:

a) nende reageerimine leelistega;

b) nende vesilahuste toime indikaatoritesse;

c) happe vesiniku asendamine vabade metallidega, mida aitab selgitada järgnev tabel.

Happe nimetus	Valem	Lakmuse värvus	Happe reageerimine leelistega	Happe reageerimine metalliga
Väävelhape	H_2SO_4	punane	$H_2SO_4 + 2NaOH = 2H_2O + Na_2SO_4$	$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2$
Soolhape	HCl	punane	$HCl + NaOH = H_2O + NaCl$	$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$
Lämmastikhape	HNO_3	punane	$HNO_3 + NaOH = H_2O + NaNO_3$	eraldub pruun gaas

Hapete omaduste tundmaõppimise tulemusena võime defineerida happeid järgmiselt: **happed** on liitained, milles sisalduv vesinik võib ühineda leelise hüdroksüüliga, moodustades vee.

Happe vesiniku asendamisel metalliga tekib sool.

Hapete vesilahuste reaktsiooni määratakse indikaatorite abil.

Indikaatorid on värvained, mis muudavad oma värvust vastavalt lahuse reaktsioonile. Järgmises tabelis on antud mõnede indikaatorite värvused vastavalt reaktsioonile.

Indikaator	Indikaatori värvus	
	happelises keskkonnas	leeliseses keskkonnas
Lakmus	punane	sinine
Fenoolftaleiin	värvusetu	vabarnpunane
Metüüloranž	roosa	kollane

Neutraalses keskkonnas indikaatorite värvus ei muutu.

Hapete koostis. Happejäägi mõiste. Kirjutame tähtsamate hapete valemid:

$H|Cl$ — soolhape;
$H|NO_3$ — lämmastikhape;
$H_2|SO_4$ — väävelhape;
$H_2|SO_3$ — väävlishape;
$H_2|CO_3$ — süsihape;
$H_3|PO_4$ — fosforhape.

Nendest valemitest nähtub:

1. Kõikide hapete koostises on vesinik, mis võib ühineda leeliste hüdroksüüliga ja mida saab asendada metalliga.

2. Hapete molekulis võib olla üks või mitu vesiniku aatomit.

3. Iga happe valemit saab jaotada kahte ossa — vesinikuks, mis ühineb leeliste hüdroksüüliga või asendub metalliga, ja elemendiks või elementide rühmaks, mis on vesinikuga ühendatud ning mis happes ja selle soolades esineb samal kujul muutumatuna. Seda osa, mis ülaltoodud valemites on vesinikust eraldatud püstkriipsuga (Cl — soolhappe juures, NO_3 — lämmastikhappe juures, SO_4 — väävelhappe juures), nimetatakse happejäägiks ehk -radikaaliks.

Happejäägiks nimetatakse happe molekuli osa, mis jääb järele, kui sellelt molekulilt ära võtta üks või mitu vesiniku aatomit.

Enamiku uuritud keemiliste reaktsioonide puhul happejäägid ei lagune aatomiteks, vaid ühinevad tervikuna metallide aatomitega, moodustades soolasid, või vesiniku aatomitega, moodustades happeid. Seetõttu võime rääkida happejääkide valentsist.

Kui happejääk saab ühineda ainult ühe vesiniku aatomiga või ühe ühevalentse metalli aatomiga, siis on ta samuti ühevalentne. Kui happejääk suudab enesega ühendada kaks aatomit vesinikku või kaks aatomit ühevalentset metalli (või ühe kahevalentse metalli aatomi), siis on ta kahevalentne, jne.

Näiteid:

HNO_3 — happejääk — $\overset{I}{NO_3}$ on ühevalentne,

H_3PO_4 — happejääk — $\overset{III}{PO_4}$ on kolmevalentne,

H_2SO_4 — happejääk — $\overset{II}{SO_4}$ on kahevalentne.

Ühevalentse happejäägiga happeid nimetatakse ühealuselisteks, kahevalentse happejäägiga happeid — kahealuselisteks jne. Happe aluselisuse määrab vesiniku aatomite arv, mida saab happes asendada metalliga või mis on suutelised ühinema aluse hüdroksüülidega.

Hapete saamine. Happeid võib saada mitmel viisil. Vaatleme neist kahte: 1) happeliste hapendite ühinemist veega ja 2) happe saamist teise happe toimel soolasse.

Kui lasta väävlishappe anhüdriidi või süsihappegaasi läbi lakmuse vesilahuse või lahustada vees fosforhappe anhüdriidi, siis lakmuse värvus muutub punaseks. See näitab, et lahuses tekkis hape.

$$CO_2 + H_2O = H_2CO_3;$$
$$SO_2 + H_2O = H_2SO_3;$$
$$P_2O_5 + H_2O = H_2P_2O_6 = 2HPO_3.$$

Nagu juba eespool märkisime, nimetatakse neid hapendeid, mis moodustavad happeid, nende hapete anhüdriidideks.

Tähtsamate hapete valemid tuleb meeles pidada, anhüdriidide valemeid aga on kerge tuletada hapete valemeist, lahutades neist mõttes vee, näiteks:

$$\underset{\text{väävelhape}}{H_2SO_4} - H_2O = \underset{\substack{\text{väävelhappe}\\ \text{anhüdriid}}}{SO_3}.$$

Kui happe valemis on paaritu arv vesiniku aatomeid, nagu näiteks lämmastikhappes (HNO_3) ja ortofosforhappes (H_3PO_4), siis tuleb lahutada vesi kahekordsest happe molekulist:

$$\underset{\substack{\text{lämmastik-}\\ \text{hape}}}{2HNO_3} - H_2O = \underset{\substack{\text{lämmastikhappe}\\ \text{anhüdriid}}}{N_2O_5}.$$

$$\underset{\substack{\text{fosfor-}\\ \text{hape}}}{2H_3PO_4} - 3H_2O = \underset{\substack{\text{fosforhappe}\\ \text{anhüdriid}}}{P_2O_5}.$$

Öeldule tuleb lisada veel järgmist:

1. Sageli vastab ühele ja samale anhüdriidile mitu hapet. Nii annab fosforhappe anhüdriid ühe vee molekuliga metafosforhappe (HPO_3), kahe vee molekuliga pürofosforhappe ($H_4P_2O_7$) ja kolme vee molekuliga ortofosforhappe [1] (H_3PO_4):

$$P_2O_5 + H_2O = 2HPO_3 \text{ (metafosforhape)};$$
$$P_2O_5 + 2H_2O = H_4P_2O_7 \text{ (pürofosforhape)};$$
$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4 \text{ (ortofosforhape)}.$$

[1] Ortofosforhapet nimetatakse tavaliselt lihtsalt fosforhappeks.

2. On olemas anhüdriide, mis veega otseselt ei ühine. Näiteks ränihappe anhüdriid (SiO_2). Seetõttu saadakse neile anhüdriididele vastavaid happeid ainult kaudsel teel.

3. Mitte kõik happed ei teki anhüdriididest. Näiteks soolhape (HCl) ei sisalda hapnikku ja seetõttu ei saada teda mingisuguse anhüdriidi ühinemisel veega.

4. Happed jagunevad hapnikku sisaldavateks ja hapnikku mittesisaldavateks hapeteks. Hapnikku mittesisaldavate hapete näidetena võib esitada soolhapet (HCl), broomvesinikhapet (HBr), joodvesinikhapet (HJ), väävelvesinikhapet (H_2S) ja teisi.

Teine happe saamise viis seisab selles, et soolasse toimitakse püsivate ja mittelenduvate hapetega. Näiteks väävelhappe toimel keedusoolasse või salpeetrisse saadakse kas soolhape või lämmastikhape:

$$2NaCl + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2HCl;$$
$$2KNO_3 + H_2SO_4 = K_2SO_4 + 2HNO_3.$$

Näide. Võtame veidi keedusoola katseklaasi ja valame sellele kontsentreeritud väävelhapet. Soojendame. Katseklaasi ava juures tekib valge suits. Hoiame selles vees niisutatud lakmuspaberit. Lakmuspaber muutub kohe punaseks. Eralduv gaasiline kloorvesinik (HCl) annab vees lahustudes soolhappe.

Reaktsioonist võtab osa neli ainet: kaks lähteainet ja kaks saadud ainet. Nende eraldamine on antud juhul võimalik sellepärast, et hapetel on erinevad keemise temperatuurid, mistõttu väävelhape kui kõrgema keemistemperatuuriga hape jääb segusse ja reageerib soolaga, kuna soolhape ja lämmastikhape kergemini lenduvate hapetena soojendamisel lenduvad.

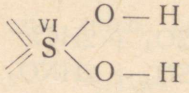
Hapete kasutamine. Enamikku happeid kasutatakse laialdaselt mitmesugustes rahvamajandusharudes. Tähtsamad

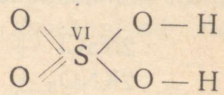
happed on soolhape, lämmastikhape ja väävelhape, mida kasutatakse mitmesuguste soolade, mineraalväetiste, lõhkeainete, värvainete jne. valmistamisel.

Hapete struktuurvalemid. Hapete struktuurvalemite koostamisel peab teadma mittemetalli valentsi. Mittemetalli valentsi leidmiseks tuleb happe valemist tuletada anhüdriidi valem ja anhüdriidi valemi järgi määrata mittemetalli valents. Näiteks:

$$\overset{VI}{H_2SO_4} - H_2O = \overset{VI}{SO_3}.$$

Väävel on väävelhappes kuuevalentne. Mittemetalli aatomiga ühinevad hapniku kaudu vesiniku aatomid, mistõttu siin esineb rühm —O—H (I). Ülejäänud hapniku aatomid, mis esinevad happes, ühinevad otseselt mittemetalliga (II):

I. 

II. 

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Fosforhappe anhüdriid, mis on valge tahke aine, imeb õhust ahnelt vett ja veeldub seejuures. Missugune keemiline reaktsioon sel puhul toimub? Kirjutada selle reaktsiooni võrrand.
2. Missugust hapet sisaldab gaseeritud vesi, mis saadakse vee küllastamisel süsihappegaasiga? Kirjutada vastava reaktsiooni võrrand.
3. Kirjutada anhüdriidide valemid, mis vastavad järgmistele hapetele: lämmastikhape (HNO_3), metafosforhape (HPO_3), pürofosforhape ($H_4P_2O_7$), ortofosforhape (H_3PO_4).
4. Määrata kindlaks järgmiste soolade koostisesse kuuluvate happejääkide valents: $MgBr_2$, AgJ, $Cu(PO_3)_2$, K_2CrO_4, $KMnO_4$, K_2MnO_4, $Ca(ClO)_2$.
5. Lähtudes hapnikust, väävlist ja veest, saada väävelhape.
6. Mitu grammi vesinikku võib saada 13 g tsingi toimel soolhappesse? Mitu grammi soola seejuures tekib?

7. Lahuses on üks g-mol kaaliumhüdroksüüdi. Mitu g-moli a) väävelhapet, b) lämmastikhapet kulub selle lahuse neutraliseerimiseks?

8. Missuguse väävelhappe anhüdriidi (SO_3) hulgaga tuleb toimida veesse, et saada 470 g väävelhapet?

9. Kui palju tuleb võtta vett ja fosforhappe anhüdriidi (P_2O_5) 588 g fosforhappe (H_3PO_4) saamiseks?

10. Antud on järgmised happed: soolhape, väävelhape, lämmastikhape, fosforhape, ränihape, süsihape, väävlishape, väävelhape, väävelvesinikhape. Nimetada: 1) missugused neist hapetest on ühealuselised, missugused kahealuselised ja missugused kolmealuselised; 2) missugustel nendest puuduvad anhüdriidid.

11. Lahuses sisaldub 20 g naatriumhüdroksüüdi. Mitu grammi a) lämmastikhapet, b) väävelhapet, c) soolhapet vajatakse selle lahuse neutraliseerimiseks?

12. Lahuses sisaldub 126 g lämmastikhapet. Mitu grammi a) kaaliumhüdroksüüdi, b) baariumhüdroksüüdi vajatakse selle lahuse neutraliseerimiseks?

13. Koostada järgmiste hapete struktuurvalemid: süsihape, väävlishape, lämmastikhape, metafosforhape, ortofosforhape, ränihape.

Küsimusi kordamiseks.

1. Mida nimetatakse hapenditeks? Tuua hapendite näiteid.
2. Missuguste reaktsioonide puhul tekivad hapendid? Tuua näiteid.
3. Missuguseks kaheks rühmaks jagunevad hapendid? Tuua näiteid.
4. Kuidas saab kindlaks teha, kas hapend on happeline või aluseline, kui ta vees ei lahustu?
5. Missugusel teel on võimalik vahet teha happe ja aluse lahuse vahel?
6. Mida nimetatakse aluseks? Tuua aluste valemid.
7. Nimetada leeliste tähtsamad omadused ja tuua nende valemid.
8. Mida nimetatakse happeks? Tuua hapete valemid.
9. Nimetada hapete üldised omadused.
10. Mida nimetatakse neutraliseerimise reaktsiooniks? Tuua neutraliseerimise reaktsiooni võrrand.

LABORATOORSED TÖÖD.

Hapete saamine ja nende omadused.

Töö nr. 1. Hapete omadused.

Ette valmistada: klaaspulgake ja -toru, filterpaber, katseklaasid; kontsentreeritud happed: HCl, HNO_3, H_2SO_4, $H(C_2H_3O_2)$ ja H_3BO_3 (üldlaual). Lahjendatud happed: HCl, HNO_3, H_2SO_4 ja $H(C_2H_3O_2)$; sinine lakmus, metüüloranž, fenoolftaleiin.

Töö teostamine:

1. Tutvuge keemiliselt puhaste hapete välimusega, selleks lisage eraldi katseklaasidesse 3—4 tilka kontsentreeritud sool-, lämmastik-, väävel- ja äädikhapet ning mõned boorhappe kristallikesed. Täheldage hapete füüsilist olekut, värvust, lõhna (ettevaatlikult nuusutada).

Märkus. Kontsentreeritud hapete sööbiva toime tõttu on kategooriliselt keelatud neid maitsta või kätega puudutada!!!

2. Pange tähele lõhna ja «suitsu» tekkimist. Märkige lenduvad ja mittelenduvad happed. Kirjutage vaatluse tulemused.

3. Asetage klaaspulgakesega tilk igat hapet paberile. Vaadelge teatud aeg happe toimet paberisse, jälgige pleki värvuse muutumist paberil, täheldage paberi tugevuse muutumist, püüdes selleks paberit klaaspulgakesega katki rebida (peale iga happe võtmist tuleb pulgake hoolikalt pesta ja kuivatada paberitükiga). Kirjutage vaatluse tulemused.

4. Valage mitmesse katseklaasi vett ja lisage nendesse 1—2 tilka soolhappe, väävelhappe ja äädikhappe lahust ning proovige saadud lahuste maitset **(mitte alla neelata — happed on mürgised!!!)**. Määrake iga happe maitse.

5. Võtke mitu katseklaasi; valage kolme katseklaasi veidi lahjendatud väävelhappe lahust, järgmistesse kolme katseklaasi — sama hulk lahjendatud soolhapet ja viimastesse kolme katseklaasi — lahjendatud lämmastikhapet. Jagage katseklaasid selliselt kolme gruppi, et igas grupis oleks üks katseklaas väävelhappega, üks soolhappega ja üks lämmastikhappega. Valage kõikidesse esimese grupi katseklaasidesse sinise lakmuse lahust, teise grupi katseklaasidesse metüüloranži vesilahust ja kolmanda grupi katseklaasidesse tilgutage igaühesse 2 tilka fenoolftaleiini piirituslahust.

Mida täheldate? Nimetage katse põhjal hapete lahuste välisomadusi.

Töö nr. 2. Happe reageerimine metalliga.

Ette valmistada: katseklaasid, piirituslamp, lehter, filterpaber, klaaspulgake, portselankauss, klaasplaadike; HCl, H_2SO_4 ja $H(C_2H_3O_2)$ lahused; metalliline tsink, magneesiumi laastud, rauapuru, alumiinium, vask, seatina, tina.

Töö teostamine:

1. Võtke kolm katseklaasi. Esimesse valage veidi (umbes 2 cm^3) soolhapet, teise katseklaasi niisama palju väävelhapet, kolmandasse äädikhapet. Soolhapet sisaldavasse katseklaasi visake mõned tsingitükikesed, väävelhapet sisaldavasse — rauda ja äädikhapet sisaldavasse — mõned magneesiumilaastud. Võtke üks katseklaasidest, sulgege selle ava pöidlaga ja lähendage piirituslambi leegile: toimub plahvatus. Plahvatus on vesiniku eraldumise tunnuseks. Mõne aja pärast, reaktsiooni lõppemisel, filtreerige veidi iga lahust ja aurutage kuivaks portselankausis. Saadud tahked ained tekkisid metallide toimel hapetesse.

Kirjutage reaktsioonide võrrandid. Missugune element kuulub kõikide hapete koostisse?

2. Asetage katseklaasidesse eraldi veidi metalle, näiteks alumiiniumi, vaske, seatina, tina. Valage kõikidesse katseklaasidesse soolhapet ja täheldage, kus toimub reaktsioon kõige energilisemalt. Kui metall ei peaks happega reageerima, siis soojendage kergelt. Sama toimetage ka väävelhappega ja äädikhappega. Üks katseklaasidest, kus reaktsioon toimub hästi, jätke reaktsiooni lõpuni seisma. Filtreerige mõned tilgad seda vedelikku klaasplaadikesele ja aurutage kuivaks.

Kirjutage reaktsioonide võrrandid. Missuguseid aineid saadakse?

Töö nr. 3. Happe reageerimine aluseliste hapenditega.

Ette valmistada: katseklaasid, klaaspulgake, lehter, filterpaber, portselankauss, klaasitükk, H_2SO_4 ja HCl lahused, CuO, PbJ.

Töö teostamine:

1. Valage katseklaasi (kuni $^1/_4$ selle mahust) väävelhappe lahust ja soojendage. Lisandage soojendatud väävelhappe lahusesse väikeste annustena vaskhapendit, kuni selle lahustumise lakkamiseni. Lõpetage soojendamine, niipea kui katseklaasi põhja tekib lahustumata vaskhapend. Laske

segu jahtuda ja filtreerige seejärel. Saadud filtraati kontsentreerige veidi portselankausis või klaasis ja laske jahtuda.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand. Missugune aine tekkis?

2. Asetage katseklaasi veidi seatinahapendit PbO ja lisandage sinna lahjendatud soolhapet. Soojendage katseklaasis olevat segu mõni minut kuni keemiseni. Eraldage vedelik sademest valamisega teise katseklaasi. Täheldage teises katseklaasis valgete soola kristallide väljalangemist selle jahtumisel.

Kirjutage reaktsiooni võrrand. Missugune aine tekkis?

Töö nr. 4. Happe reageerimine alustega.

Ette valmistada: katseklaasid, portselankauss, klaaspulgake, piirituslamp, statiiv, H_2SO_4 lahus, $Cu(OH)_2$ (valmistab õppejõud).

Töö teostamine:

1. Asetage katseklaasi veidi vaskhüdroksüüdi ja lisandage sinna väävelhappe lahust. Soojendage kergelt, pidevalt loksutades kuni vaskhüdroksüüdi lahustumiseni. Valage portselankaussi veidi saadud lahust ja aurutage. Täheldage soola eraldumist.

Pöörake tähelepanu saadud lahuse ja soola värvusele. Kirjutage reaktsiooni võrrand. Missuguseid aineid saadi?

Töö nr. 5. Leelise neutraliseerimine happega.

Ette valmistada: portselankauss, klaaspulgake, 2 klaasi, klaastoru, lakmuspaber (punane ja sinine), piirituslamp, statiiv, HCl või H_2SO_4 lahus, NaOH (või KOH) lahus.

Töö teostamine:

Valage portselankaussi 10 cm^3 soolhappe (või mõne teise happe) lahust. Klaasi valage niisama palju naatriumhüdroksüüdi (või kaaliumhüdroksüüdi) lahust. Valage happega kaussi klaaspulgakese abil naatriumhüdroksüüdi lahust. Esimest naatriumhüdroksüüdi kogust, mis on võetud happe kogusest veidi vähem, valatakse korraga juurde, seejärel lisandage naatriumhüdroksüüdi lahust juba tilkhaaval, lahust pidevalt klaaspulgakesega segades. Peale igakordset lisandamist kandke tilk lahust klaaspulgakese abil lakmuspaberile.

Naatriumhüdroksüüdi tuleb lisandada seni, kuni saadakse lahus, mis ei toimi ei punasesse ega sinisesse lakmuspaberisse, s. t. kuni punane lakmuspaber ei muutu lahuse toimel siniseks ega sinine paber punaseks. Juhul, kui

olete lisanud liiga palju leelist, lisandage tilkhaaval hapet, pidades meeles, et happe põhjustatud punane värvus hävib leelise toimel, kuna leelise põhjustatud sinine värvus hävib happe toimel. Tuleb püüda saavutada lahuse neutraalset reaktsiooni. Saadud lahus valage puhtasse klaasi, jättes portselankaussi ainult väikese koguse lahust, mis tuleb aurutada kuivaks. Vaadelge saadud soola ja maitske teda.

Kuidas nimetatakse saadud ainet? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

Töö nr. 6. Lubjapiima neutraliseerimine lämmastikhappega.

Ette valmistada: katseklaasid, klaastoru, kustutatud lubja lahus, HNO_3 (või HCl) lahus.

Töö teostamine:

Valage katseklaasi (kuni $^1/_4$ selle mahust) lubjapiima $Ca(OH)_2$ ja lisandage väikestes kogustes lämmastikhapet kuni sademe lahustumiseni.

Kuidas nimetatakse saadud ainet? Kirjutage toimunud reaktsiooni võrrand.

Töö nr. 7. Happe reageerimine sooladega.

Ette valmistada: katseklaasid, sinine lakmuspaber; $BaCl_2$, H_2SO_4, Na_2CO_3 ja HCl lahused, keedusool, kontsentreeritud H_2SO_4.

Töö teostamine:

1. Valage katseklaasi, milles on kloorbaariumi lahus (kuni $^1/_4$ selle mahust), ruumalalt sama palju väävelhappe lahust.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand. Missugused ained ja missugusel kujul tekivad sel puhul?

2. Valage katseklaasi süsihaput naatriumi (kuni $^1/_4$ selle mahust) ja ruumalalt sama palju soolhapet.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand. Missuguses olekus esinevad tekkinud ained?

3. Asetage katseklaasi veidi keedusoola ja lisandage mõni tilk kontsentreeritud väävelhapet. Soojendage kergelt ja pöörake tähelepanu eralduvale suitsevale gaasile. Lähendage katseklaasi avale niisutatud sinine lakmuspaber. Täheldage lakmuse värvuse muutumist.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand. Missugused ained ja missugusel kujul tekivad sel puhul?

5. Soolad.

Soolade koostis. Soolad saadakse happe vesiniku asendamisel metalliga. Hape koosneb happejäägist ja vesinikust. Seetõttu võib soola valemi koostada metalli ja happejäägi valentsi järgi. Happejääki vaadeldakse kui tervikut ja soolade valemites, mis sisaldavad mitut happejääki, asetatakse ta sulgudesse ning sulu juurde paremale alla kirjutatakse arv, mis näitab soola koostisesse kuuluvate happejääkide arvu. Näiteks: $Ca(NO_3)_2$, $Al(NO_3)_3$ jne.

Soolade valemite koostamine. Soolade valemite koostamise reeglid on järgmised.

1. Kirjutada kõrvuti metalli keemiline sümbol ja happejäägi valem. Näiteks: Al SO_4.

2. Märkida nende peale metalli ja happejäägi valentsid: $\overset{III}{Al}\ \overset{II}{SO_4}$.

3. Vähima ühiskordse kaudu leida indeksid: $\overset{III}{Al}_2\overset{6}{\smile}\overset{II}{(SO_4)_3}$.

Näiteid mõningate soolade valemite koostamise kohta.

Lämmastikhappe (HNO_3) soolad:

(happejääk on $\overset{I}{NO_3}$)

Lämmastikhapu naatrium — $\overset{I}{Na}\overset{1}{\smile}\overset{I}{NO_3}$.

Lämmastikhapu kaltsium — $\overset{II}{Ca}\overset{2}{\smile}\overset{I}{(NO_3)_2}$.

Lämmastikhapu alumiinium — $\overset{III}{Al}\overset{3}{\smile}\overset{I}{(NO_3)_3}$.

Väävelhappe (H_2SO_4) soolad:

(happejääk $\overset{II}{SO_4}$)

Väävelhapu naatrium — $\overset{I}{Na_2}\overset{2}{\smile}\overset{II}{SO_4}$.

Väävelhapu kaltsium — $\overset{II}{Ca}\overset{2}{\smile}\overset{II}{SO_4}$.

Väävelhapu alumiinium — $\overset{III}{Al_2}\overset{6}{\smile}\overset{II}{(SO_4)_3}$.

Fosforhappe (H_3PO_4) soolad:

(happejääk on $\overset{III}{PO_4}$)

Fosforhapu naatrium — $\overset{I}{Na_3}\overset{3}{\smile}\overset{III}{PO_4}$.

Fosforhapu kaltsium — $\overset{II}{Ca_3}\overset{6}{\smile}\overset{III}{(PO_4)_2}$.

Fosforhapu alumiinium — $\overset{III}{Al}\overset{1}{\smile}\overset{III}{PO_4}$.

Soolade nimetused ehk nomenklatuur. Hapnikku sisaldavate hapete soolade nimetused saadakse vastava happe nimetusele vajaliku metalli nimetuse juurdelisamise teel, näiteks väävelhapu tsink ($ZnSO_4$), süsihapu kaltsium ($CaCO_3$), lämmastikhapu naatrium ($NaNO_3$) jne.

Hapnikku mittesisaldavate hapete soolade nimetused saadakse hapet tekitava mittemetalli ja soolas sisalduva metalli nimetuste liitmise teel, näiteks kloornaatrium (NaCl), kloorkaltsium ($CaCl_2$), vääveltsink (ZnS) jne.

Tuleb märkida, et on veel teine soolade nimetuste tuletamise viis. Need nimetused tuletatakse hapete ladinakeelsetest nimedest, millele ette lisatakse metalli nimetus. Näiteks väävelhapu naatriumi nimetuseks on naatriumsulfaat (väävelhappe ladinakeelse nimetuse *Acidum sulfuricum*'i järgi), lämmastikhapu kaltsiumi nimetuseks on kaltsiumnitraat (lämmastikhappe ladinakeelse nimetuse *Acidum nitricum*'i järgi), kloornaatriumi nimetuseks on naatriumkloriid jne.

Vaatleme soolade nimetust alljärgnevas tabelis.

Happe valem ja nimetus	Happejääk	Soola valem ja nimetus	Soola rahvusvaheline nimetus
H_2SO_4 väävelhape	II SO_4	I II Na_2SO_4 väävelhapu naatrium	Naatriumsulfaat
H_2SO_3 väävlishape	II SO_3	I II K_2SO_3 väävlishapu kaalium	Kaaliumsulfit
H_2CO_3 süsihape	II CO_3	II II $MgCO_3$ süsihapu magneesium	Magneesium-karbonaat
H_2SiO_3ränihape	II SiO_3	II II $CaSiO_3$ ränihapu kaltsium	Kaltsiumsilikaat
HNO_3 lämmastikhape	I NO_3	III I $Al(NO_3)_3$ lämmastikhapu alumiinium	Alumiiniumnitraat
HPO_3 metafosforhape	I PO_3	I I $NaPO_3$ metafosforhapu naatrium	Naatriummetafosfaat
H_3PO_4 ortofosforhape	III PO_4	II III $Ca_3(PO_4)_2$ ortofosforhapu kaltsium	Kaltsiumortofosfaat ehk kaltsiumfosfaat
$H_4P_2O_7$ pürofosforhape	IV P_2O_7	I IV $K_4P_2O_7$ pürofosforhapu kaalium	Kaaliumpürofosfaat
HCl soolhape	I Cl	III I $FeCl_3$ kloorraud	Raudkloriid
H_2S väävelvesinikhape	II S	I II Na_2S väävelnaatrium	Naatriumsulfiid

Muutuva valentsiga metallide soolade nimetused tuletatakse selliselt, et metalli nimetuse järele soola nimetuses asetatakse sulgudes metalli valents selles soolas rooma numbriga. Näiteks väävelhapu raud(II) — $FeSO_4$, väävelhapu raud(III) — $Fe_2(SO_4)_3$, kloorvask(I) — CuCl, kloorvask(II) — $CuCl_2$.

Harjutusi.

1. Nimetada järgmiste soolade nimed:

1) $Ca(NO_3)_2$;
2) KNO_3;
3) $CaCl_2$;
4) ZnS;
5) $ZnSO_4$;
6) $ZnCl_2$;
7) Na_3PO_4;
8) $NaNO_3$;
9) NaBr;
10) K_2CO_3.

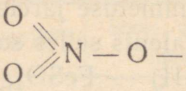
2. Koostada järgmiste soolade valemid:
1) Väävelhapu kaalium.
2) Lämmastikhapu baarium.
3) Süsihapu naatrium.
4) Metafosforhapu kaltsium.
5) Lämmastikhapu alumiinium.
6) Seatinanitraat.
7) Kaaliumkloriid.
8) Alumiiniumsulfaat.
9) Ortofosforhapu hõbe.
10) Väävlishapu naatrium.

3. Koostada valemid järgmistele sooladele:
Väävelhapu vask(II), ortofosforhapu raud(III), väävlishapu vask(I), kloorvask(II), metafosforhapu kaltsium, väävelhapu raud(II), väävelhapu kroom(III), lämmastikhapu vask(II).

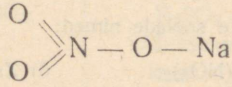
Soolade struktuurvalemid. Soolade struktuurvalemite koostamiseks tuleb kirjutada happe struktuurvalem ja happe vesinik asendada vastava metalliga.

1. Koostame lämmastikhapu naatriumi $NaNO_3$ struktuurvalemi.

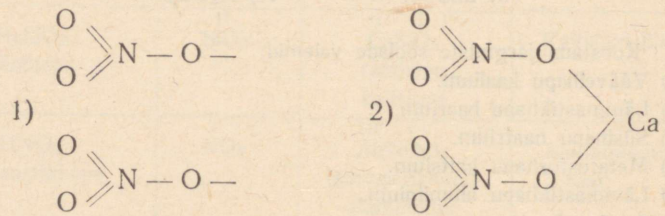
Alguses koostame happejäägi NO_3 struktuurvalemi:



Hüdroksüülrühmas sisalduva hapniku valentsi küllastame naatriumiga:



2. Koostame $Ca(NO_3)_2$ struktuurvalemi:



Harjutus.

Koostada struktuurvalemid järgmistele sooladele: väävelhapu kaalium, väävelhapu magneesium, süsihapu naatrium, süsihapu kaltsium, süsihapu alumiinium, ortofosforhapu naatrium, ortofosforhapu baarium, ortofosforhapu alumiinium.

Soolade klassifikatsioon. Kahe- ja kolmealuseliste hapete puhul võib saada soolasid, millede molekulides sisaldub ühe ja sama happejäägi puhul eri arv metalli aatomeid.

Näiteks võib väävelhappe vesiniku aatomite asendamisel naatriumi aatomitega, olenevalt naatriumi ja väävelhappe vahekorrast, saada kaks isesugust soola:

a) happe vesiniku aatomite täielikul asendamisel naatriumi aatomitega saadakse väävelhapu naatrium Na_2SO_4, mida nimetatakse **keskseks** ehk **normaalseks soolaks**;

b) happe vesiniku aatomite osalisel asendamisel naatriumi aatomitega saadakse sool valemiga $NaHSO_4$, mida nimetatakse **hapuks soolaks.**

Seega võib ülalnimetatud soolade liike määratleda järgmiselt:

Normaalseks soolaks nimetatakse soola, mille molekul koosneb metalli aatomitest ja happejäägist.

Hapuks soolaks nimetatakse soola, mille molekul peale metalli aatomite ja happejäägi sisaldab veel happe vesiniku aatomeid.

Hapude soolade eraldamiseks normaalsetest asetatakse hapu soola nimetuse ette sõna «hapu» ehk rahvusvahelise nomenklatuuri kohaselt eesliide «bi».

Näidisena mõnede hapude soolade nimetused:

Soola valem	Tavaline nimetus	Rahvusvaheline nimetus
$NaHSO_4$	hapu väävelhapu naatrium	naatriumbisulfaat
$NaHSO_3$	hapu väävlishapu naatrium	naatriumbisulfit
$NaHCO_3$	hapu süsihapu naatrium	naatriumbikarbonaat

Soolade omadused. Soolad on tahked kristallilised ained. Suurem osa Maa koorest koosneb mitmesuguste hapete sooladest. Jõgede ja mere vesi sisaldab lahustunud soolasid. Soolasid leidub kõikide, nii loom- kui ka taimorganismide koostises. Soolade lahustuvus on mitmesugune. Järgnevas tabelis on toodud üldised andmed tähtsamate soolade lahustuvuse kohta.

Tähtsamate soolade lahustuvus vees.

Happe nimetus	Soolade lahustuvus
Lämmastikhape (HNO_3)	Kõik soolad on vees lahustuvad.
Soolhape (HCl)	Enamik sooladest on vees lahustuvad. Lahustumatud on AgCl, $PbCl_2$, Hg_2Cl_2.
Väävelhape (H_2SO_4)	Enamik sooladest on lahustuvad. Lahustumatud on $BaSO_4$, $PbSO_4$. Väga vähe lahustub $CaSO_4$.
Süsihape (H_2CO_3)	Lahustuvad on ainult naatriumi ja kaaliumi soolad.
Fosforhape (H_3PO_4)	Lahustuvad on ainult naatriumi ja kaaliumi soolad.
Väävelvesinikhape (H_2S)	Lahustuvad on ainult naatriumi, kaaliumi, kaltsiumi ja baariumi soolad.

Soolade iseloomulikud omadused ilmnevad lahuses toimuvate vahetus- ja asendusreaktsioonide puhul.

Vaatleme järgmisi reaktsioone.

1. Metallide toime sooladesse. Vaba metall võib soolas asendada teist metalli, mis on ühenduses happejäägiga. Näiteks toimides väävelhapusse vasesse(II) — $CuSO_4$, tõrjub raud vase sellest soolast välja, moodustades uue väävelhapu soola — väävelhapu raua(II):

$$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu.$$

Sellised reaktsioonid toimuvad tsingi ja väävelhapu vase(II) vahel, tsingi ja lämmastikhapu seatina vahel, vase ja kloorelavhõbeda(II) vahel, vase ja lämmastikhapu hõbeda vahel.

Tuleb meeles pidada, et mitte iga metall ei suuda mistahes metalli tema soolast välja tõrjuda, vaid see toimub teatud kindla seaduspärasuse järgi. Oma keemilise aktiivsuse järgi võib metallid järjestada ritta. Seda reastust nimetatakse **metallide aktiivsuse reaks.**

Selle rea avastajaks ja väljatöötajaks oli vene keemik, Harkovi ülikooli professor ja hiljem akadeemik **N. N. Beketov.**

Keemilise aktiivsuse järgi reastuvad metallid järgmiselt, kusjuures kõik metallid, mis asetsevad reas vesinikust vasakul, tõrjuvad ta välja hapetest, aga paremal asetsevad ei tõrju:

K, Na, Ca, Mg, Al, Zn, Fe, Sn, Pb, H_2, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

Metallide keemilise aktiivsuse langemissuund.

Rida algab aktiivseimate metallidega ja lõpeb vähim aktiivsetega. Iga metall selles reas tõrjub kõik järgnevad metallid nende ühenditest välja, ei suuda aga välja tõrjuda eelnevaid.

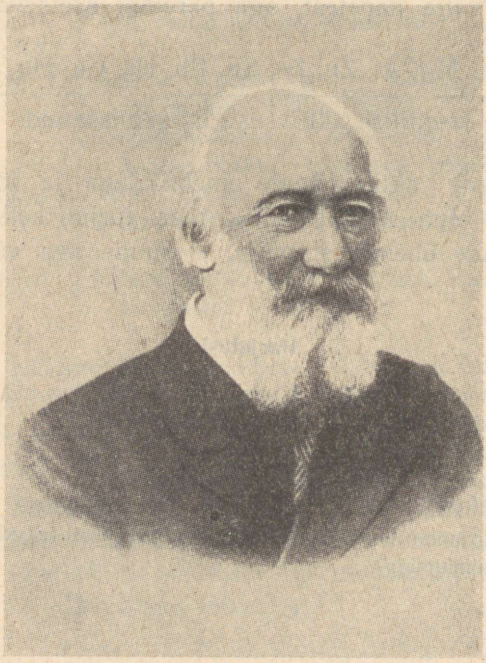
Harjutusi.

1. Millal toimub ja millal ei toimu reaktsioon ning miks, kui:
a) lämmastikhapu seatina lahusele lisada tsinki?
b) kloorraua(II) lahusele lisada vaske?
c) kloorvase(II) lahusele lisada alumiiniumi?
d) lämmastikhapu hõbeda lahusele lisada elavhõbedat?
2. Mitu grammi hõbedat saab lämmastikhapust hõbedast välja tõrjuda 54 g alumiiniumiga?

Akadeemik N. N. Beketov.

Nikolai Nikolajevitš Beketov sündis a. 1826. A. 1844 astus ta Peterburi ülikooli loodusteaduskonda. Kahe aasta pärast siirdus ta Kaasani ülikooli, mille ta lõpetas a. 1848 loodusteaduse kandidaadina. Peale ülikooli lõpetamist tuli Beketov tagasi Peterburi ja asus tööle kirurgilise arstiteaduse akadeemia laboratooriumis silmapaistva keemiku N. Zinin'i juhtimisel. A. 1853 kaitses Beketov Peterburi ülikooli juures magistri dissertatsiooni ning valiti a. 1855 Harkovi ülikooli keemia professoriks. Tema viljakas teaduslik ja pedagoogiline töö kestis Harkovi ülikoolis vahetpidamata 32 aastat.

Kestva ja visa töö tulemusena avastas Beketov tähtsa tõiga, et mõned metallid on suutelised asendama teisi keemilistes ühendites. Selle avastuse põhjal koostas ta esimesena metallide aktiivsuse rea ehk pingerea. See töö oli ta (1865. a.) doktori dissertatsiooni «Uurimused ühtede



N. N. Beketov (1826—1911).

elementide väljatõrjumise nähtuste kohta teiste poolt» teemaks. Samas töös kirjeldas Beketov tema poolt juba varem (1859) avastatud metallhapendite taandamist alumiiniumiga, mis, nagu teada, leidis edaspidi laialdast tööstuslikku rakendamist.

Alates 1865. a. hakkas Beketov pidama loenguid füüsilise keemia alal. Seega on Harkovi ülikool esimene maailmas, kus alustati selle, alles 19. sajandi lõpul laialdaselt väljaareneva teaduse süstemaatilise õpetamisega.

Beketov oli elementide keeruka ehituse idee pooldaja ja avaldas mitu korda arvamust, et keemilised elemendid moodustuvad algmateeriast kindla seaduspärasuse põhjal, mis tõestati teiste õpetlaste poolt 20. sajandi algul.

Oma teaduslike teenete eest valiti Beketov a. 1877 Teaduste Akadeemia kirjasaatjaks liikmeks ja a. 1888 korraliseks akadeemikuks. Sellest ajast alates möödus tema teaduslik tegevus Peterburis.

Beketov suri a. 1911.

Beketov oli hiilgav lektor, suurepärane populariseerija ja tal oli suur edu üliõpilaste juures. Ta oli terve rea teaduslike ja hariduslike seltside initsiaatoriks.

Tema silmapaistvad teaduslikud võimed, originaalsed ja avarad ideed avaldasid suurt mõju keemia üldise taseme tõstmisele Venemaal.

Beketovi teaduslikud ideed said laialdase arengu osaliseks alles nõukogude ajal, alates 1920. a., ja neid jätkatakse viljakalt tema õpilaste poolt.

2. Soolade toime hapetesse, alustesse ja sooladesse. Teine tähtis soolade omadus on nende vastastikune toime hapetega, alustega ja teiste sooladega vesilahustes.

Lahustes soolade ja hapete või aluste või teiste soolade vahel toimuvate reaktsioonide sisu seisab selles, et happejäägid vahetavad kohti kas omavahel või hüdroksüülrühmaga.

Nii näiteks toimub väävelhappe mõjul kloorbaariumile ($BaCl_2$) happejääkide $\overset{II}{SO_4}$ ja $\overset{I}{Cl}$ vahetus. Reaktsiooni tulemusena saame väävelhapu baariumi ja soolhappe:

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2HCl.$$

See reaktsioon iseloomustab soolade omadusi ja on lahustumatute soolade ning hapete saamise viisiks.

Väävelhapu vase(II) reageerimisel naatriumhüdroksüüdiga toimub kohtade vahetus happejäägi SO_4 ja hüdroksüülrühma OH vahel, mille tulemusena saame uue soola — väävelhapu naatriumi, Na_2SO_4 — ja uue metallhüdroksüüdi — vaskhüdroksüüdi, $Cu(OH)_2$:

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

Selliseid reaktsioone kasutatakse soolade ja peamiselt lahustumatute aluste saamiseks.

Soolade vahel toimuva reaktsiooni puhul vahetavad kohti happejäägid, kusjuures tekivad uued soolad. Nii näiteks kloorbaariumi ($BaCl_2$) ja väävelhapu naatriumi (Na_2SO_4) vahelise reaktsiooni tulemusena saadakse väävelhapu baarium ($BaSO_4$) ja kloornaatrium (NaCl):

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2NaCl.$$

Algul saadakse vahetusreaktsiooni tulemusena neli ainet: kaks lähteainet ja kaks reaktsioonisaadust. Reaktsioonil tekib uusi aineid siis, kui üks saadavatest ainetest eraldub reaktsiooni keskkonnast gaasi näol, sadestub põhja või tekivad vee molekulid. Eespool vaadeldud reaktsioonid lähevad lõpuni ja neid nimetatakse **pöördumatuteks** reaktsioonideks. Neid kasutatakse soolade, aluste ja hapete saamiseks.

Kui reaktsiooni tulemusena ükski ainetest, mis reaktsioonist osa võtavad, ei lahku reaktsiooni keskkonnast ega teki vett, siis on reaktsioon **pöörduv**.

Näiteks keedusoola (NaCl) lahuse valamisel lämmastikhapu kaaliumi (KNO_3) lahusesse saadakse neli soola: keedusool (NaCl), lämmastikhapu kaalium (KNO_3), kloorkaalium (KCl) ja lämmastikhapu naatrium ($NaNO_3$).

Antud reaktsioon on pöörduv:

$$NaCl + KNO_3 \rightleftharpoons KCl + NaNO_3.$$

Harjutusi.

1. Missugused allpool toodud reaktsioonid soolade ja hapete vahel lähevad lõpuni? Miks?
   a) Kloorkaalium ja lämmastikhape.
   b) Kloorbaarium ja väävelhape.
   c) Lämmastikhapu hõbe ja soolhape.
   d) Lämmastikhapu seatina ja väävelhape.

Kirjutada keemiliste reaktsioonide võrrandid.

2. Kirjutada võrrandid reaktsioonidele, mis toimuvad järgmiste lahuste kokkuvalamisel:

a) lämmastikhapu tsink ja naatriumhüdroksüüd,

b) süsihapu naatrium ja kaltsiumhüdroksüüd,

c) kloorraud(III) ja kaaliumhüdroksüüd,

d) lämmastikhapu vask(II) ja naatriumhüdroksüüd.

Selgitada, mispärast need reaktsioonid lähevad lõpuni.

3. Kirjutada alljärgnevate soolade vaheliste reaktsioonide võrrandid ja märkida igal üksikjuhul, missugused tekkinud sooladest sadestuvad põhja:

a) lämmastikhapu hõbe ja kloortsink,

b) väävelhapu tsink ja kloorbaarium,

c) lämmastikhapu seatina ja kloorraud(III),

d) lämmastikhapu kaltsium ja süsihapu naatrium.

4. Valget värvi «litopooni» valmistatakse toimides väävelbaariumiga väävelhapusse tsingisse. Kui palju on tarvis võtta väävelbaariumi 33 kg litopooni saamiseks?

Paljud soolad lagunevad kõrgel temperatuuril. Selliste reaktsioonide näitena võib tuua süsihappe soolade lagunemise. Suure praktilise tähtsusega on süsihapu kaltsiumi lagunemine, mille tulemusena saadakse tööstusele väga tähtsaid aineid — kustutamata lupja ja süsihappegaasi:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2.$$

Harjutusi.

1. Süsihapu magneesium ($MgCO_3$) laguneb soojendamisel kaheks hapendiks nagu lubjakivigi. Kirjutada lagunemisreaktsiooni võrrand ja arvutada, kui palju kumbagi hapendit tekib 210 kg süsihapu magneesiumi lagunemisel.

2. Tehnikas saadakse baariumhapendit lämmastikhapu baariumi — $Ba(NO_3)_2$ kuumutamisel. Reaktsiooni skeem on järgmine:

$$Ba(NO_3)_2 \longrightarrow BaO + NO_2 + O_2.$$

Leida valemis puuduvad tegurid. Arvutada, kui palju baariumhapendit võib saada 261 kg lämmastikhapust baariumist.

Soolade saamise viisid.

1. Metallide toimel happesse. Reaktsiooniga happe ja metalli vahel me juba tutvusime. Nii saame tsingi toimel väävelhappesse väävelhapu tsingi ja eraldub vesinik:

$$H_2SO_4 + Zn = ZnSO_4 + H_2 \downarrow.$$

Samuti nagu tsink, võivad ka teised metallid vesinikku mitmesugustest hapetest välja tõrjuda ja moodustada soolasid. Hapetest ei tõrju vesinikku välja need metallid, mis metallide aktiivsuse reas asetsevad pärast vesinikku.

2. Hapete toimel metallide hapenditesse. Seda reaktsiooni kasutatakse sageli nende metallide puhul, mis ei tõrju vesinikku otseselt happest välja. Näitena võib tuua happe toime vaskhapendisse:

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

3. Hapete toimel alustesse. Sel teel saadakse väga paljusid soolasid, kusjuures hapetega reageerivad mitte ainult vees lahustuvad alused, vaid ka lahustumatud. Näiteks toimides väävelhappega vees lahustumatusse vaskhapendisse, saame väävelhapu vase(II):

$$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O.$$

4. Hapete anhüdriidide toimel alustesse. Selliseks reaktsiooniks on näiteks süsihappegaasi toime lubjaveesse, millega me eespool juba sageli kokku puutusime. Lubjavee soganemine toimub lahustumatu süsihapu kaltsiumi tekkimise tõttu:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O.$$

5. Metallide hapendite ja mittemetallide hapendite vastastikusel toimel. Mitte-

metallide hapendid võivad reageerida metallide hapenditega. Näiteks süsihappegaas võib otseselt ühineda kaltsiumhapendiga, moodustades süsihapu kaltsiumi:

$$CaO + CO_2 = CaCO_3.$$

6. Metallide toimel sooladesse. Näiteks:

$$Zn + Pb(NO_3)_2 = Zn(NO_3)_2 + Pb.$$

7. Hapete toimel sooladesse. Näiteks:

$$Pb(NO_3)_2 + H_2SO_4 = PbSO_4 + 2HNO_3.$$

8. Aluste toimel sooladesse. Näiteks:

$$Pb(NO_3)_2 + 2KOH = Pb(OH)_2 + 2KNO_3.$$

9. Soolade toimel sooladesse. Näiteks:

$$Pb(NO_3)_2 + Na_2SO_4 = PbSO_4 + 2NaNO_3.$$

10. Metallide ja mittemetallide vastastikusel reageerimisel. Näiteks:

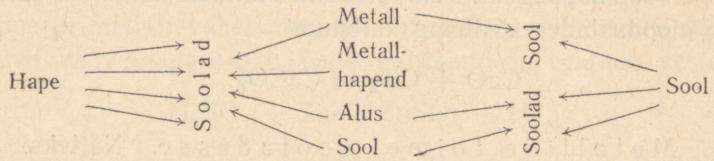
$$Fe + S = FeS.$$

Väävelrauda võib vaadelda kui väävelvesinikhappe (H_2S) soola.

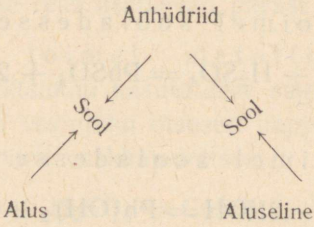
Sel viisil võivad paljud metallid ühineda väävliga (S), klooriga (Cl), joodiga (J), broomiga (Br) ja teiste mittemetallidega, andes soolasid, milledega tutvume edaspidi.

Tutvunud soolade omaduste ja nende saamise viisidega, võime koostada järgmised skeemid:

Skeem 1.



Skeem 2.



Esimene skeem näitab, et soolasid võib saada mingisuguse soola happejäägi ühinemisel metalliga kas vabas olekus või mõne aluse või soola koostises. Soola võib saada ka metalli, metalli hapendi, aluse ja soola toimel happesse.

Teine skeem näeb ette sellised soola saamise juhud, kus happejäägid tekivad soolatekke protsessis.

Küsimusi ja harjutusi.

1. Missugused allpool loeteldud metallid reageerivad lahjendatud soolhappega: a) raud, b) vask, c) magneesium, d) hõbe? Kirjutada vastavate reaktsioonide võrrandid.

2. Väävelhaput rauda(II) valmistatakse väävelhappe toimel vanarauasse. Kui palju väävelhaput rauda(II) võib saada sellisest vanaraua hulgast, mis sisaldab 1 tonn rauda?

3. Kirjutada järgmiste ainete vahel toimuvate reaktsioonide võrrandid:

a) kaltsiumhapend ja väävelhape,

b) hõbehapend ja lämmastikhape,
c) magneesiumhapend ja soolhape,
d) seatinahapend ja äädikhape,
e) alumiiniumhapend ja väävelhape,
f) raudhapend ja lämmastikhape.

4. Vaskhapendi segu vasega töödeldi soolhappe lahusega ja filtreeriti. Mis jäi filtrile ja mis läks lahusesse? Selgitada, miks?

5. Kirjutada järgmiste ainete vahel toimuvate reaktsioonide võrrandid:
a) tsinkhüdroksüüd ja väävelhape,
b) kaaliumhüdroksüüd ja lämmastikhape,
c) alumiiniumhüdroksüüd ja lämmastikhape,
d) kroomhüdroksüüd ja väävelhape,
e) magneesiumhüdroksüüd ja soolhape,
f) alumiiniumhüdroksüüd ja väävelhape,
g) kaltsiumhüdroksüüd ja fosforhape.

6. Mida tuleb lisandada raud(II) hüdroksüüdile, et reaktsiooni tulemusena saada: a) väävelhapu raud(II), b) kloorraud(II)? Kirjutada vastavate reaktsioonide võrrandid.

7. Kuidas saadakse a) magneesiumist, b) magneesiumhapendist, c) magneesiumhüdroksüüdist väävelhapu magneesiumi? Kirjutada vastavate reaktsioonide võrrandid.

8. Kirjutada järgmiste ainete vahel toimuvate reaktsioonide võrrandid:
a) süsihappegaas ja baariumhüdroksüüd,
b) väävlishappe anhüdriid ja kaaliumhüdroksüüd.

9. Kirjutada järgmiste ainete vahel toimuvate reaktsioonide võrrandid:
a) kaltsiumhapend ja süsihappegaas,
b) kaaliumhapend ja väävlishappe anhüdriid,
c) magneesiumhapend ja väävlishappe anhüdriid,
d) naatriumhapend ja kroomhappe anhüdriid.

10. Kombineeritud harjutused.
a) Nimetada ained, mille valemid on allpool antud, ja ütelda, missugusesse ühendite klassi nad kuuluvad:

Na_2S, Na_2SO_3, Na_2SO_4, Na_2O, NaOH, H_2O, CO_2, HCl, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $CaCO_3$, $Al_2(SO_4)_3$.

b) Kirjutada reaktsioonide võrrandid, mille abil on võimalik teostada järgmisi üleminekuid:

$$Na \longrightarrow NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 \longrightarrow NaNO_3.$$

c) Missuguste allpool toodud ainetega reageerib lahjendatud soolhape: vask, alumiinium, vaskhapend, alumiiniumhüdroksüüd, ränihappe anhüdriid, ränihapu naatrium, lämmastikhapu hõbe? Kirjutada reaktsioonide võrrandid.

d) On antud alumiiniumhüdroksüüd, kaaliumhüdroksüüd, fosfor, väävel, hapnik ja vesi. Tarvis on nende abil saada väävlishapu kaalium, fosforhapu alumiinium, fosforhapu kaalium, alumiiniumhapend. Kirjutada reaktsiooni võrrandid.

Hapendite, aluste, hapete ja soolade vaheline seos.

Tundma õpitud anorgaaniliste ainete klassid on omavahel tihedas seoses.

Võib kindlaks teha terve rea üleminekuid ühtedelt ühendite klassidelt teistele.

Seda omavahelist seost hapendite, aluste, hapete ja soolade vahel võib täheldada terve rea keemiliste reaktsioonide puhul.

Happest võib saada soola, toimides temaga metallisse, metalli hapendisse või metalli hüdroksüüdisse.

Nii näiteks saame lämmastikhappe reageerimisel vaskhapendiga soola — lämmastikhapu vase $[Cu(NO_3)_2]$:

$$CuO + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + H_2O;$$

lämmastikhappe reageerimisel vaskhüdroksüüdiga saame samuti soola — lämmastikhapu vase $[Cu(NO_3)_2]$:

$$Cu(OH)_2 + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2H_2O.$$

Soolast saab uuesti metalli hapendi või metalli hüdroksüüdi.

Näiteks, kuumutades lämmastikhaput vaske $[Cu(NO_3)_2]$, saame vaskhapendi antud soola lagundamise teel:

$$2Cu(NO_3)_2 = 2CuO + 4NO_2 + O_2;$$

toimides lämmastikhapu vase [$Cu(NO_3)_2$] lahusesse mõne leelisega, saame uuesti vaskhüdroksüüdi [$Cu(OH)_2$]:

$$Cu(NO_3)_2 + 2NaOH = Cu(OH)_2 + 2NaNO_3.$$

Saadud vaskhüdroksüüdist võib saada kuumendamisel vaskhapendi (CuO):

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

Soolast võib tagasi saada ka happe. Eriti lenduva happe soolast saab tagasi happe, kui mõjuda antud soolasse teise, vähem lenduva happega. (Lenduvad happed on HCl, H_2S, HNO_3 ja H_2CO_3, vähemlenduv on H_2SO_4.)

Näiteks, mõjudes lämmastikhapule vasele [$Cu(NO_3)_2$] soojendamisel kontsentreeritud väävelhappega lendub vabanev lämmastikhape:

$$Cu(NO_3)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2HNO_3\uparrow .$$

Selle reaktsiooni abil saab antud metalli ühest soolast [lämmastikhapust vasest — [$Cu(NO_3)_2$] sama metalli teise soola [väävelhapu vase ($CuSO_4$)].

Peale loeteldud soolasaamise viiside on veel teisi.

Näiteks paljud metallid reageerides hapete ja sooladega annavad soolasid.

Ka metallid, ühinedes mõnede mittemetallidega, näiteks väävli, kloori, broomi või teistega, annavad vahetult soolasid.

Peale selle võivad happe anhüdriidid otseselt ühineda aluselise hapendi või alusega, tekitades soolasid.

Kokku võttes me näeme, et hapendite, aluste, hapete ja soolade vahel on olemas vastastikune seos, mis on kujutatud lk. 104.

1. Mida nimetatakse soolaks? Tuua soolade näiteid.
2. Tuua kõikide teile tuntud soolade saamisviiside näited.
3. Nimetada soolade üldised omadused.
4. On kokku valatud kloormagneesium ja lämmastikhapu hõbe. Sade on filtreeritud. Mis jäi filtrile? Kirjutada reaktsiooni võrrand.
5. Missuguse happe soolad on kõik lahustuvad?
6. Missuguste hapete soolad on enamikus lahustumatud?
7. Kuidas nimetatakse soola $CuSO_4$?
8. Missuguse happe sool on põrgukivi ($AgNO_3$)? Kirjutada selle happe magneesiumsoola valem.
9. Leida viis, kuidas kloorbaariumist saadakse väävelhaput baariumi.
10. Leida mitu viisi vasevitrioli saamiseks vasest.

LABORATOORSED TÖÖD.

Soolade saamine ja nende omadused.

Töö nr. 1. Metalli vahetu ühinemine mittemetalliga.
(Kõik tööd teostada ainult tõmbekapis.)

Ette valmistada: apteegikaal, kaaluvihid, luust lusikas (või klaaslabidas), paber, klaaspulgake, uhmer nuiaga või portselankauss, plekitükk, piirituslamp, statiiv, purk, pirrud, raua ja väävli pulber, HCl lahus, tsingi pulber, alumiiniumi pulber.

Töö teostamine:

1. Kaaluge 3,5 g raua pulbrit ja 2 g väävli pulbrit. Segage kaalutud ained paberil hoolikalt klaaspulgakese abil või uhmris nuiaga. Puistake saadud segu õhukese reana plekitükile ja soojendage seda segu ühest otsast altpoolt, asetanud pleki statiivi rõngale. Niipea kui hõõgumiseni soojendatud segu osas ilmnevad sädemed ja pahvatused, kõrvaldage piirituslamp ja jälgige ainega toimuvat nähtust.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand. Missugune aine tekkis?

2. Asetage portselankaussi tükike eelmisel katsel saadud ainet ja valage sellele mõni tilk soolhapet. Pange tähele mädamunalõhnaga gaasi eraldumist. Seejärel valage kausi sisu kohe veega täidetud purki.

Kirjutage reaktsiooni võrrand. Missugune aine tekkis?

3. Arvutage, kui palju väävlit peab ühinema 0,5 g tsingiga vääveltsingi saamiseks. Kaaluge 0,5 g tsingi pulbrit ja sellele vastav hulk väävli pulbrit. Segage tsink väävliga ja asetage segu statiivi rõngal olevale plekile. Süüdake segu põleva pirruga. **(Ettevaatust! Ärge hoidke pead segu kohal, pahvatus!)** Jälgige pahvatust ja valge pulbrikujulise vääveltsingi tekkimist.

Asetage osa vääveltsinki portselankaussi ja valage sellele mõni tilk soolhapet. Pange tähele mädamunalõhnaga gaasi eraldumist. Valage portselankausi sisu välja. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

4. Korraldage sama katse alumiiniumi ja väävli pulbri seguga. Arvutage eelnevalt lähteainete hulgad.

Töö nr. 2. Soolade reageerimine metallidega.

Ette valmistada: katseklaasid, raudnaelad ja raualaastud, portselankauss, klaaspulgake, lehter, filterpaber, piirituslamp, statiiv; $CuSO_4$, $Pb(NO_3)_2$ ja $SnCl_2$ lahused, tsink (pulkades).

Töö teostamine:

1. Valage katseklaasi (kuni $^1/_4$ sellest) vasevitrioli lahust ja asetage sellesse puhastatud raudnael või raualaaste. Pange tähele raua ja lahuse värvuse muutumist.

Mida täheldate? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Filtreerige saadud lahus portselankaussi ja aurutage kuivaks.

Missugune aine tekkis? Andke seletus.

3. Toimetage sama katse tsingi ja lämmastikhapu seatina lahusega. Vaadelge ja kirjutage reaktsiooni võrrand.

4. Toimige tsingiga kloortina(II) lahusesse. Vaadelge ja kirjutage reaktsiooni võrrand.

Töö nr. 3. Soolade reageerimine sooladega.

Ette valmistada: katseklaasid; $BaCl_2$, K_2SO_4, $MgSO_4$, Na_2CO_3, $Pb(NO_3)_2$, Na_2SO_4, $Ca(NO_3)_2$, $ZnCl_2$, $Cu(NO_3)_2$, Na_3PO_4, $Mg(NO_3)_2$, NaCl, KNO_3, KCl, või teiste soolade lahused. Tabel «Soolade ja aluste lahustuvus vees».

Töö teostamine:

Toimetage katsed soolade saamise kohta. Selleks valage katseklaasi, mis sisaldab veidi ühe soola lahust, niisama palju teise soola lahust. Kõigil juhtudel täheldage sademete tekkimist soolade vastastikusel reageerimisel. Kirjutage reaktsioonide võrrandid ning märkige ära, missugused

ained lahustuvad ja missugused ei lahustu (sade). Kasutage selleks otstarbeks tabelit «Soolade ja aluste lahustuvus vees».

Võtke järgmiste soolade lahused:

1) kloorbaarium + väävelhapu kaalium ⟶ ? + ?
2) kloorbaarium + süsihapu naatrium ⟶ ? + ?
3) lämmastikhapu seatina(II) + süsihapu naatrium ⟶ ? + ?
4) väävelhapu naatrium + lämmastikhapu seatina(II) ⟶ ? + ?
5) lämmastikhapu kaltsium + süsihapu naatrium ⟶ ? + ?
6) kloortsink + süsihapu naatrium ⟶ ? + ?
7) lämmastikhapu vask(II) + süsihapu naatrium ⟶ ? + ?
8) fosforhapu naatrium + lämmastikhapu magneesium ⟶ ? + ?
9) kloornaatrium + lämmastikhapu kaalium ⟶ ? + ?
10) kloorkaalium + väävelhapu magneesium ⟶ ? + ?

Näidake, missugused reaktsioonidest lähevad praktiliselt lõpuni.

Töö nr. 4. Hapude ja normaalsete soolade saamine.

Ette valmistada: katseklaasid, klaastoru, lakmuspaber (sinine ja punane); Na_2SO_4, $NaHSO_4$; NaOH ja KOH lahused.

Töö teostamine:

1. Asetage katseklaasi mõned väävelhapu naatriumi (Na_2SO_4) kristallid, lahustage need vees ja uurige lahust punase ja sinise lakmuspaberiga. Määrake neutraalse väävelhapu naatriumi lahuse reaktsioon lakmuse suhtes. Katse tulemused kirjutage üles ja andke seletus.

2. Toimetage sama hapu väävelhapu naatriumiga ($NaHSO_4$). Määrake lahuse reaktsioon lakmuse suhtes.

3. Värvistage $NaHSO_4$ lahus lakmusega ja jagage ta kahte ossa. Esimesse lahuse ossa tilgutage naatriumhüdroksüüdi lahust kuni lilla värvuse saamiseni.

Mida võite järeldada? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

4. Lisandage lahuse teise ossa kaaliumhüdroksüüdi lahust (samuti tilkhaaval) kuni lilla värvuse ilmumiseni.

Mida järeldate sellest?

Töö nr. 5. Hapu soola saamine aluse reageerimisel happega (hape on ülekaalus).

Ette valmistada: katseklaasid, Kipp'i aparaat või seadis süsihappegaasi saamiseks, klaastoru, lubjavesi, marmor või kriit, HCl lahus.

Töö teostamine:

Valage katseklaasi lubjavett ja juhtige sellesse Kipp'i aparaadist süsihappegaasi või puhuge sellesse klaastoru abil väljahingatud õhku. Jälgige esmalt valge sademe tekkimist. Juhtige sademega vedelikusse uuesti süsihappegaasi kuni sademe täieliku lahustumiseni. Sademe lahustumine on tingitud lahustuva hapu soola tekkimisest. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

Töö nr. 6. Pöördumatud ja pöörduvad reaktsioonid.

Ette valmistada: katseklaasid, HCl, $BaCl_2$, Na_2SO_4, NaCl ja KNO_3 lahused; tükike kriiti.

Töö teostamine:

1. Asetage katseklaasi tükike kriiti ja toimige sellesse soolhappe lahusega.

Mida näete? Kirjutage reaktsiooni võrrand. Kas reaktsioon on antud juhul pöörduv või pöördumatu? Andke koos vastusega seletus. Kas käesoleva reaktsiooni abil on võimalik saada ühte reaktsiooni saadustest puhtal kujul?

2. Toimige kloorbaariumi lahusesse väävelhapu naatriumi lahusega. Kirjutage reaktsiooni võrrand. Andke seletus eelmise katse eeskujul.

3. Toimige keedusoola lahusesse kaalisalpeetri lahusega. Andke seletus katse tulemuste kohta.

4. Mispärast pole võimalik allpool toodud reaktsiooni põhjal saada KCl puhtal kujul?

$$2NaCl + K_2CO_3 = 2KCl + Na_2CO_3$$

Toimetage nimetatud katse.

III peatükk.

Lahused.

1. Suspensioonid.

Tegelikus elus tuleb sageli mitmesuguseid aineid segada veega. Seejuures täheldame, et mõned ained veega segamisel lahustuvad ja annavad läbipaistvaid lahuseid, mõned ained aga veega segunedes ei lahustu ja annavad sogase vedeliku. Kui näiteks savi, kriiti, jahu jt. vees segada, saame sogase vedeliku.

Kui saadud sogased vedelikud jätta seisma, siis mõne aja pärast vajuvad raskemad osakesed põhja, seejärel vajuvad ka peenemad. Kõige peenemad osakesed ei vaju isegi pikema aja jooksul põhja ja vedelik jääb nõus sogaseks. Seda vee sogasust saame mõnikord kõrvaldada filtreerimisega, kuid filtrid, milledena kasutatakse tavaliselt liiva või filterpaberit, ei eralda kõiki peeni osakesi. Kui mitte palja silmaga, siis näiteks mikroskoobi all võime näha filtraadis hõljuvaid tahkeid osakesi.

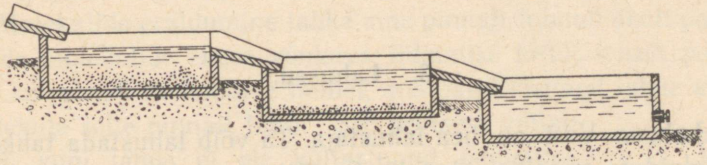
Vaadeldavad vedelikud on sogased selle tõttu, et nendes on hõljuvas olekus tahkete ainete osakesed.

Selliseid sogaseid vedelikke, mis sisaldavad tahkete ainete hõljuvaid pisiosakesi, nimetatakse **suspensioonideks** ehk hõljumiteks.

Tegelikust elust teame, et esimesel pilgul näib veevärgi või jõe vesi täiesti läbipaistvana, kui seda aga pikemaks ajaks

jätta seisma, siis tekib anuma põhjale sade. Ka looduslik vesi on suspensioon.

Suspensioonidel on tegelikus elus suur tähtsus, sest seistes sadestub hõljumist põhja väga väikesi aineosakesi. Seetõttu ainete saamiseks väga peenestatuna kasutataksegi uhtmist.



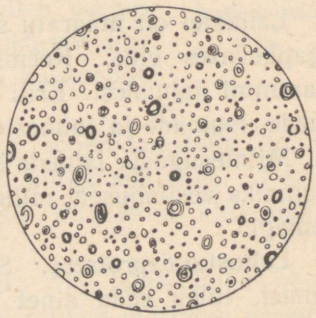
Joon. 9. Savi uhtmine.

Selleks segatakse peenestatud aine veega mingisuguses anumas ja pärast jämedamate osakeste põhjavajumist valatakse sogane vedelik teise anumasse, kus peenemad osakesed sadestuvad.

Nii uhetakse savi portselanitehastes, kriiti hambapulbrite jaoks, mitmesuguseid poleerimismaterjale jne.

2. Emulsioonid.

Sogaseid segusid võime saada ka kahe teineteises lahustumatu vedeliku segamisel. Näiteks võtame vee ja mingisuguse taimeõli ning loksutame neid tugevasti. Siis jäävad õlitilgakesed vette hõljuvasse olekusse ja kogu vedelik on värvuselt piimjas.



Joon. 10. Piim mikroskoobi all.

Sogast vedelikku, mis sisaldab mõne teise vedeliku hõljuvaid pisiosakesi, nimetatakse **emulsiooniks.**

Harilik piim on emulsioon, sest ta sisaldab vees hõljuvaid rasvatilgakesi.

Piima seismisel eralduvad suuremad rasvatilgakesed ja kerkivad vedeliku pinnale, sest rasv on veest kergem, ent peenemad tilgakesed jäävad vedelikku pikemaks ajaks.

3. Lahused.

Lahus. Vesi on hea lahustaja. Ta võib lahustada tahkeid, vedelaid ja gaasilisi aineid. Seetõttu looduslik vesi, ükskõik missugusest allikast ta ka pärineb, sisaldab alati mitmesuguseid lahustunud aineid. L a h u s on läbipaistev vedelik, mis välimuselt millegi poolest ei erine puhtast veest.

Iga lahus koosneb lahustatud ainest ja lahustist, s. o. keskkonnast, milles lahustatud aine on ühtlaselt jaotatud üksikute osakestena. Lahustiteks võivad olla vesi, piiritus, bensiin, bensool, eeter jne.

Lahused võivad oma koostiselt olla väga mitmesugused. On olemas aineid, mis võivad vees lahustuda mistahes hulgas, on aga ka aineid, mis lahustuvad üsna vähesel määral. Seetõttu on lahused muutuva koostisega vedelikud.

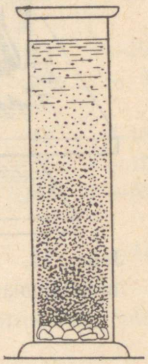
Lahustel on määratu suur tähtsus teaduses, tehnikas ja igapäevases elus. Keemilised reaktsioonid toimuvad kõige paremini lahustes. Eriti tähtsat osa etendavad lahused taimede, loomade ja inimeste elus.

Mitmesuguste lahuste hulgas on kõige tähtsamaiks ja levinumaiks vesilahused, milledega meie edaspidi peamiselt tegelemegi.

Lahustumisprotsess. Selleks, et valmistada mingi aine lahust, tuleb seda ainet teatav aeg hoida vastava lahustiga kokkupuutes. Lahustumisprotsess ise toimub alljärgnevalt. Me teame, et igasuguse aine molekulid on alatises liikumises.

Sellega seletub difusiooninähtus, s. t. ühe aine molekulide levimine teise aine molekulide vahelises ruumis. Kui me viime näiteks tahke aine vedelikku, s. t. lahustisse, siis selle tahke aine pinnalt eralduvad järk-järgult molekulid, mis difundeeruvad seejärel vedelikku.

Molekulide eraldumine tahke aine pinnalt toimub ühelt poolt nende molekulide enese võnkuva liikumise tõttu, teiselt poolt aga ka lahusti molekulide toimel, mis nagu kisuvad tahke aine molekule selle pinnalt lahti. See protsess vältab seni, kuni lahus ei ole küllastunud lahustuva ainega.



Joon. 11. Vasevitrioli difundeerumine vees.

Et molekulid vahetpidamata liiguvad, siis jagunevad nad vedelikus ühtlaselt ja lõpptulemusena saame ühtlase lahuse.

Seda protsessi on kerge jälgida näiteks vasevitrioli lahustumisel, kus difusiooni saab täheldada vasevitrioli osakeste sinise värvuse järgi.

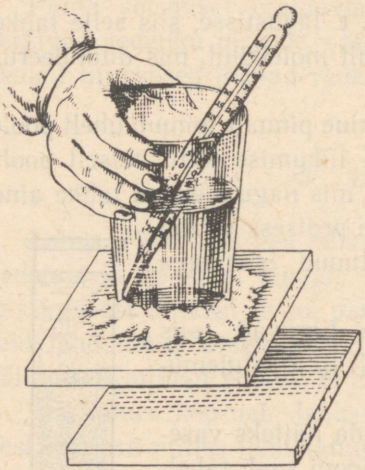
Lahustatud aine difundeerumine vees toimub üsna aeglaselt, kuid lõpuks saame siiski täiesti ühtlase vedeliku.

Lahustumisprotsessi saab märgatavalt kiirendada, milleks tahke lahustuv aine tuleb peenestada pulbriks. Mida peenem on lahustatav aine, seda suurem on selle aine ja lahusti kokkupuute pind ja seda kiiremini aine lahustub.

Lahustumist saab kiirendada ka soojendamisega, kuna soojendamisel molekulide liikumise kiirus suureneb. Peale selle saab lahustunud aine osakeste difusiooni kiirendada lahusti segamise teel.

Soojuslikud nähtused lahustumisel. Aine lahustumisel vees võib täheldada tervet rida nähtusi, millest märgime praegu kahte: soojuse eraldumine ja soojuse neeldumine.

1. Jahtumine lahustumisel. Mõnede tahkete ainete lahustumisega vedelikes kaasneb väiksem või suurem soojuse neeldumine, mistõttu värskelt valmistatud lahus on madalama temperatuuriga kui võetud lahusti.



Joon. 12. Temperatuuri alanemine lämmastikhappe soola lahustumisel.

Soojuse neeldumise demonstreerimiseks lahustumisel teostame järgmise katse.

Valame klaasi külma vett ja määrame vee temperatuuri. Asetame klaasi kergele vineerist või papist alusele, enne klaasi põhja veega niisutades. Puistame klaasi lämmastikhaput ammooniumi ja segame klaasi sisu hoolikalt klaaspulgaga. Varsti näeme termomeetri järgi ja tunneme ka käega katsudes, et lahus on tugevasti jahtunud. Harilikult on jahtumine niivõrd tugev, et klaas külmub aluse külge kinni ja klaasi tõstes tõuseb ka alus (joon. 12). (Sel juhul peab lahusti algtemperatuur olema 0° lähedal.)

Mõned soolad põhjustavad lahustumisel üsna tugevat jahtumist. Temperatuuri alanemist lahustumisel kasutatakse sageli nn. jahutussegude valmistamiseks, mida tegelikus elus kasutatakse madalate temperatuuride saamiseks.

Madalaid temperatuure võib saada, segades soolasid jää või lumega. Näiteks 3 osa jääd või lund ja 1 osa keedusoola (NaCl) annavad temperatuuri kuni —21° C; jää või lumi ja kloorkaltsium ($CaCl_2 \cdot 6H_2O$) annavad temperatuuri kuni —55° C.

Järgnevas tabelis on toodud mõned ained, mis põhjustavad temperatuuri alanemist nende segamisel veega või sulava lumega (jääga).

Soola nimetus	Valem	Aine kaaluosa 100 g vee kohta	Temperatuuri alanemine °C	Aine kaaluosa 100 g lume (jää) kohta	Saavutatav temperatuur °C
Kloornaatrium	$NaCl$	36	2,5	33	—21,2
Väävelhapu ammoonium	$(NH_4)_2SO_4$	75	6,4	62	—19
Kristalliline sooda	$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$	40	9,1	20	— 2,1
Lämmastikhapu naatrium	$NaNO_3$	75	18,5	59	—18,5
Kloorammoonium	NH_4Cl	30	18,4	25	—15,8
Kloorkaltsium	$CaCl_2 \cdot 6H_2O$	250	23,2	143	—55
Lämmastikhapu ammoonium	NH_4NO_3	60	27,2	45	—17,3

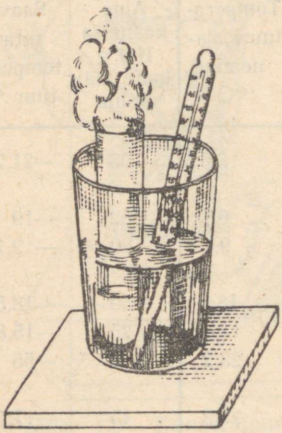
Jahtumine, s. t. soojuse neeldumine lahustumisel on puhtfüüsiline nähtus.

Jahtumist lahustumisel võib võrrelda jahtumisega aurumisel. Mõlemal juhul kulub soojust molekulide üksteisest lahtirebimiseks. Tahke kristallilise aine lahustumisel purunevad kristallid ja lahustunud aine molekulid jagunevad lahusti massis. Selleks on tarvis kulutada energiat, seetõttu on loomulik, et lahustumisega kaasneb ka soojuse neeldumine ja lahuse temperatuur alaneb.

2. Soojenemine lahustumisel. Mõnede ainete lahustumisel täheldatakse, vastupidi, soojenemist, s. t. soojuse eraldumist. Näiteks kui võtame klaasi külma veega ja asetame sellesse kristallilist naatriumhüdroksüüdi, siis segamisel viimane lahustub ja termomeeter näitab vedeliku tugevat soojenemist, mida võime tunda ka käega, kui katsume klaasi.

Ka väävelhappe lahustumisel vees soojeneb lahus keemiseni.

Neil juhtudel näitab meile tugev soojenemine, et tegemist ei ole ainult füüsiliste nähtustega, s. t. lahustatava aine molekulide üksteisest eraldumisega, vaid ka mingisuguste keemiliste nähtustega.



Joon. 13. Temperatuuri tõus kaaliumhüdroksüüdi lahustumisel. — Eeter keeb katseklaasis.

Teadlastel õnnestus mitmesuguseid uurimismeetodeid kasutades tõestada, et lahustumisel paljude ainete molekulid seonduvad lahusti molekulidega, moodustades eriliiki keemilisi ühendeid.

Kui lahustiks on vesi, siis lahustunud aine ühendeid veega nimetatakse **hüdraatideks** ja nende tekkimise protsessi ennast — hüdratiseerumiseks.

Tekkinud hüdraate saab lahustest eraldada. Nii näiteks tuntakse väävelhappe puhul järgmisi hüdraate: $H_2SO_4 \cdot H_2O$, $H_2SO_4 \cdot 2H_2O$ jt.; naatriumhüdroksüüd annab $NaOH \cdot 2H_2O$, $NaOH \cdot 7H_2O$ jt. (punkt aine molekuli valemi ja vee molekuli valemi vahel tähendab keemilist sidet).

Hüdraadid on võrdlemisi püsimatud ühendid, mis paljudel juhtudel lagunevad juba lahuste aurutamisel. Mõnikord on aga hüdraatvesi lahustunud aine molekulidega niivõrd tugevasti seotud, et viimase eraldumisel lahusest jääb tema kristallide koostisesse.

Selliseid kristallilisi aineid, mille struktuuris on ka vee molekulid iseseisvate üksustena, nimetatakse **kristallhüdraatideks** ja neis sisalduvat vett — **kristallveeks.**

Eriti kergesti moodustavad kristallhüdraate paljud soolad.

Nii näiteks sinised vasevitrioli kristallid ei ole ainult $CuSO_4$, vaid sisaldavad ka vett, nimelt ühe molekuli $CuSO_4$ kohta 5 molekuli H_2O, ning vasevitrioli valem kujuneb järgmiseks: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Väävelhapu naatriumi kristallhüdraadi (glaubrisoola) valem on $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, jne.

Kristallvee sideme püsivus on eri ainete kristallides erinev. Paljud neist kaotavad kristallvee juba toatemperatuuril. Nii näiteks kristalliline sooda (pesusooda — $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$) kaotab õhu käes seistes võrdlemisi kergesti vee ja muutub tuhmiks ja laguneb pikkamööda pulbriks.

Teised kristallhüdraadid kaotavad kristallvee tugevamal kuumutamisel. Näiteks sinised vasevitrioli kristallid muutuvad kuumendamisel valgeks, kusjuures eraldub vesi.

Kui veetule väävelhapule vasele ($CuSO_4$) valada vett, siis toimub energiline reaktsioon, eraldub palju soojust ja tekib jälle sinine vasevitriol.

Soojuse eraldumine sellel katsel tõestab veel kord, et kristallvesi on keemiliselt aine molekulidega seotud ja võtab kristallide moodustamisest osa.

Ei tule aga arvata, et kõikide ainete kristallid sisaldavad kristallvett. Keedusool näiteks kristalliseerub kristallveeta. On olemas rida aineid, mis ei sisalda kristallvett.

Ülesandeid ja harjutusi.

1. Kui suur on järgmiste soolade veesisaldus protsentides: $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$, $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$?
2. Mitu grammi vett eraldub 644 g glaubrisoola ($Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$) kuumutamisel?
3. Missugusest hulgast $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ võib saada 80 g $CuSO_4$?
4. 55,4 g väävelhapu magneesiumi kristallhüdraadi ($MgSO_4 \cdot xH_2O$) kuumutamisel tekib 30,2 g veetut soola. Määrata kristallhüdraadi valem.
5. Vene keemik Lovits sai esimesena (1796) kaaliumhüdroksüüdi hüdraadi. Missugune on selle hüdraadi valem, kui on teada, et ta sisaldab 39,1% vett?

4. Lahused kui üleminekuühendid segudelt keemilistele ühenditele.

Olles tutvunud lahustega, võime järeldada, et lahused on oma koostiselt ühtlased ja koosnevad kahest või mitmest ainest.

Lahuste koostise ühtlus teeb neid sarnanevaks keemiliste ühenditega. Mõningate ainete lahustumisel eralduv soojus viitab sellele, et lahustuva aine ja lahusti vahel toimub keemiline reaktsioon.

Seega lahustumine on mitte ainult mingi lahustuva aine puhtmehaaniline segunemine lahustiga, s. o. veega, vaid lahustumisel toimub nende vahel ka mingi keemiline reaktsioon. Lahustumisel tõmbuvad lahustuva aine ja vee molekulid üksteist ligi ning nende vahel tekib teatud keemiline side, mis eri aineil on erineva tugevusega. Seega läheneb lahustuva aine ja vee vahel toimuv vastastikune protsess teatud määral keemilisele protsessile. Protsesside tulemusena tekib lahuses keemiline ühend — hüdraat, mida käsitleti juba eespool.

Oletuse hüdraatide olemasolust vesilahustes avaldas esimesena kuulus vene keemik **D. I. Mendelejev** a. 1887.

Mendelejevi arvates ei ole lahustumine puhtfüüsiline protsess, nagu arvati tol ajal, vaid ka keemiline, sest vees lahustuvad ained võivad sellega moodustada mitmesuguseid ühendeid, mis sisaldavad iga molekuli lahustunud aine kohta kindla arvu vee molekule (näiteks hüdraadid ja kristallhüdraadid).

«See», ütleb Mendelejev, «annab põhjust oletada, et ka lahustes on samasugused või nendega sarnased lahustunud aine ühendid lahustiga, ainult vedelas (ja osaliselt lagundunud) olekus».

Teiste õpetlaste hilisemad uurimused kinnitasid Mendelejevi oletust hüdraatide tekkimisest ainete lahustumisel vees ja tema teooria hüdraatidest muutus lahuste üldteooria aluseks.

Tuleb aga mainida, et lahused pole tüüpilised keemilised

ühendid, vaid et neil on ainult teatud keemiline sarnasus nendega. Sest lahused erinevad keemilistest ühenditest juba selle poolest, et keemiliste ühendite koostis on alati konstantne, lahuste koostis aga võib sageli muutuda üsna laiades piirides. Peale selle saab lahuse omadustes eristada tema üksikute koostusosade omadusi, mida aga ei saa öelda keemilise ühendi kohta.

Lahuste koostise ebakonstantsus lähendab neid mehaanilistele segudele; viimastest erinevad lahused aga oma ühtluse poolest.

Niisiis asetsevad lahused mehaaniliste segude ja keemiliste ühendite vahel.

Kokku võttes võime öelda, et mitmesuguste ainete lahustumisel vees võivad toimuda nii füüsilised kui ka keemilised nähtused, mille tulemusena saadav **lahus** on lahusti ja lahustatava aine või lahustumisel tekkiva aine ühtlane segu.

5. Ainete lahustuvus ja selle sõltuvus temperatuurist.

Lahustuvuse mõiste. Mitmesuguste ainete kogused, mis lahustuvad antud veekoguses antud temperatuuril, on üsna erinevad. Katse teel on määratud, et 100 g vett 20° temperatuuril lahustab 36 g keedusoola või 300 g suhkrut või 0,2 g väävelhaput kaltsiumi. Järelikult samadel tingimustel lahustuvad ühed ained suuremates, teised väiksemates kogustes.

Suurimat aine hulka grammides, mida 100 g vett suudab lahustada antud temperatuuril, nimetatakse selle aine lahustuvuse koefitsiendiks ehk lihtsalt **lahustuvuseks.**

Selleks, et praktiliselt määrata mingi aine lahustuvust, võetakse 100 g vett ja lisatakse sellele järk-järgult lahustuvat ainet juurde, kogu aeg segades, kuni saadakse selline lahus,

kus edaspidi juurdelisatavad ainekogused enam ei lahustu ka pikemaaegsel segamisel.

Pärast seda lahus filtreeritakse, teatav hulk sellest kaalutakse portselankaussi, aurutatakse kuivaks ja kuivaine kaalutakse. Saadud andmete põhjal arvutatakse, kui palju ainet lahustus 100 g vees.

Tahkete ainete lahustuvus. Tahkete ainete lahustuvused vees kõiguvad suurtes piirides. Kui 100 g vees lahustub toatemperatuuril üle 10 g ainet, siis sellist ainet nimetatakse kergesti lahustuvaks; lahustub aga neil tingimustel alla 1 g ainet, siis nimetatakse seda ainet raskesti lahustuvaks, ja lõpuks nimetatakse praktiliselt lahustumatuiks aineid, mida neil tingimustel lahustub alla 0,01 g.

Toome mõnede tahkete ainete lahustuvused tabeli näol.

Aine lahustuvuse iseloomustus	Ained	Lahustuvus 100 g vees 20 °C temperatuuril
Kergesti lahustuvad ained (üle 10 g ainet 100 g vees)	$NaCl$	36,0
	$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	31,0 (0°)
	$AgNO_3$	218
Keskmiselt lahustuvad ained (1—10 g ainet 100 g vees)	$KClO_3$	7,3
	$NaHCO_3$	9,6
	$Ba(OH)_2$	3,8
Raskesti lahustuvad ained (0,01—1 g ainet 100 g vees)	$Ca(OH)_2$	0,165
	$CaSO_4$	0,2
	$PbCl_2$	0,99
Praktiliselt lahustumatud ained (alla 0,01 g ainet 100 g vees)	$BaSO_4$	0,00023
	$AgCl$	0,00015
	$CaCO_3$	0,0013

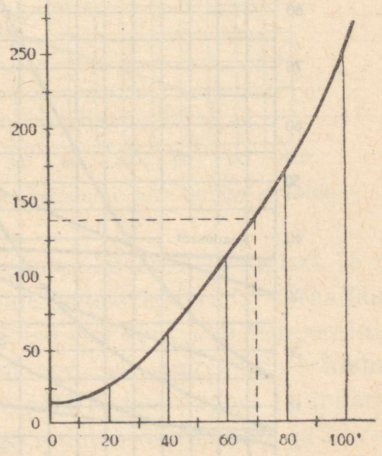
Eespool toodud näidetest nähtub, et mõnede ainete lahustuvus on väga väike. Nad lahustuvad niivõrd väikestes kogus-

tes, et praktiliselt võib pidada neid lahustumatuiks. Absoluutselt lahustumatuid aineid ei ole.

Tahkete ainete lahustuvus vees sõltub suurel määral *temperatuurist*. Enamikul juhtudel temperatuuri *tõusuga* tahkete ainete lahustuvus vees tõuseb. Nii näiteks saab 100 g vees lahustada järgmised kogused aineid vastavalt lahuse temperatuurile:

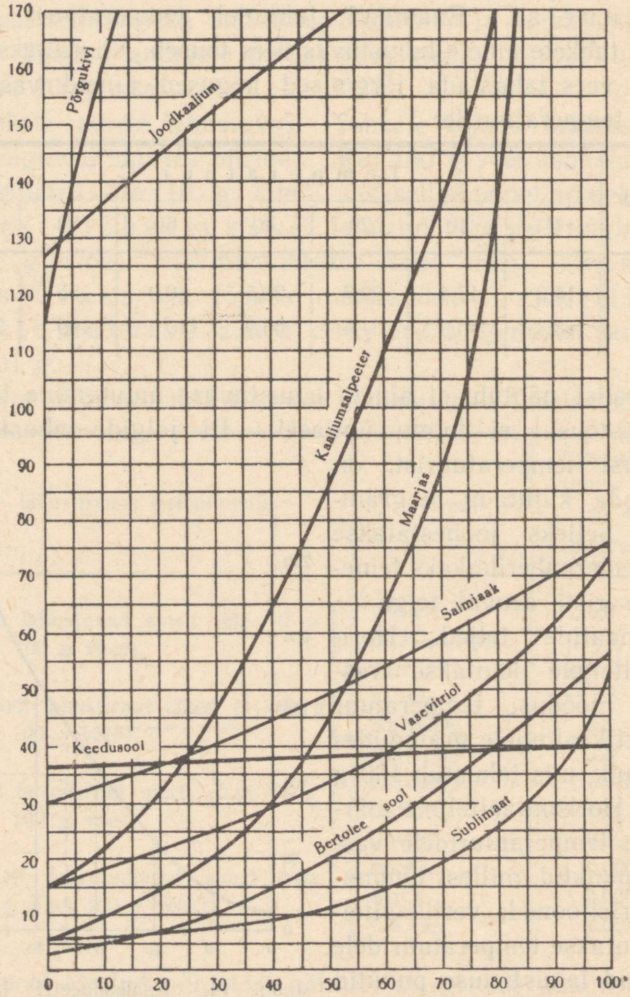
Ained	Temperatuur °C						
	0	10	20	40	60	80	100
$CuSO_4$	14,3	17,4	20,7	28,5	40,0	55	75,4
KNO_3	13,3	20,9	31,6	63,9	110	169	246

Tabelist nähtub, et ainete lahustuvuse muutumine temperatuuri tõusul ei toimu ühtlaselt. Et jälgida lahustuvuse sõltuvust temperatuurist, on hea seda kujutada diagrammina. Selleks joonestatakse millimeeterpaberile kaks teineteisega risti asuvat telge — koordinaatide teljed. Horisontaalteljele kantakse vastavas mõõdus temperatuur °C, vertikaalteljele grammides aine hulk, mis lahustub 100 g vees. Horisontaalteljele märgitakse temperatuuridele vastavad punktid, millest tõmmatakse ristjooned; vertikaalteljele kantakse temperatuuridele vastavad lahustuvuse punktid ja tõmmatakse samuti rist-



Joon. 14. Kaalisalpeetri lahustumise graafik.

jooned, mis horisontaaltelje ristjoontega lõikudes annavad rea punkte. Viimaste ühendamisel saamegi lahustuvuse kõvera.

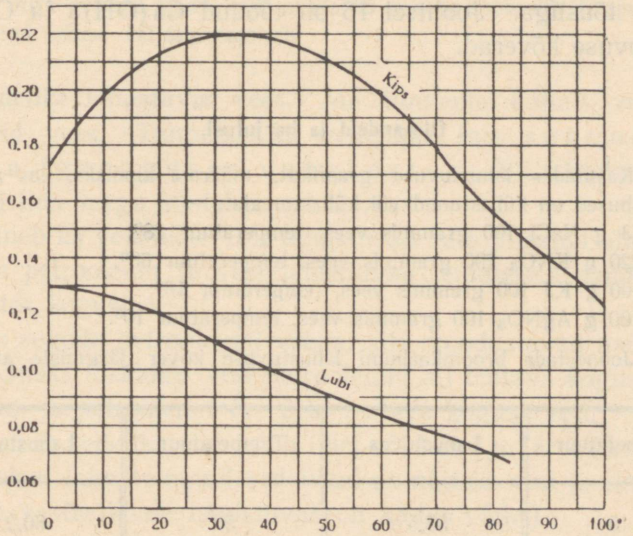


Joon. 15. Mitmesuguste soolade vees lahustumise graafikud.

Joonisel 14 on toodud kaalisalpeetri lahustuvuse kõver, mis on ehitatud eespool toodud andmete alusel.

Selle graafiku abil võib määrata kaalisalpeetri lahustuvust mistahes temperatuuril.

Et võrrelda mitmesuguste tahkete ainete lahustuvust mitmesugustel temperatuuridel, on otstarbekohane joonestada



Joon. 16. Lubja ja väävelhapu kaltsiumi lahustumise graafik.

ühele graafikule mitu lahustuvuse kõverat. Joonisel 15 on antud mitmesuguste ainete lahustuvuse kõverad. Graafikust nähtub, et mõnede ainete lahustuvus suureneb temperatuuri tõusuga alguses vähe, hiljem aga see suurenemine toimub kiiremini, nagu näiteks kaalisalpeetril, boorhappel ja maarjasel. Teiste ainete lahustuvus aga muutub ühtlasemalt ja kõvera asemel saame peaaegu sirge joone, nagu joodkaaliumi või keedusoola puhul.

Me juba märkisime, et temperatuuri tõusuga suureneb tahkete ainete lahustuvus, mis nähtub ka lahustuvuse kõveratest; on aga ka selliseid tahkeid aineid, mille lahustuvus ei allu sellele seaduspärasusele. Näiteks väävelhapu kaltsiumi ($CaSO_4$) lahustuvus algul tõuseb koos temperatuuri tõusuga, pärast aga hakkab langema. Kustutatud lubi [$Ca(OH)_2$] on üks vähestest tahketest ainetest, mille lahustuvus langeb temperatuuri tõusuga. Joonisel 16 on toodud $Ca(OH)_2$ ja $CaSO_4$ lahustuvuse kõverad.

Ülesandeid ja harjutusi.

1. Kasutades lahustuvuse graafikut, määrata kindlaks, kas alljärgnevad lahused on küllastunud või küllastumata:
   a) 33 g NaCl 100 grammis vees, temperatuur 18°;
   b) 220 g KNO_3 200 grammis vees, temperatuur 60°;
   c) 100 g KJ 100 grammis vees, temperatuur 18°;
   d) 100 g $AgNO_3$ 100 grammis vees, temperatuur 10°.

2. Joonestada broomkaaliumi lahustuvuse kõver järgmiste andmete alusel:

Temperatuur	Lahustuvus	Temperatuur	Lahustuvus
0	53,5	50	80,2
10	59,5	60	85,5
20	65,5	70	90,0
30	70,6	80	95,0
40	75,5	90	99,2

3. 100 g vett on küllastatud 70° temperatuuril lämmastikhapu kaaliumiga ja selle järel jahutatud kuni 10°-ni. Mitu grammi soola kristalliseerub välja (vt. graafikut)?

4. Kasutades lahustuvuse graafikut lahendada järgmised ülesanded:
   a) Mitu grammi lämmastikhaput kaaliumi tuleb võtta 2 liitri vee küllastamiseks 20° temperatuuril?

b) Mitu grammi lämmastikhaput kaaliumi tuleb täiendavalt lahustada selles lahuses tema temperatuuri tõstmisel 80°-ni, kui lahus peab jääma seejuures küllastatuks?

c) On olemas küllastatud lämmastikhapu kaaliumi lahus 250 g vees 80° temperatuuriga. Kui palju soola kristalliseerub välja, kui lahust jahutada kuni 15°-ni?

5. Määrata lahustuvuse koefitsient 25° temperatuuril, kui 25 g vee küllastamiseks soolaga sellel temperatuuril on tarvis 8,75 g soola.

6. Mitu grammi KNO_3 võib saada 30 g selle soola 60° temperatuuril küllastatud lahuse väljaaurutamisel?

Vedelike lahustuvus vees. Me tunneme küllalt vedelike lahuseid vees. Tunneme ka vedelikke, mis segunevad veega igasuguses vahekorras. Nii näiteks seguneb piiritus veega mistahes vahekorras.

Esineb ka vedelikke, mis lahustuvad vees piiratud ulatuses; näiteks petrooleum ja vesi lahustuvad teineteises, kuid üsna väikestes kogustes.

Kui segada petrooleumi veega, siis moodustavad nad kaks kihti. Siiski sisaldab vesi petrooleumi all teatava koguse petrooleumi ja petrooleum vee peal teatava koguse vett.

Enamik vedelikke lahustub ühel või teisel määral üksteises. Teineteises lahustumatud vedelikud on näiteks vesi ja elavhõbe (nende vastastikune lahustuvus on kaduv-väike).

Temperatuuri tõstmisel vedelike vastastikune lahustuvus võib suureneda.

Gaaside lahustuvus vees. Kõik gaasid lahustuvad suuremal või vähemal määral vees. Lahustunud gaasi hulk sõltub tema iseloomust ja välistest füüsilistest tingimustest.

Gaaside lahustuvus vees erineb tunduvalt tahkete ja vedelate ainete lahustuvusest.

Gaasi lahustuvuseks nimetatakse arvu, mis näitab, mitu antud gaasi ruumala lahustub ühes vedeliku ruumalas 0° tempe-

ratuuril ja 1 at rõhul, s. t. normaaltingimustel.

Gaasid võivad olla vees hästi lahustuvad, nagu näiteks kloorvesinik (HCl), ammoniaak (NH_3), väävlishapend (SO_2) jt., või raskesti lahustuvad, nagu lämmastik, hapnik, vesinik jt. Lahustumatuid gaase ei ole olemas. Vesi lahustab ühel või teisel määral kõiki gaase.

Toome mõningate gaaside vees lahustuvuse tabeli (0^0 temperatuuril ja 1 at rõhul).

Lahustuvuse iseloomustus	Gaaside nimetus	Gaasi ruumala, mis lahustub 1 ruumalas vees
Hästi lahustuvad	Ammoniaak — NH_3	1176
„ „	Kloorvesinik — HCl	507
„ „	Väävlishapend — SO_2	79,79
Raskesti lahustuvad	Hapnik — O_2	0,049
„ „	Vesinik — H_2	0,022
„ „	Lämmastik — N_2	0,024

Toodud tabelist nähtub, et gaaside lahustuvused kõiguvad üsna suurtes piirides. Paljud gaasid reageerivad vees lahustudes veega ja moodustavad liitaineid, mida õppisime tundma eespool. Väävlishapend, näiteks, ühineb vees lahustudes veega ja moodustab ebapüsiva väävlishappe järgmise võrrandi järgi:

$$H_2O + SO_2 = H_2SO_3.$$

Tegelikust elust on teada, et gaaside lahustuvus vees sõltub temperatuurist, rõhust ja gaasi iseloomust.

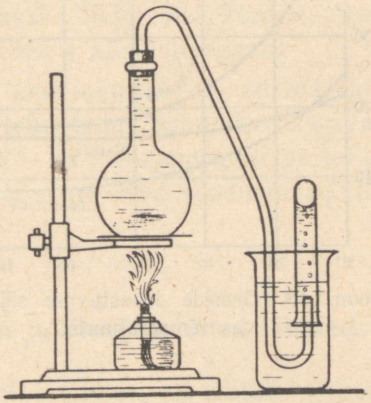
Paljude katsetega on selgitatud, et õhus sisalduvad gaasid lahustuvad vees. Selle tõestamiseks võib teha lihtsa katse. Näiteks kui sooja tuppa tuua karavin külma keetmata veega (kaevu- või veevärgivesi), siis mõne aja pärast karavini sisesein kattub veest eraldunud õhu mullikestega.

Vee soojendamisel eralduvad sellest kaua enne keemise

algust vees lahustunud õhu mullikesed. Eraldunud õhku saab koguda, kui vee keetmist teostada joonisel 17 kujutatud seadmes.

Vees lahustunud õhk eraldub keetmisel ja kogutakse katseklaasi.

Gaaside lahustuvuse muutumise fakti temperatuuri tõusuga tõestab veel see asjaolu, et suviti limonaadi või õllepudelid sageli löövad korgid pealt ära või isegi lõhkevad selle tõttu, et neis vedelikes sisalduva süsihappegaasi lahustuvus temperatuuri tõusuga väheneb ja süsihappegaas hakkab veest eralduma. Rõhk pudelis tõuseb sedavõrd, et kas kork või pudel annab järele.



Joon. 17. Vees lahustunud gaaside eraldumine veest.

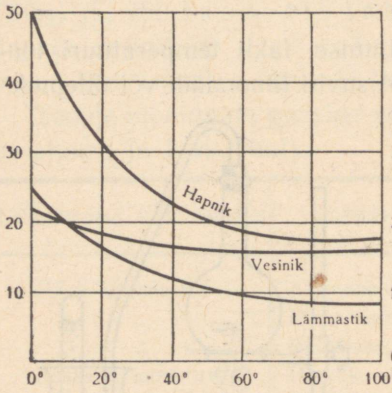
Gaaside lahustuvuse sõltuvust temperatuurist saab piltlikult jälgida alljärgnevast tabelist, mille andmed on saadud katselisel teel.

Gaaside lahustuvus vees.

(Gaasi ruumalad, mis lahustuvad ühes ruumalas vees 1 at rõhul mitmesugustel temperatuuridel.)

Gaasid	Temperatuur °C					
	0	10	20	30	50	100
Lämmastik	0,024	0,020	0,016	0,014	0,011	0,010
Vesinik	0,021	0,020	0,018	0,017	0,016	0,016
Õhk	0,029	0,023	0,019	0,016	0,013	0,011
Hapnik	0,049	0,038	0,031	0,026	0,021	0,017
Süsihappegaas . .	1,713	1,194	0,878	0,665	0,044	—

Tabeli andmed näitavad gaaside lahustuvuse vähenemist temperatuuri tõusuga. Peale selle võib gaaside lahustuvust kujutada ka graafiliselt. Joonisel 18 on horisontaalteljele kantud temperatuurid kraadides ja vertikaalteljele ühes liitris vees lahustuva gaasi hulk cm^3, kui rõhk on 1 at.



Joon. 18. Gaaside lahustuvuse sõltuvus temperatuurist.

Toodud katseliste andmete põhjal võime teha järelduse: gaaside lahustuvus väheneb temperatuuri tõusuga.

Peale temperatuuri avaldab gaaside lahustuvusele mõju ka rõhk, mille all on gaas. Mahlajookide, limonaadi ja mineraalvee pudelites on süsihappegaas rõhu all. Pudeli avamisel eraldub lahustunud süsihappegaas visinaga mullide näol ja põhjustab vedeliku kihisemist. See toimub selle tõttu, et pudelis gaasi surve langeb ja gaasi lahustuvus seejuures väheneb ning gaas eraldub veest.

Molekulaar-kineetilise teooria seisukohalt saab gaaside lahustuvust vees seletada järgnevalt. Vedeliku peal kinnises nõus asuvad gaasi molekulid põrkavad rõhu tõttu vedeliku pinnaga kokku ja lahustuvad vedelikus. Lahustunud gaasi molekulid põrkavad vedeliku pinnaga juba seestpoolt kokku ja eralduvad vedelikust gaasi näol. Kui vedeliku pinna vastu põrkavate gaasi molekulide arv on võrdne vedelikust lahkuvate gaasi molekulide arvuga, siis valitseb gaasi ning vedeliku vahel dünaamiline tasakaal.

Kui suurendada gaasi rõhku vedeliku peal, siis vedeliku

pinna vastu põrkavate molekulide arv suureneb ja ühtlasi suureneb ka gaasi lahustuvus. Gaasi rõhu vähenemisel tema lahustuvus vees väheneb ja molekulid hakkavad lahusest lahkuma.

Järelikult gaasi lahustuvus vedelikus suureneb võrdeliselt gaasi rõhule.

Nii näiteks lahustub 100 g vees 20° temperatuuril ja ühe at rõhul 0,1725 g süsihappegaasi. Rõhu kahekordistamisel lahustub samal temperatuuril 0,345 g süsihappegaasi.

Hapniku ja süsihappegaasi lahustuvusel vees on määratu füsioloogiline tähtsus, sest vees lahustunud hapnikku hingavad vees elutsevad loomad — kalad — ja süsihappegaasiga toituvad seal kasvavad taimed. Gaseeritud veed soodustavad inimese seedimist.

6. Küllastunud, küllastumata ja üleküllastunud lahused.

Lahustumise nähtuse uurimine näitab, et antud veehulk suudab lahustada ainult kindla hulga ainet, ülejäänud ainekogusesse ei avalda vesi mingisugust toimet. Seda nähtust nimetatakse lahuse küllastumiseks. Küllastumise nähtust saab seletada, lähtudes molekulaar-kineetilisest teooriast.

Lahustumise protsessis lähevad tahke aine molekulid lahusesse kristalli pinnalt. See protsess peaks toimuma kuni igasuguse tahke aine koguse lahustumiseni, kui samaaegselt ei toimuks ka vastupidist protsessi, s. t. tahke aine tekkimist ehk nn. kristalliseerumist. Molekulide eraldumine lahusest toimub seda kiiremini, mida rohkem on molekule lahuses. Et viimane aine lahustudes järjest suureneb, siis saabub lõpuks moment, mil lahustumise kiirus muutub võrdseks kristalliseerumise kiirusega. Sel juhul on saavutatud lahuses dünaami-

line tasakaal, mille puhul ajaühikus lahustub niisama palju molekule, kui palju neid lahusest välja kristalliseerub. Sellistel tingimustel muutub lahus küllastunuks.

Järelikult ei ole küllastunud lahus tardunud, surnud keskkond, vaid temas toimub vahetpidamatu molekulide liikumine, kuid lahus jääb kogu aeg ühtlaseks.

Siit järgneb, et **küllastunud** lahuseks nimetatakse sellist lahust, mis ei suuda antud tingimustel enam lahustada antud aine uusi hulki.

Küllastunud lahus jääb konstantse temperatuuri ja lahuse ruumala puhul harilikult stabiilseks. Kui aga muuta temperatuuri või lahuse ruumala, siis tasakaal lahuses muutub. Näiteks vee aurumisel sadestub aine kristallidena välja. Kui vett juurde lisada, muutub lahus küllastumatuks. Kui aga tõsta temperatuuri, siis enamiku ainete lahustuvus suureneb, mille tulemusena küllastunud lahus muutub küllastumatuks. Järelikult juhul, kui mingi aine lahus on suuteline lahustama veel teatavat kogust sama ainet, nimetatakse sellist lahust **küllastumatuks.**

Tegelikust elust on meil teada, et küllastunud lahuse jahutamise korral eraldub lahusest tahke aine tavaliselt kristallide näol. Kristallide eraldumist soodustab lahustunud aine kristallide viimine lahusesse.

Kuid jahutades küllastunud lahust aeglaselt ja ettevaatlikult ning hoides ära lahustunud aine kristallikeste ja õhu tolmukübemete sattumist lahusesse, võib mõnikord aine väljalangemine ära jääda, kuigi aine lahustuvuse kõvera põhjal väljalangemist on oodata.

Rahulikus olekus saab selliseid «ülejahutatud» lahuseid hoida aastaid.

Kui üleküllastunud lahusesse asetada selles lahustunud sama aine kristallike, siis hakkavad silmapilkselt selle ümber

kasvama kristallid ja liigne lahustunud aine langeb lahusest välja.

Selle lahustes toimuva nähtuse avastas esimesena vene akadeemik **T. J. Lovits** a. 1794. Lovits uuris seda nähtust põhjalikult ja nimetas sellist lahust **üleküllastunud** lahuseks.

Üleküllastunud lahuseid võib kergesti saada glaubrisoola $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, booraksi $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$, tioväävelhapu naatriumi $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$, äädikhapu naatriumi $Na(C_2H_3O_2) \cdot 3H_2O$ jt. soolade lahustest.

Selleks tuleb võtta üks nimetatud sooladest, lisandada veidi vett (mõni tilk) ja soojendada. Antud soola soojendamisel eraldub kristallvesi ja sool lahustub selles. Suletud kolvis või katseklaasis säilib selliselt saadud ja aeglaselt jahutatud lahus kaua aega.

7. Lahuste kontsentratsioonid.

Enamik keemilisi reaktsioone toimub lahustes. Neid lahuseid valmistatakse mitmesugustes kontsentratsioonides, s. t. lahusti ja lahustunud aine kaaluline suhe võib olla mitmesugune. Harilikult nimetatakse l a h u s e **kontsentratsiooniks** l a h u s t u n u d a i n e h u l k a t e a t a v a s l a h u s e s.

Lahustunud aine suurema kontsentratsiooniga lahuseid nimetatakse kangeteks lahusteks, väiksema kontsentratsiooniga lahuseid lahjendatud lahusteks. Ei tohi ära segada mõisteid «kontsentreeritud» ja «küllastunud». Näiteks lahus, mis sisaldab 20 g KNO_3 100 g vees on üsna kontsentreeritud lahus, kuid 20° temperatuuril ei ole ta kaugeltki veel küllastunud.

Küllastunud lahuse saamiseks sellel temperatuuril oleks tarvis lahustada 31,5 g KNO_3 100 g vees.

Küllastunud lahus võib olla üsna lahjendatud, kui antud

aine lahustuvus on väike. Näiteks kipsi ($CaSO_4$) küllastunud lahus sisaldab 20° temperatuuril ainult 0,21 g kipsi 100 g vees.

Kontsentratsiooni saab väljendada mitmel viisil.

1. **Kontsentratsiooni väljendamine ruumalalistes suhetes.** Hapete lahjendatud lahuste saamiseks on otstarbekohane kasutada ruumalalisi suhteid. Näiteks «väävelhape 1 : 5» väljendab kontsentratsiooni, mille puhul on üks ruumala väävelhapet lahustatud 5 ruumalas vees.

2. **Kontsentratsiooni väljendamine protsentides.** Kontsentratsioon protsentides väljendab lahustunud aine kaalulist hulka protsentides lahuse kaalu suhtes. Sel juhul on lahuse kontsentratsiooniks lahustunud aine kaaluühikute arv, mis sisaldub 100 kaaluühikus lahuses. Näiteks 15%-line keedusoola lahus sisaldab 15 g NaCl 100 g lahuses, s. t. 85 g vees.

Lahustunud aine protsendilist sisaldust arvutatakse järgmiselt.

Näide 1. Ülesanne. 250 g vees on lahustatud 50 g suhkrut. Leida lahuse suhkrusisaldus protsentides.

Lahendus.

1) Saadud lahuse kaal on
$250 + 50 = 300$ g.

2) Leiame 100 g lahuses sisalduva suhkru hulga:
300 g lahuses sisaldub 50 g suhkrut
100 g „ „ x g „

3) Siit saame võrde
$300 : 100 = 50 : x$

4) Võrdest leiame, et

$$x = \frac{100 \cdot 50}{300} = 16{,}7 \ (\%).$$

Vastus. Lahuse protsendiline kontsentratsioon on 16,7%.

Näide 2. Ülesanne. Mitu grammi soodat sisaldub 200 g 5%-lises soodalahuses?

Lahendus.

1) 100 g lahuses sisaldub 5 g soodat
200 g „ „ x g „

2) Siit saame võrde
$100 : 200 = 5 : x$

3) Võrdest leiame, et

$$x = \frac{200 \cdot 5}{100} = 10 \text{ (g)}.$$

Vastus. 200 g 5%-lises soodalahuses sisaldub 10 g soodat.

Protsendilise kontsentratsiooniga lahuste valmistamine. Teatava hulga antud protsendilise lahuse valmistamiseks arvutatakse kõigepealt vajalik lahustatava aine hulk grammides, selle järel lahusti hulk grammides.

Kui lahustatav aine võetakse kristallhüdraadi näol, siis lahuse valmistamisel, mille kontsentratsioon on arvestatud veetule ainele, tuleb arvesse võtta ka kristallvesi.

Näide 1. Ülesanne. Mitu grammi glaubrisoola ($Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$) ja vett on tarvis 40 grammi 10-%-lise lahuse valmistamiseks (arvestatuna veetule soolale)?

Lahendus.

1) 100 g lahuse valmistamiseks on tarvis 10 g veetut soola;

2) 40 g lahuse valmistamiseks vajaliku soola hulga arvutame järgmiselt:
100 g lahust sisaldab 10 g soola
40 g „ „ x g „

3) Siit saame võrde
$100 : 40 = 10 : x$

4) Võrdest leiame, et

$$x = \frac{10 \cdot 40}{100} = 4 \text{ (g)}.$$

Seega on lahuse valmistamiseks tarvis võtta 4 g veetut soola. Edasi tuleb leida sellele vastav $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ hulk.

5) Leiame Na_2SO_4 molekulkaalu:

$$23 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 142$$

6) Leiame $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ molekulkaalu:

$$23 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 + 18 \cdot 10 = 322$$

7) 322 g glaubrisoolas ($Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$) sisaldub 142 g veetut soola (Na_2SO_4).

8) Leiame glaubrisoola koguse, milles sisaldub 4 g veetut soola Na_2SO_4, järgmiselt:

322 g $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ sisaldab 142 g Na_2SO_4
x g $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ „ 4 g Na_2SO_4

9) Siit saame võrde

$$322 : 142 = x : 4$$

10) Võrdest leiame, et

$$x = \frac{322 \cdot 4}{142} = 9{,}07 \text{ (g)}.$$

V a s t u s. Järelikult tuleb võtta selle lahuse 40 g valmistamiseks 9,07 g $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ ja

$$40 - 9{,}07 = 30{,}93 \text{ g või } 31 \text{ cm}^3 \text{ vett.}$$

Näide 2. Ü l e s a n n e. 200 g lämmastikhappe lahuse neutraliseerimiseks kulub 8 g NaOH. Missugune on lämmastikhappe kontsentratsioon lahuses?

L a h e n d u s.

1) NaOH molekulkaal on

$$23 + 16 + 1 = 40$$

2) 8 g NaOH moodustab $\frac{8}{40} = 0{,}2$ g-moli.

3) Neutraliseerimisreaktsiooni võrrand on

$NaOH + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O$

4) Võrrandist nähtub, et

1 g-moli NaOH neutraliseerimiseks kulub 1 g-mol HNO_3

aga 0,2 g-moli NaOH neutraliseerimiseks kulub 0,2 g-moli HNO_3

5) Järelikult sisaldub 200 g lahuses 0,2 g-moli HNO_3.

6) HNO_3 molekulkaal on $1 + 14 + 48 = 63$

7) 0,2 g-moli HNO_3 kaalub

$63 \cdot 0{,}2 = 12{,}6$ g.

8) Lämmastikhappe sisaldus protsentides:

200 g lahuses sisaldub 12,6 g HNO_3

100 g „ „ x g „

9) Siit saame võrde

$200 : 12{,}6 = 100 : x$

10) Võrdest leiame, et

$$x = \frac{126 \cdot 100}{200} = 6{,}3 \ (\%).$$

Vastus. Lahus sisaldab 6,3% HNO_3.

Lühendatud lahenduse märkimisviis:

1) $NaOH + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O$

1 g-mol NaOH ——— 1 g-mol HNO_3

$\frac{8}{40}$ g-moli NaOH ——— $\frac{8}{40}$ g-moli HNO_3

2) $\frac{8 \cdot 63}{40} = 12{,}6$ g HNO_3

3) 200 g ——— 12,6 g

100 g ——— x g

$$x = \frac{100 \cdot 12{,}6}{200} = 6{,}3 \ (\%).$$

Vastus. Lahus sisaldab 6,3% HNO_3.

1. Missugune on lahuse kontsentratsioon protsentides, kui 40 g KOH on lahustatud 120 g vees?

2. 50 g lahuse väljaaurutamisel saadi 4 g soola. Missuguse protsentuaalse kontsentratsiooniga oli lahus?

3. Mitu grammi NaCl tuleb lahustada 400 g vees selleks, et saada 5%-list soolalahust?

4. Merevees sisaldub 3,5% soolasid. Mitu grammi soolasid saame 2 kg merevee väljaaurutamisel?

5. 60 grammile 10%-lisele lahusele lisati 20 g vett. Missugune on saadud lahuse kontsentratsioon?

6. 12,5 g vasevitrioli ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) on lahustatud 87,5 g vees. Missugune on $CuSO_4$ kontsentratsioon saadud lahuses?

7. Mitu grammi pesusoodat ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$) tuleb võtta 3 kg Na_2CO_3 20%-lise lahuse valmistamiseks?

8. Teeklaasis on lahustatud kaks teelusika-täit suhkrut. Missuguse protsentuaalse kontsentratsiooniga on see suhkru lahus (teeklaasi mahutavus on 250 cm^3 ja teelusika-täis suhkrut kaalub umbes 12 g)?

9. Puhastatud piiritus sisaldab 4% vett. Mitu g vett sisaldab üks liiter piiritust (piirituse erikaal on 0,8)?

10. Kasutades lahustuvuse tabelit, määrata KNO_3, NaOH ja $MgSO_4$ sisaldus protsentides nende küllastunud lahustes 18° temperatuuril.

11. Mitu grammi NaOH kulub 49 grammi 10%-lise väävelhappe-lahuse neutraliseerimiseks?

12. 200 g soolhappe neutraliseerimiseks kulus 10 g KOH. Missuguse protsentuaalse koostisega oli soolhappe lahus?

3. Kontsentratsiooni väljendamine g-molides (molaarne kontsentratsioon). Keemialaboratooriumides kasutatakse sageli molaarse kontsentratsiooniga lahuseid.

Molaarne kontsentratsioon väljendub lahustunud aine gramm-molekulide arvuga ühes liitris lahuses.

Molaarseid lahuseid tähistatakse tähega *M*, mille ette paigutatakse koefitsient, mis näitab lahuse molaarsust, s. t. lahuse ühes liitris sisalduvat lahustunud aine g-molide arvu.

Näiteks 2*M* lahus sisaldab ühes liitris 2 g-moli lahustunud ainet; 0,5*M* tähendab 0,5 g-moli ühe liitri lahuse kohta jne.

Sõltuvalt lahustunud aine g-molide arvust 1 liitris lahuses märgitakse molaarseid lahuseid alljärgnevalt.

Lahuse nimetus	Märkimisviis	g-molide arv 1 liitris
Molaarne lahus	*M*	1 g-mol
Detsimolaarne lahus	0,1*M*	0,1 g-moli
Sentimolaarne lahus	0,01*M*	0,01 g-moli
Millimolaarne lahus	0,001*M*	0,001 g-moli
Kahemolaarne lahus	2*M*	2 g-moli
Poolemolaarne lahus	0,5*M*	0,5 g-moli

Lahuse molaarsust, s. t. ühes liitris lahuses sisalduvat gramm-molekulide arvu arvutatakse järgmiselt.

Näide 1. Ülesanne. Määrata lahuse molaarsus, mis sisaldab 250 milliliitris 2,5 g NaOH.

Lahendus.

1) NaOH molekulkaal on
$$23 + 16 + 1 = 40$$
2) 2,5 g NaOH moodustab
$$\frac{2,5}{40} = 0,0625 \text{ g-moli.}$$
3) 250 ml lahuses sisaldub 0,0625 g-moli NaOH
1000 ml „ „ x g-moli NaOH
4) Siit saame võrde
$$250 : 1000 = 0,0625 : x$$
5) Võrdest leiame, et
$$x = \frac{1000 \cdot 0,0625}{250} = 0,25 \text{ (g-moli).}$$

Vastus. Antud NaOH lahuse molaarsus on seega 0,25 M.

Näide 2. Ülesanne. Mitu liitrit 0,1-molaarset NaOH lahust kulub 0,5 liitri 0,2-molaarse väävelhappe lahuse neutraliseerimiseks?

1) 1 liitris molaarses lahuses sisaldub 1 g-mol lahustunud ainet.

2) 1 liitris 0,2-molaarses H_2SO_4 lahuses sisaldub 0,2 g-moli H_2SO_4.

3) 0,5 liitris 0,2-molaarses H_2SO_4 lahuses sisaldub seega $0{,}2 \cdot 0{,}5 = 0{,}1$ g-moli H_2SO_4.

4) Neutraliseerimise reaktsiooni võrrand on

$$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O.$$

5) Reaktsiooni võrrandist nähtub, et

1 g-mol H_2SO_4 neutraliseerib 2 g-moli NaOH

seega

0,1 g-mol H_2SO_4 „ 0,2 g-moli NaOH

Et 0,1-molaarse NaOH lahuse 1 liitris sisaldub 0,1 g-moli NaOH, siis järelikult 0,2 g-moli NaOH sisaldub 2 liitris 0,1-molaarses NaOH lahuses.

Vastus. Tuleb võtta 2 liitrit 0,1-molaarset NaOH lahust.

Lahendust võib lühidalt kirjutada järgmiselt:

1) 0,5 liitris 0,2-molaarses H_2SO_4 lahuses sisaldub

$$0{,}2 \cdot 0{,}5 = 0{,}1 \text{ g-moli } H_2SO_4.$$

2) $H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O$.

1 g-moli H_2SO_4 —— 2 g-moli NaOH

0,1 g-moli H_2SO_4 —— 0,2 g-moli NaOH

3) 1 liiter 0,1-molaarset lahust sisaldab 0,1 g-moli NaOH
2 liitrit 0,1-molaarset „ „ 0,2 g-moli „

Vastus. Tuleb võtta 2 liitrit 0,1-molaarset NaOH lahust.

Molaarsete lahuste valmistamine. Molaarsete lahuste valmistamiseks arvutatakse kõigepealt lahustatava aine kaal; pärast kaalumist asetatakse aine vastava mahuga mõõtkolbi (joon. 19) ja lisatakse vett kuni märgini.

Näide 1. Ülesanne. Valmistada 500 ml 0,1 M NaOH lahust. Mitu grammi NaOH on tarvis selleks võtta?

Lahendus.

1) NaOH molekulkaal on $23 + 16 + 1 = 40$

2) 1 liiter molaarset lahust sisaldab 1 g-moli NaOH.

3) 1 liiter 0,1-molaarset NaOH lahust sisaldab 0,1 g-moli NaOH.

0,5 liitrit 0,1-molaarset NaOH lahust sisaldab $0{,}1 \cdot 0{,}5 = 0{,}05$ g-moli NaOH.

4) 0,05 g-moli NaOH kaalub $40 \cdot 0{,}05 = 2$ g.

Vastus. 500 ml 0,1 M NaOH lahuse valmistamiseks on tarvis 2 g NaOH.

Lahuse valmistamine. 2 g NaOH paigutatakse 500 ml mahuga mõõtkolbi (joon. 19) ja valatakse destilleeritud vett kuni märgini.



Joon. 19. Mõõtkolb.

Kui lahus valmistatakse kristallhüdraadist, siis molekulkaalu arvutamisel võetakse arvesse ka kristallvee molekulkaal.

Näide 2. Ülesanne. Mitu grammi vasevitrioli on tarvis võtta 400 ml 0,5 M lahuse valmistamiseks?

Lahendus.

1) $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ molekulkaal on

$$64 + 32 + 16 \cdot 4 + 18 \cdot 5 = 250$$

2) 1 liiter molaarset lahust sisaldab 1 g-moli $CuSO_4 \cdot 5H_2O$;

3) 1 liiter 0,5 M lahust sisaldab 0,5 g-moli $CuSO_4 \cdot 5H_2O$;

4) 0,4 liitrit 0,5 M lahust sisaldab $0{,}5 \cdot 0{,}4 = 0{,}2$ g-moli $CuSO_4 \cdot 5H_2O$;

5) 0,2 g-moli $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ kaalub $250 \cdot 0{,}2 = 50$ g.

Vastus. 400 ml 0,5 M lahuse valmistamiseks on tarvis 50 g $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

1. Mitu grammi lämmastikhapet sisaldub 200 milliliitris 0,1*M* lahuses?
2. Missugune molaarsus on lahusel (s. t. mitu g-moli on 1 liitris), mis sisaldab 300 milliliitris 10,5 g KOH?
3. Kui palju $NaNO_3$ tuleb võtta 500 ml 0,2*M* lahuse valmistamiseks?
4. Mitu grammi H_2SO_4 on tarvis 400 ml 2*M* väävelhappe lahuse valmistamiseks?
5. Mitu grammi NaOH sisaldub 1500 milliliitris 0,01*M* lahuses?
6. Mitu grammi $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ kulub 2 liitri 0,5*M* lahuse valmistamiseks?
7. Mitu grammi HCl kulub 600 ml 0,25*M* lahuse valmistamiseks?
8. Mitu grammi fosforhapet (H_3PO_4) sisaldub 3 liitris 0,001*M* lahuses?
9. Missugune ruumala molaarset soolhappe lahust kulub 1 liitri 2*M* naatriumhüdroksüüdi (NaOH) lahuse neutraliseerimiseks?
10. On tarvis neutraliseerida 400 ml molaarset kaaliumhüdroksüüdi (KOH) lahust. Missugune ruumala a) poolemolaarset lämmastikhappe lahust, b) kahemolaarset soolhappe lahust, c) detsimolaarset väävelhappe lahust on selleks tarvis?
11. On antud poolemolaarne väävelhappe lahus. Määrata selle lahuse kontsentratsioon protsentides.
12. On antud 500 g 2%-list NaOH lahust. Määrata lahuse molaarsus.
13. On tarvis neutraliseerida 200 g 10%-list NaOH lahust detsimolaarse väävelhappe lahusega. Määrata H_2SO_4 lahuse ruumala.
14. On antud $Ca(OH)_2$ küllastunud lahus 18^0 temperatuuril. Määrata selle lahuse protsentuaalne ja molaarne kontsentratsioon.

LABORATOORSED TÖÖD.

Töö nr. 1. Suspensiooni ja emulsiooni saamine.

Ette valmistada: portselan-uhmer, katseklaasid, savi, kriit, kustutatud lubi, mingi taimeõli, petrooleum, bensool, keedusool.

Töö teostamine:

1. Võtke tükike savi (kriiti, sütt või kustutatud lupja) ning hõõruge teda uhmris peeneks pulbriks. Asetage katseklaasi veidi saadud pulbrit ja lisandage vett (kuni $^1/_2$ katseklaasist). Katke katseklaasi ava sõrmega, loksutage tugevasti ja asetage katseklaas alusele seisma.

Mida näete? Missuguse järelduse võite teha?

2. Võtke mõned katseklaasid ja valage nendesse vett poolest saadik. Lisandage üksikutesse katseklaasidesse 2—3 tilka taimeõli, petrooleumi, bensooli. Katke katseklaaside avad sõrmega, loksutage tugevasti ja asetage alusele.

Mida näete? Missuguse järelduse võite teha?

3. Asetage katseklaasi veidi keedusoola ja lisandage vett. Katke katseklaasi ava sõrmega, loksutage tugevasti ja asetage alusele.

Mida näete? Missuguse järelduse võite teha?

Öelge toimetatud katsete põhjal, millal saadakse suspensioon, millal emulsioon ja millal lahus ning milles nad erinevad üksteisest.

Töö nr. 2. Soojuslikud nähtused ainete lahustumisel.

Ette valmistada: katseklaasid, klaastoruke; KOH, NaOH, NH_4Cl ja NH_4NO_3 kuivainena; kontsentreeritud H_2SO_4.

Töö teostamine:

1. Valage katseklaasi 1—2 cm^3 vett ja asetage sinna tükike naatriumhüdroksüüdi või kaaliumhüdroksüüdi (tikupea suurune tükk). Puudutage katseklaasi alumist osa käega (katseklaasi mitte loksutada). Mida täheldate? Seletage täheldatud nähtus.

2. Valage ühte katseklaasi vett $^1/_4$ selle mahust (soovitav toatemperatuuriga) ja puistake sinna veidi kloorammooniumi või lämmastikhaput ammooniumi. Valage teise katseklaasi niisama palju vett. Võtke mõlemad katseklaasid ühte kätte ja puudutage mõlema alumist osa käega. Täheldage vee ja lahuse temperatuuri vahet. Andke seletus täheldatava nähtuse kohta.

3. Valage katseklaasi 1—2 cm^3 vett ja lisandage klaastoru abil 2—3 tilka kontsentreeritud väävelhapet. Puudutage katseklaasi alumist osa käega ja täheldage lahuse temperatuuri muutumist.

Seletage toimetatud katsete põhjal, millest on tingitud lahuse jahtumine, vastavalt soojenemine. Kas saadud lahus on segu või keemiline ühend? Missugused asjaolud kinnitavad esimest oletust, missugused teist?

Töö nr. 3. Tahkete ainete lahustumine vees.

Ette valmistada: klaasitükk, klaastoru, klaaspulgake, lehter, filterpaber, klaas, portselan-uhmer, kustutatud lubi, keedusool, destilleeritud vesi, fenoolftaleiin, tabel «Soolade ja aluste lahustuvus vees».

Töö teostamine:

1. Asetage klaasitükile tilk veevärgi- või kaevuvett; aurustage vesi, hoides klaasitükki veetilgaga piirituslambi leegi kohal. Vaadelge jääki klaasil.

Seletage toimetatud katse põhjal katlakivi tekkimist katelde, teekannude jne. seintel.

2. Asetage katseklaasi, mis sisaldab vett, tükike kustutatud lupja ja loksutage tugevasti. Filtreerige osa lahusest. Asetage tilk filtreeritud lahust klaasitükile ja aurutage kuivaks. Tehke järeldus lubja lahustuvuse kohta vees.

3. Toimetage sama katse kipsiga.

4. Valage katseklaasi vett kuni $^1/_4$ selle mahust ja lisandage väikeste annustena keedusoola, kuni teda loksutamisega enam ei lahustu. Asetage tilk soola lahust klaasitükile ja aurutage kuivaks. Tehke järeldus keedusoola lahustuvuse kohta.

5. Soojendage põletil klaastoru või klaaspulga ots kuni hõõgumiseni ja asetage see kiiresti külma veega täidetud klaasi. Valage vesi pealt ära, asetage klaasikillud uhmrisse ja peenestage hästi. Valage klaasi pulbrile veidi destilleeritud vett ja tilk fenoolftaleiini lahust piirituses. Seletage, miks muutus fenoolftaleiini lahus punaseks. (Klaasi ligikaudne koostis avaldub valemiga $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$).

Toimetatud katsete põhjal tehke kokkuvõte mitmesuguste ainete lahustuvuse kohta vees. Kasutage selleks tabelit «Soolade ja aluste lahustuvus vees». Andke seletus mõiste «lahustumatu aine» kohta.

Töö nr. 4. Tahkete ainete lahustuvuse sõltuvus temperatuurist.

Ette valmistada: katseklaasid, uhmer ühes nuiaga, klaaspulk, piirituslamp, klaaslabidake; KNO_3, $NaNO_3$ ja NaCl kuivainena; tabel «Soolade ja aluste lahustuvus vees».

Töö teostamine:

1. Valage katseklaasi kuni $^1/_4$ sellest vett, puistake sinna pulbriks peenestatud lämmastikhapu kaaliumi (või lämmastikhapu naatriumi) soola. Loksutage kuni soola täieliku lahustumiseni. Täheldage lahuse jahtumist. Lisage soola, kuni katseklaasi põhja jääb veidi soola, mis loksutamisega enam ei lahustu, s. t. kuni saadakse küllastatud lahus. Soojendage katseklaasi kuni soola lahustumiseni ja lisage veel lämmastikhaput kaaliumi kuuma lahusesse, kuni on tekkinud küllastunud lahus (katseklaasi põhja peavad

jääma lahustumatud kristallid). Soojendage lahust uuesti kuni kristallide täieliku lahustumiseni ja asetage katseklaas alusele jahtuma.

Tehke järeldus lämmastikhapu kaaliumi lahustumise kohta külmas ja kuumas vees.

2. Valage katseklaasi kuni $^1/_4$ sellest vett, puistake sellesse veidi keedusoola ja soojendage. Kui sool on täiesti lahustunud, lisandage teda seni, kuni tekib küllastunud lahus. Asetage katseklaas alusele ja laske tal jahtuda. Tehke järeldus keedusoola lahustuvuse kohta.

Täheldage kristallide eraldumist katse 1 ja 2 puhul saadud küllastunud lahustest ja tehke järeldus temperatuuri mõjust nimetatud kahe soola lahustumisele. Seletuse andmiseks kasutage soolade vees lahustumise graafikuid.

Töö nr. 5. Soola puhastamine kristalliseerimise teel.

Ette valmistada: katseklaasid, lehter, filterpaber, klaaspulgake, portselankauss, piirituslamp, keedusool (puhastamata), vasevitriol.

Töö teostamine:

1. Valage katseklaasi poolest saadik vett ja lahustage selles loksutamisega puhastamata keedusoola esmalt külmas vees, pärast soojendamisega. Kui kuumas vees enam soola ei lahustu, siis filtreerige lahus teise katseklaasi ning jahutage viimast külma veega kraani all. Jälgige kristallide väljalangemist. Osa lahusest valage portselankaussi ja aurutage peaaegu kuivaks. Maitske saadud soola. Võrrelge puhastatud soola puhastamata soolaga.

2. Valmistage kuum vasevitrioli küllastatud vesilahus, filtreerige lahus portselankaussi ja laske tal seista järgmise päevani. Vaadelge vasevitrioli kristallide kasvamist.

Töö nr. 6. Kristallvee eraldumine kristallhüdraatidest.

Ette valmistada: katseklaasid, klaastoru, puust näpits, piirituslamp, asbestvõrk, väävelhapu vase kristallid.

Töö teostamine:

Asetage keset katseklaasi (võib olla ka põhjata katseklaas), hoides seda horisontaalselt, 2—3 vasevitrioli kristallikest. Võtke katseklaas puust näpitsaga ja soojendage kristalle, hoides katseklaasi kogu aeg horisontaalselt. Soojendada tuleb 3—4 minutit väikesel tulel. Jälgige kristallide värvuse muutumist. Lõpetage soojendamine, kui kristallid on muutunud valgeks. Täheldage veeaurude eraldumist ja vee tilgakeste ilmumist katse-

klaasi külmale seinale. Jahtumiseks asetage katseklaas horisontaalses asendis asbestvõrgule. Pärast katseklaasi jahtumist tilgutage veest vabastatud vasevitriolile mõni tilk vett ja puudutage käega katseklaasi osa, kus asetseb aine, ja pange tähele selle soojenemist. Andke katse seletus. Mis toimub kristallidega soojendamisel? Kuidas muutub kristallide värvus? Mille tulemusel tekib vesi? Kuidas muutub vasevitrioli värvus vee toimel? Milles erineb vasevitrioli kristallidest vee eraldumise protsess aine hügroskoopilise vee kõrvaldamise protsessist? Kas on alust täheldatud nähtust nimetada keemiliseks nähtuseks? Kirjutage võrrand.

Töö nr. 7. Aine lahustumine kristallvees. Üleküllastunud lahuste saamine.

Ette valmistada: katseklaasid, piirituslamp; kristallhüdraadid $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$; $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.

Töö teostamine:

1. Asetage 1—2 g glaubrisoola katseklaasi ja soojendage. Jälgige, kuidas sool lahustub omas kristallvees. Pärast lahustumist laske lahus jahtuda ja täheldage soola kristalliseerumist ja soojenemist.

2. Soojendage katseklaasis veidi kristallilist $Na_2S_2O_3$ (tiovääveihapu naatrium). Tekib tiovääveihapu naatriumi lahus kristallvees. Jahutage saadud lahus ettevaatlikult kraani all ja visake temasse väike tiovääveihapu naatriumi kristallike. Täheldage aine kristalliseerumist ja soojuse eraldumist.

3. Toimetage sama katse kristallilise soodaga.

Toimetatud katsete põhjal tehke kokkuvõte ja andke nähtuste kohta seletus. Mida nimetatakse üleküllastunud lahuseks? Mida nimetatakse kristallveeks? Arvutage a) glaubrisoola, b) tiovääveihapu naatriumi ja c) kristallsooda veesisaldus protsentides? Mida nimetatakse kristallhüdraadiks?

Töö nr. 8. Vedelike lahustuvus vees.

Ette valmistada: katseklaasid, glütseriin, eeter, viinapiiritus, bensiin.

Töö teostamine:

1. Valage katseklaasi mõni tilk glütseriini ja lisandage sellele ettevaatlikult mööda katseklaasi seina sama kogus vett. Tekib kaks kihti. Loksutage. Jälgige nende täielikku lahustumist teineteises.

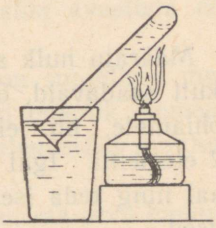
2. Valage katseklaasi peaaegu ääreni vett ja tilgutage sinna 1—2 tilka eetrit. Katke katseklaasi ava sõrmega, loksutage ja pange seisma. Jälgige eetri lahustumist vees. Jätkake eetri lisandamist veele tilkhaaval. Täheldage eetri piiratud lahustuvust vees.

Töö nr. 9. Gaaside lahustuvus vees.

Ette valmistada: katseklaasid, klaas, piirituslamp.

Töö teostamine:

Täitke katseklaas ääreni kaevu- või veevärgiveega. Katke katseklaasi ava selliselt paberitükikesega, et ei jääks ühtegi õhumulli. Asetage katseklaas veega täidetud klaasi avaga allapoole. Soojendage kergelt katseklaasi ülemist osa, nagu on näidatud joonisel. Vett mitte keemiseni viies jälgige õhumullide eraldumist. Tehke järeldus, kas õhk lahustub paremini külmas või soojas vees. Tooge näiteid tegelikust elust gaaside lahustuvuse kohta vees.



Joon. 20. Vees lahustunud õhu eraldumine.

Uurige õhu kooste-osade lahustuvust vees õpikus toodud gaaside vees lahustuvuse graafiku põhjal. Missugune praktiline ja bioloogiline tähtsus on gaaside lahustuvusel vees?

IV peatükk.

Mendelejevi elementide perioodiline süsteem.
(Esimene tutvumine.)

Määratu hulk aineid, nii looduses leiduvaid kui ka kunstlikult saadavaid, on võimalik saada suhteliselt väikese arvu põhiainete, nn. elementide ühinemisel. Looduses tuntakse 92 elementi. Igal keemilisel elemendil on oma kindel aatomkaal ning teda iseloomustavad füüsilised ja keemilised omadused.

Käsiteldud õppematerjalist on meil teada, et paljudel elementidel on sarnased omadused. Näiteks elemendid naatrium ja kaalium on leelismetallid, nad lagundavad energiliselt vett, on ühevalentsed jne.; elemendid lämmastik ja fosfor on mittemetallid, annavad happeid: lämmastikhapet — HNO_3 ja metafosforhapet — HPO_3; nendes ühendites on lämmastiku ja fosfori valents viis ning nende hapete anhüdriidid on sarnase koostisega N_2O_5 ja P_2O_5.

Kui me uuriksime ja kõrvutaksime paljude elementide ja nende ühendite omadusi, siis avastaksime hämmastava sarnasuse paljude elementide vahel. Kuid sarnasuste kõrval me leiaksime ka rida erinevusi.

Suur vene õpetlane **D. I. Mendelejev** näitas, et elementide omaduste sarnasus ja erinevus oleneb nende aatomkaalust. Selle seaduspärasuse selgitamiseks vaatleme keemiliste ele-

mentide üht iseloomustavat omadust — nende valentsi ja selle muutumist hapnikühendites.

Peaaegu kõik elemendid moodustavad hapnikuga ühendeid, mida nimetatakse hapenditeks. Ühed keemilised elemendid ühinevad hapnikuga äärmiselt kergesti, teised ühinevad raskemini ning ainult kõrgetel temperatuuridel, kolmandad ei ühine vahetult üldse hapnikuga ja nende hapendeid on võimalik saada ainult kaudsel teel; lõpuks on olemas väike arv elemente, mis ei moodusta hapnikuga ühendeid.

Arvesse võttes, et enamik elemente on suutelised moodustama hapnikuga ühendeid, tava kohaselt avaldatakse elementide valents hapniku suhtes, mis võimaldabki avastada elementide sarnaseid omadusi.

Tuleb tähendada, et mõned elemendid on suutelised moodustama ainult ühte hapnikühendit, kuid enamik elemente moodustab neid mitu, seetõttu on need elemendid muutuva valentsiga hapniku suhtes.

Hapendeid, mis sisaldavad molekulis suurima arvu hapniku aatomeid, nimetatakse kõrgeimateks hapnikühendeiks ehk kõrgeimateks hapendeiks. Kõrgeimas hapendis avaldub elemendi kõrgeim valents.

Vaatame nüüd, kuidas muutub elemendi üks põhiomadusi — valents kõrgeimates hapnikühendeis. Selleks kirjutame välja rea elemente nende aatomkaalu tõusu järjekorras (vesiniku ja heeliumi jätame esialgu kõrvale ning alustame liitiumiga) ja tutvume nende valentsi muutusega.

Ülevaatlikkuse mõttes koostame järgneva tabeli (lk. 150).

Toodud tabeli põhjal võime teha järgmise järelduse: aatomkaalu tõusu järjekorras paigutatud elementide valents suureneb pidevalt ühe ühiku võrra kuni kindla arvuni (kaheksa), et seejärel uuesti korduda, ja seda perioodiliselt.

Paigutades elemente ühelt poolt nende aatomkaalu tõusu järjekorras ja teiselt poolt kirjutades korduva valentsiga ele-

Keemiline sümbol . .	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Aatomkaal	6,9	9	10,8	12	14	16	19	20,2
Elemendi nimetus . .	Liitium	Berüllium	Boor	Süsinik	Lämmastik	Hapnik	Fluor	Neoon
Valents hapniku suhtes	1	2	3	4	5	—	—	0
Kõrgeim hapend . . .	Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5	—	—	—

(Järg)

Keemiline sümbol . .	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Aatomkaal	23	24,3	26,9	28	30,9	32	35,5	39,9
Elemendi nimetus . .	Naatrium	Magneesium	Alumiinium	Räni	Fosfor	Väävel	Kloor	Argoon
Valents hapniku suhtes	1	2	3	4	5	6	7	0
Kõrgeim hapend . . .	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7	—

(Järg)

Keemiline sümbol . .	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	jne.
Aatomkaal	39	40	45	47,9	50,9	52	54,9	»
Elemendi nimetus . .	Kaalium	Kaltsium	Skandium	Titaan	Vanaadium	Kroom	Mangaan	»
Valents hapniku suhtes	1	2	3	4	5	6	7	»
Kõrgeim hapend . .	K_2O	CaO	Sc_2O_3	TiO_3	V_2O_5	CrO_3	Mn_2O_7	»

mente üksteise alla, tekivad meil elementide read pidevalt suureneva aatomkaaluga ja valentsiga ning ühe ja sama valentsiga elementide veerud.

Sel puhul tekib järgmine tabel:

Rida \ Valents	I	II	III	IV	V	VI	VII	0
I rida	Li 6,9	Be 9	B 10,8	C 12	N 14	O 16	F 19	Ne 20,2
II rida	Na 23	Mg 24,3	Al 26,9	Si 28	P 30,9	S 32	Cl 35,5	Ar 39,9
III rida	K 39	Ca 40	Sc 45	Ti 47,9	V 50,9	Cr 52	Mn 54,9	jne.

Järjestades niiviisi aatomkaalu suurenemise korras kõik keemilised elemendid, saame kindla süsteemi. Saadud elementide rea uurimisel avastame seaduspärasuse, et keemilise elemendi üks kõige tähtsamaid omadusi — valents on perioodilises sõltuvuses elemendi aatomkaalust.

Selle seaduspärasuse avastas esimesena geniaalne vene õpetlane **D. I. Mendelejev** (a. 1869). Mendelejev määras elemendi omaduste sõltuvuse aatomkaalust ja see seaduspärasus on üks kõige tähtsamaid keemias.

Mendelejev avastas, et kui paigutada elemendid aatomkaalu suurenemise järjekorras, siis korduvad elementide ja nende ühendite keemilised ja füüsilised omadused teatud kindlate intervallide ehk, nagu nimetas Mendelejev, kindlate perioodide järel.

Tuginedes sellele avastusele, koostas Mendelejev keemiliste elementide perioodilise süsteemi ja tuletas ülemaailmselt tuntud **perioodilisuse seaduse,** mis on tänapäeva teaduse aluseks.

Vaatleme lähemalt Mendelejevi elementide perioodilise süsteemi tabelit.

Elementide horisontaalsed read moodustavad nende hapnikühendite suhtes, mida mainiti ülal, ja teatud määrani ka nende omaduste suhtes (millest pikemalt allpool) **perioode.**

Vertikaalsetesse ridadesse on paigutatud ühesuguse valentsiga elemente ja neid veerge nimetatakse **rühmadeks.**

Igal rühmal on oma number, mis arvuliselt on võrdne rühma kuuluvate elementide kõrgeima valentsiga.

Perioodilises süsteemis on 9 rühma. I, II, III, IV, V, VI, VII ja VIII rühm koosneb aktiivsetest elementidest, s. t. keemiliselt reageerivatest elementidest, kuna nullrühma moodustavad keemiliselt mitteaktiivsed elemendid. Nullrühma elemendid ei reageeri teiste elementidega, neid nimetatakse ka **inertseteks** gaasideks. Siia kuuluvad heelium He, neoon Ne, argoon Ar, krüptoon Kr, ksenoon Xe ja radoon Rn. Nimetatud elementide valents on null. Perioodilises süsteemis asetsevad metallid peamiselt I, II, III ja VIII rühmas, kuna mittemetallid asetsevad peamiselt IV, V, VI ja VII rühmas.

Kuna elementide rühmad koostatakse nende hapnikühendite kõrgeima valentsi põhjal, siis on tabeli alumises osas toodud iga elementide rühma kõrgeima hapnikühendi üldvalem, näiteks:

Rühmad	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	0
Üldvalem	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4	—

Antud valemi põhjal on kerge koostada metalli hapendi valem, või mittemetalli kohta — happe anhüdriidi valem.

Mendelejevi perioodilise süsteemi ja seadusega tutvume lähemalt edaspidi.

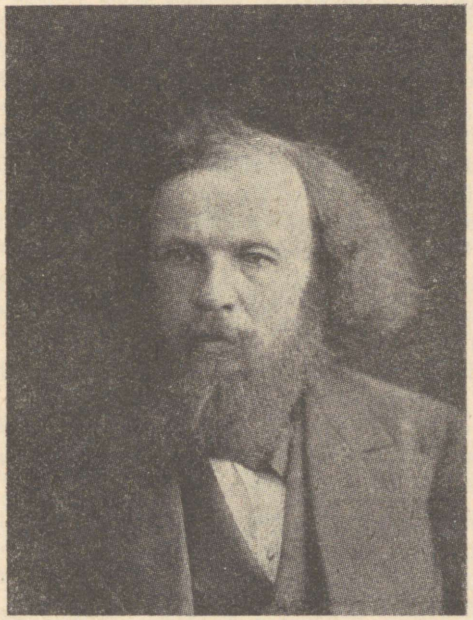
Mendelejevi teened on hiiglasuured ja seisavad peamiselt selles, et ta ei loonud mitte mingi lihtsa tabeli, vaid ta avastas loodusseaduse — perioodilisuse seaduse. Vastloodud seaduse

MENDELEJEVI ELEMENTIDE PERIOODILINE SÜSTEEM

Periood	Rida	Elementide rühmad									
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		0
1	I	**H** 1 Vesinik 1,008									**He** 2 Heelium 4,003
2	II	**Li** 3 Liitium 6,940	**Be** 4 Berüllium 9,02	**B** 5 Boor 10,82	**C** 6 Süsinik 12,010	**N** 7 Lämmastik 14,008	**O** 8 Hapnik 16,000	**F** 9 Fluor 19,000			**Ne** 10 Neoon 20,183
3	III	**Na** 11 Naatrium 22,997	**Mg** 12 Magneesium 24,32	**Al** 13 Alumiinium 26,97	**Si** 14 Räni 28,06	**P** 15 Fosfor 30,98	**S** 16 Väävel 32,06	**Cl** 17 Kloor 35,457			**Ar** 18 Argoon 39,944
4	IV	**K** 19 Kaalium 39,096	**Ca** 20 Kaltsium 40,08	**Sc** 21 Skandium 45,10	**Ti** 22 Titaan 47,90	**V** 23 Vanaadium 50,95	**Cr** 24 Kroom 52,01	**Mn** 25 Mangaan 54,93	**Fe** 26 Raud 55,85	**Co** 27 Koobalt 58,94	**Ni** 28 Nikkel 58,69
	V	**Cu** 29 Vask 63,57	**Zn** 30 Tsink 65,38	**Ga** 31 Gallium 69,72	**Ge** 32 Germaanium 72,60	**As** 33 Arseen 74,91	**Se** 34 Seleen 78,96	**Br** 35 Broom 79,916			**Kr** 36 Krüptoon 83,7
5	VI	**Rb** 37 Rubiidium 85,48	**Sr** 38 Strontsium 87,63	**Y** 39 Ütrium 88,92	**Zr** 40 Tsirkoonium 91,22	**Nb** 41 Nioobium 92,91	**Mo** 42 Molübdeen 95,95	**Tc** 43 Tehneesium —	**Ru** 44 Ruteenium 101,7	**Rh** 45 Roodium 102,91	**Pd** 46 Pallaadium 106,7
	VII	**Ag** 47 Hõbe 107,88	**Cd** 48 Kadmium 112,41	**In** 49 Indium 114,76	**Sn** 50 Tina 118,70	**Sb** 51 Antimon 121,76	**Te** 52 Telluur 127,61	**J** 53 Jood 126,92			**Xe** 54 Ksenoon 131,3
6	VIII	**Cs** 55 Tseesium 132,91	**Ba** 56 Baarium 137,36	57—71 Lantaniidid —	**Hf** 72 Hafnium 178,6	**Ta** 73 Tantaal 180,88	**W** 74 Volfram 183,92	**Re** 75 Reenium 186,31	**Os** 76 Osmium 190,2	**Ir** 77 Iriidium 193,1	**Pt** 78 Plaatina 195,23
	IX	**Au** 79 Kuld 197,2	**Hg** 80 Elavhõbe 200,61	**Tl** 81 Tallium 204,39	**Pb** 82 Seatina 207,21	**Bi** 83 Vismut 209,00	**Po** 84 Poloonium 210	**At** 85 Astatiinum 211			**Rn** 86 Radoon 222
7	X	**Fr** 87 Frantsium	**Ra** 88 Raadium 226,05	**Ac** 89 Aktiinium 227	**Th** 90 Toorium 232,12	**Pa** 91 Protaktiinium 231	**U** 92 Uraan 238,07				
Kõrgeimate hapendite tüübid		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4		—
		La 57 Lantaan 138,92	**Ce** 58 Tseerium 140,13	**Pr** 59 Praseodüüm 140,92	**Nd** 60 Neodüüm 144,27	61 —	**Sm** 62 Samaarium 150,43	**Eu** 63 Euroopium 152,0	**Gd** 64 Gadoliinium 156,9		
		Tb 65 Terbium 159,2	**Dy** 66 Düsproosium 162,46	**Ho** 67 Holmium 164,94	**Er** 68 Erbium 167,2	**Tu** 69 Tuulium 169,4	**Yb** 70 Ütterbium 173,04	**Cp** 71 Kassiopieum 174,99			

põhjal ennustas Mendelejev tol ajal veel avastamata elemente ja täpsustas mitme elemendi aatomkaalu.

Keemia õppimisel käsitleme keemilisi elemente ja nende ühendeid Mendelejevi perioodilise süsteemi alusel. Selleks vaatleme sarnaseid elemente rühmade kaupa. Tutvumine elementide rühma ühe esindajaga võimaldab otsustada sama rühma teiste elementide paljude omaduste üle. Sel viisil toome nähtavale füüsika ja keemia tähtsaima seaduse olemuse.



D. I. Mendelejev (1834—1907).

Dmitri Ivanovitš Mendelejev sündis 8. veebruaril 1834 Siberis Tobolski gümnaasiumi direktori perekonnas. Juba seitsmeaastaselt astus Mendelejev Tobolski gümnaasiumi, kus tema lemmikaineiks olid matemaatika ja füüsika. Lõpetanud gümnaasiumi, astus 15-aastane Mendelejev Peterburi Pedagoogi-

lisse Instituuti — tolleaegsesse parimasse kõrgemasse õppeasutisse. Füüsika-matemaatika teaduskonna üliõpilasena hämmastas Mendelejev oma kaaslasi sügavate teadmistega ning suure töövõimega. Oma kaks esimest uurimistööd avaldas Mendelejev alles üliõpilane olles. A. 1855 lõpetas ta instituudi esimesena kuldmedaliga ja ta jäeti instituudi juurde end magistrieksamile ette valmistama. Tervislikel põhjustel oli Mendelejev sunnitud Peterburist lahkuma ja siirduma lõunasse, kus ta töötas kaks aastat gümnaasiumi õppejõuna Simferoopolis ja Odessas.

Lõunamaine kliima ja kuulsa arsti Pirogovi nõuanded tervistasid Mendelejevi. Tulnud tagasi Peterburi, kaitses ta hiilgavalt magistri-dissertatsiooni, millele järgnes Mendelejevi valimine sama ülikooli keemia-dotsendiks. Noor, alles 23-aastane õpetlane arendas ülikooli juures viljakat teaduslikku ja pedagoogilist tegevust. A. 1859 lähetatakse Mendelejev teaduslikul otstarbel välismaale. Töötades välismaal, avaldas Mendelejev rea teaduslikke töid, nende hulgas ka tema poolt avastatud vedelike absoluutse keemistemperatuuri (nn. kriitilise temperatuuri) kohta. Naasnud a. 1861 Peterburi, arendas Mendelejev äärmiselt intensiivset ja viljakat tööd. Ta pidas loenguid ülikoolis ja teistes kõrgemates õppeasutistes; kaitses doktori-dissertatsiooni ja ta valiti professoriks. Tegeldes vesilahuste uurimisega, esitas ta lahuste uue hüdratatsiooniteooria.

1867. a. alates juhatas Mendelejev 23 aastat järgemööda Peterburi ülikooli anorgaanilise keemia kateedrit. See periood oli ta pedagoogilise tegevuse ja loomingu õitseaeg.

Töötades ülikoolis ja pidades loenguid keemia alal, avaldas Mendelejev a. 1869 kestva ja pingsa töö tulemusena tema poolt avastatud perioodilisuse seaduse. Elementide perioodilisuse seadus tegi Mendelejevi ülemaailmselt kuulsaks ja vaimustas paljusid teadlasi, kes oma töödega kinnitasid ja täiendasid seda süsteemi.

Aastail 1869—71 ilmus Mendelejevi kuulus õpperaamat **«Keemia alused»**, mis oli koostatud Mendelejevi poolt ülikoolis peetud loengute põhjal. See Mendelejevi klassikaline teos oli aluseks, millel kasvas mitu keemikute põlvkonda. «Keemia alused» ilmusid tõlkes ka Inglismaal, Prantsusmaal, Saksamaal, USA-s jt. maades. Meil on see teos ilmunud 13. trükis ja teda kasutatakse käsiraamatuna.

Mendelejev ühes oma kaastöölistega toimetas rea katseid gaaside kokkusurutavuse ja lahuste uurimise alal. Seoses nende töödega hakkas Mendelejev tegelema meteoroloogia, vedelike takistuse, õhusõidu jt. küsimustega. Soovides vaadelda päikese täielikku varjutust, sooritas Mendelejev a. 1887 ilma piloodita lennu õhupallil.

Sõjaministeeriumi ülesandel töötas Mendelejev suitsuta püssirohu valmistamise alal ja leiutas selle a. 1891.

Tutvumisel Mendelejevi teadusliku ja ühiskondliku tegevusega ning tema vaimse pärandiga hämmastab meid eriti tema teadmiste ulatus ühelt poolt ja teaduse tihe side praktikaga teiselt poolt.

Mendelejev osutas suurt tähelepanu naftale, kivisöele ja metallidele ning esitas palju konkreetseid ettepanekuid nende tootmise parendamiseks. Teda huvitasid põllumajandus, merelaevandus, kunst, rahvaharidus jm.

Tehes kokkuvõtet Mendelejevi töödest, tuleb tähendada, et enamik tema töid (110) on ilmunud perioodil 1872—1877. Üldse on Mendelejev kirjutanud 431 tööd. Sellest arvust on 44 keemia alalt, 106 füüsilise keemia alalt, 99 tehnika alalt, 99 füüsika alalt, 36 majandusgeograafia alalt, 22 geodeesia alalt, 29 on retsensioonid ja populaarteaduslikud artiklid.

Mendelejev on teadlaste poolt tunnustatud ülemaailmse kuulsusega õpetlane. Mendelejevit paluti Londoni Faraday Seltsi loenguid pidama (au, mille osaliseks on saanud ainult kõige kuulsamad teadlased); ta valiti paljude välismaiste akadeemiate ja teaduslike ühingute auliikmeks, paljude välismaiste ülikoolide audoktoriks, teda austati rohkete aunimetuste ja medalitega. Tema ametinimi sisaldas üle saja teadusliku nimetuse ja kraadi.

Mendelejevi pulbitsev tegevus ei leidnud väärilist hindamist kodumaal. Vene Teaduste Akadeemia ei valinud teda oma liikmeks. Rühm välismaise päritoluga akadeemikuid Vene Teaduste Akadeemias ja reaktsioonilised tsaari tšinovnikud takistasid a. 1880 Mendelejevi valimist akadeemia liikmeks. Ta kukutati hääletusel läbi ning tema asemel valiti keskpäraste võimetega, kuid reaktsiooniliste vaadetega sakslane, keemik Belstein.

Vähe sellest, Mendelejev oli sunnitud a. 1890 lahkuma ülikoolist, sest tsaarivalitsus ei sallinud teda tema edumeelsete vaadete pärast.

Pärast seda töötas Mendelejev Kaalude ja Mõõtude Kojas, kus jätkas oma teaduslikku tööd kuni surmani. Ta suri 2. veebruaril 1907.

Õpetlik on Mendelejevi tegevus ja õpetlik on tema ettenägevus. Ta esitas suuri probleeme teaduse ja tehnika alal, näiteks kivisöe maa-alune gaasistamine, nafta töötlemine väärtuslikumateks saadusteks, raua ja terase vahetu tootmine maagist, põhjanaba avastamine, agrotehnika ja mineraalväetiste kasutamine, rahvahariduse reorganiseerimine jne. Kõiki neid kaugenägelikke mõtteid ei saadud teostada tsaariaegsel, kapitalistlikul Venemaal; alles meie ajal, sotsialistliku korra juures teostuvad selle geniaalse õpetlase unistused.

Aeg kustutab või varjutab tihti mineviku hiilgavaid kujusid, kuid Mendelejevi looming helgib ikka heledamalt. Tema nimi on jäädvustatud hiilgava tähena inimkonna ajaloos.

V peatükk.

Leelismetallide rühm.

Leelismetallide rühma kuuluvad liitium Li, naatrium Na, kaalium K, rubiidium Rb ja tseesium Cs.

Naatriumi ja kaaliumi mõnede omadustega tutvusime juba eespool. Nii teame, et need metallid lagundavad energiliselt vett ja annavad sellega vees lahustuvaid aluseid — leelisi. Ka nende hapendid Na_2O ja K_2O reageerivad vahetult veega, andes samuti leelisi, millest on tuletatud selle rühma nimetuski l e e l i s m e t a l l i d. Analoogiliste omadustega on ka elemendid liitium, rubiidium ja tseesium.

Mainitud ja rea teiste ühiste omaduste tõttu moodustavad leelismetallid omadustelt sarnaste elementide rühma. D. I. Mendelejev paigutas leelismetallid elementide perioodilise süsteemi esimesse rühma.

Leelismetallidest tutvume lähemalt ainult naatriumi ja kaaliumiga, kuna selle rühma elementidest on neil suurim praktiline tähtsus.

1. Naatrium — *Natrium.*

Keemiline sümbol Na, aatomkaal 22,997.

Naatrium asetseb Mendelejevi tabeli esimese rühma kolmandas reas. Metallilist naatriumi saadi esmakordselt 1807. a. elektrolüüsi teel. Nimetus «naatrium» on tuletatud sõnast *«natron»* ja see tähendab meretaimede tuhka, millest vanasti valmistati soodat pesupesemiseks.

Naatrium looduses. Oma keemilise aktiivsuse tõttu ei leidu naatriumi looduses vabas olekus. Ta esineb ainult ühendites, mis on üsna levinud maakera koores. Levinuim naatriumisool on keedusool (NaCl). Teda leidub lahustununa merevees (umbes 2,8%), mõnedes järvedes ja soolase vee allikates, samuti ka kivisoolalademetena maapõues. Kivisoolalademed on tekkinud kaugetel geoloogilistel ajajärkudel olnud merede ja järvede kuivamisel.

NSV Liidus on ammutamatud kivisoola tagavarad. Rikkalikemad lademed on Molotovi oblastis, Lõuna-Uuralis, Kaukaasias, Ukrainas jm.

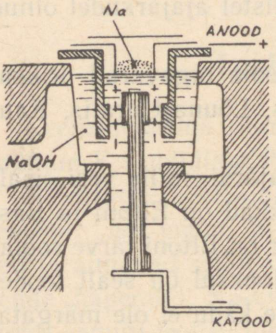
NSV Liidu lõunaosas on palju soolajärvi, mille vesi sisaldab rohkesti keedusoola. Eriti soolarikkad on Eltoni ja Baskuntšaki järv Alam-Volgal. Kuivõrd suur on Eltoni järve soolatagavara, nähtub sellest, et 150 aasta jooksul on sealt toodetud 8,2 miljonit tonni soola, kuid selle kadu ei ole märgata, kuna tagavara kogu aeg taastatakse järve suubuvate soolase vee allikate poolt. Baskuntšaki järve soolatagavara on veel suurem. Geoloogilised uurimised on kindlaks teinud, et nende järvede all asetseb mitmekümne meetri paksune soolakiht.

Teine tähtsam naatriumi looduslik ühend on glaubrisool ehk mirabüliit ($Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$). Nimetatud soola sisaldab märgatavalt merevesi. Eriti palju mirabüliiti leidub Kara-Bogazi lahe vees, kus tema tagavarad on suurimad maailmas. Temperatuuri alanemisel talvel eraldub seda soola määratul hulgal lahusest ja uhetakse lainetega kaldale. Teine määratute tagavaradega glaubrisoola leiukoht on Altai krais.

Peale nimetatud ühendite leidub naatriumi veel soodas ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$). Mõnede Siberi järvede vesi sisaldab soodat.

Lämmastikhaput naatriumi ehk tšiili salpeetrit ($NaNO_3$) leidub suuremal määral ainult Tšiilis (Lõuna-Ameerika).

Naatriumi saamine. Naatriumi saadakse naatriumhüdroksüüdi elektrolüüsimisel. NaOH lagundamist elektrivoolu toimel teostatakse hermeetiliselt suletud seadmeis. Katoodil eralduvad metalliline naatrium ja vesinik, anoodil aga suurem osa vett auruna ja hapnik (joon. 21).



Joon. 21. Naatriumhüdroksüüdi lagundamine.

Füüsilised omadused. Naatrium on oma füüsiliste omaduste poolest teiste metallidega väga vähe sarnane, välja arvatud hõbevalge läige värskelt lõigatud metalli pinnal. Naatrium on niivõrd pehme, et teda saab noaga lõigata. Tema erikaal on 0,97, mistõttu ta on veest kergem ja vette visatuna ujub sellel. Naatrium on kergesti sulav metall — sulab 97,7° temperatuuril ja keeb 880° temperatuuril.

Keemilised omadused. Metalliline naatrium hapendub õhus väga kergesti, s. t. ühineb õhu hapnikuga ja moodustab naatriumhapendi (Na_2O).

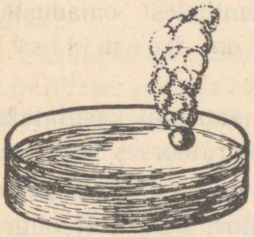
Tekkinud naatriumhapend reageerib kergesti õhu niiskusega ja moodustab aluse — naatriumhüdroksüüdi (NaOH):

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH.$$

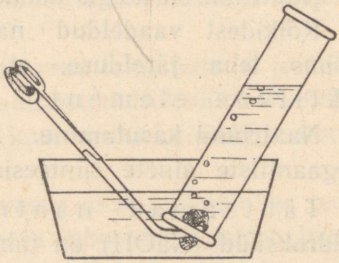
Selliselt saadud hüdroksüüd katab naatriumi pinna halli kirmega. Seetõttu ei saa naatriumi hoida õhu käes, vaid teda hoitakse petrooleumis või bensiinis. Õhus või hapnikus soojendatuna põleb naatrium kollase leegiga. Leegi kollane värvus on naatriumi olemasolu tunnuseks keemilistes ühendites.

Kui metalliline naatrium asetada vette (joon. 22 ja 23), siis ta ujub vee pinnal ja reageerib sellega energiliselt, kusjuures eraldub vesinik ja tekib naatriumhüdroksüüdi lahus vees.

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2.$$



Joon. 22. Naatriumi toime veesse.



Joon. 23. Vee lagundamine naatriumi poolt ja vesiniku kogumine.

Vee ja naatriumi vahelisel reaktsioonil eraldub soojust, mistõttu naatrium sulab ja muutub tilgaks-keraks, mis liigub vee pinnal edasiaetuna tekkivast vesinikust. Naatriumikerake väheneb järjest ja lahusesse läheb NaOH, mis on nähtav viirgudena. Lõpuks kleepub naatriumitükike tavaliselt klaasnõu seina külge. Seejuures naatriumi temperatuur tõuseb sellisel määral, et ta süttib kollase leegiga ja pritsub laiali.

Kui naatriumitükike ei ole pinnalt naatriumhüdroksüüdist puhastatud, siis tekib plahvatus, mistõttu tuleb enne katset naatriumitükike alati koorikust vabastada ja puhtaks pühkida. Katse ajal ei tohi näoga nõu ligidale kummarduda. Katseks on soovitav võtta tikupea suurune naatriumitükike.

Naatrium ühineb väga kergesti klooriga, joodiga, väävliga, fosforiga jt. elementidega. Sageli nende reaktsioonide puhul tekib leek ja toimuvad plahvatused:

$$2Na + Cl_2 = 2NaCl;$$

$$2Na + S = Na_2S.$$

Naatrium reageerib energiliselt hapetega, näiteks soolhappega (HCl), mille juures eraldub vesinik ja tekivad soolad.

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

Naatrium on kõigis ühendites ühevalentne.

Kõikidest vaadeldud naatriumi keemilistest omadustest võime teha järelduse, et naatrium on keemiliselt aktiivne element.

Naatriumi kasutamine. Metallilist naatriumi kasutatakse orgaaniliste ainete sünteesimisel ja laboratoorses praktikas.

Tähtsamad naatriumi ühendid. **Naatriumhüdroksüüd** (NaOH) on tahke, kristalliline, äärmiselt hügroskoopne aine. Õhust süsihappegaasi neelates muutub ta süsihapuks naatriumiks (Na_2CO_3):

$$2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O.$$

Selle tõttu peab naatriumhüdroksüüdi hoidma hermeetiliselt suletud nõus.

Naatriumhüdroksüüd lahustub hästi vees ja tema vesilahusel on tugevasti leelisene reaktsioon. Sööbeleelisena (NaOH) mõjub ta hävitavalt mitmesugustele ainetele, nagu nahk, puu, paber, riie jne. Kui naatriumhüdroksüüdi lahus satub käele või kehale ja teda otsekohe ära ei pesta, siis võivad tekkida haavad. Seepärast ei tohi palja käega puutuda kristallilist naatriumhüdroksüüdi või selle lahust.

Naatriumhüdroksüüdi valmistatakse tehnikas määratutes kogustes peamiselt kloornaatriumi vesilahuse elektrolüüsimisel. Protsessi iseloomustavad järgmised skemaatilised reaktsiooni võrrandid (tegelikult on reaktsioon keerulisem):

$$2NaCl = 2Na + Cl_2\uparrow ;$$

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow .$$

Väikesel hulgal valmistatakse naatriumhüdroksüüdi kustutatud lubja toimel sooda lahusesse:

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 = 2NaOH + CaCO_3.$$

Reaktsiooni täielikumaks toimumiseks tuleb lahust soojendada.

Süsihapu kaltsium ($CaCO_3$) on vees lahustumatu ja teda saab filtreerimisega kõrvaldada. Naatriumhüdroksüüdi (NaOH) lahust aurutatakse malmkateldes kuni tahke produkti saamiseni.

Naatriumhüdroksüüdi (igapäevases elus nimetatakse teda seebikiviks) tarvitatakse tööstuses ja laboratooriumides laialdaselt. Suurel hulgal kasutatakse teda seebi keetmisel, naftaproduktide puhastamisel, tehissiidi valmistamisel, keemiatööstuses metallilise naatriumi saamiseks, klaasitööstuses jm.

Süsihapu naatrium. Üldise nime all «sooda» tuntakse kaht süsihaput naatriumi: kristalliline sooda ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ — pesusooda) ja kaltsineeritud sooda (Na_2CO_3). Sooda on vees hästi lahustuv sool leelise omadustega. Ta on keemiapõhitööstuse tähtsamaid produkte. Teda kasutatakse mitmesuguste naatriumisoolade valmistamise lähteainena. Tähtsamad neist on hapu väävlishapu naatrium ($NaHSO_3$), hapu süsihapu naatrium ehk söögisooda ($NaHCO_3$), booraks ($Na_2B_4O_7$) jt.

Soodat kasutatakse suurtes kogustes seebi keetmiseks, klaasi-, paberi- ja nahatööstuses, samuti võib ta olla lähteaineks tähtsama leelise — naatriumhüdroksüüdi (NaOH) valmistamisel. Soodat kasutatakse ka arstiteaduses, karastavate jookide valmistamisel jne.

Kloornaatrium ehk keedusool (NaCl) on suure tähtsusega meie elus. Kõigepealt on ta meile tähtis maitseainena. Meie organism vajab teatavat hulka keedusoola ja selle puudumine kahjustab organismi tegevust. Keedusool on tähtis ka kon-

serveeriva ainena, mis võimaldab säilitada paljusid kiiresti riknevaid toiduaineid nagu liha, võid, kala jne.

Keedusoola kasutatakse laialdaselt mitmesugustes tööstusharudes, nagu värvimisel, seebi-, klaasi- ja soodatööstuses, soolhappe valmistamisel, kloori tootmisel jne. Seepärast toodetakse keedusoola määratutes kogustes tema looduslikest leiukohtadest.

2. Kaalium — *Kalium.*

Keemiline sümbol K, aatomkaal 39,096.

Kaalium asetseb Mendelejevi tabelis esimese rühma neljandas reas. Metallilist kaaliumi saadi esmakordselt 1807. a. elektrolüüsi teel.

Kaalium looduses. Kaaliumi ühendid on looduses üsna laialt levinud peamiselt KCl ja K_2SO_4 näol merevees ja lisandina kivisoolalademetes. Mitmesuguste anorgaaniliste ühenditena esineb kaalium mulla ja kivimite koostises, nagu vilgukivis, põldpaos jms. Kivimite porsumise tagajärjel tekivad lahustuvad kaalisoolad. Kaalisoolade leiukohti esineb harva. Tähtsamad looduslikud kaaliumiühendid on sülviniit, mis sisaldab NaCl ja KCl, ning karnalliit, mis sisaldab KCl ja $MgCl_2$.

Esimese Maailmasõja eel oli tuntumaks kaalisoolade leiukohaks Stassfurt (Magdeburgi ligidal Saksamaal). Saksamaa vedas kaalisoolasid väetusainena kõikidesse maailma maadesse ja oli sellel alal õieti monopolist. Mahajäänud tsaari-Venemaa pidi kaalisoola samuti Saksamaalt sisse vedama.

Juba 1916.—1917. a. avastati Kama jõe ülemjooksul kaalisoolade olemasolu, kuid tehnilise mahajäämuse ja kapitalistliku korra tõttu ei võimaldatud õpetlastel neid lademeid laialdasemalt uurida. Pärast Suurt Oktoobrirevolutsiooni muutus olukord Venemaal ja maapõuevarad läksid üle rahva

omanduseks, mis andis võimaluse teostada laialdasi maapõuevarade uurimisi.

NSV Liidu sotsialistlikule põllumajandusele on kaaliväetised määratu tähtsusega. Seepärast organiseeris Nõukogude valitsus laialdasi teaduslikke uurimistöid kaalisoolalademete leidmiseks. Need tööd andsid tulemusi: 1926. a. avastasid akadeemik Kurnakov ja insener Preobraženski Kama jõe ülemjooksul kaalisoolalademeid, mis on rikkalikemad maailmas. Tuleb märkida, et a. 1935 avastati veel Lõuna-Uurali soolamassiivides kaalisoolalademed. Peale selle on suured kaalisoolalademed Kesk-Aasias, Ukrainas jm.

Mineraalväetiste tootmise toorainete poolest on NSV Liit esimesel kohal maailmas. Meie kodumaa ei olene enam välismaast, vaid ekspordib ise kaalisoola teistesse maadesse. Uue, neljanda stalinliku viisaastaku lõpuks ületab kaalisoola toodang 1,3 korda sõjaeelse toodangu.

N. S. Kurnakov.

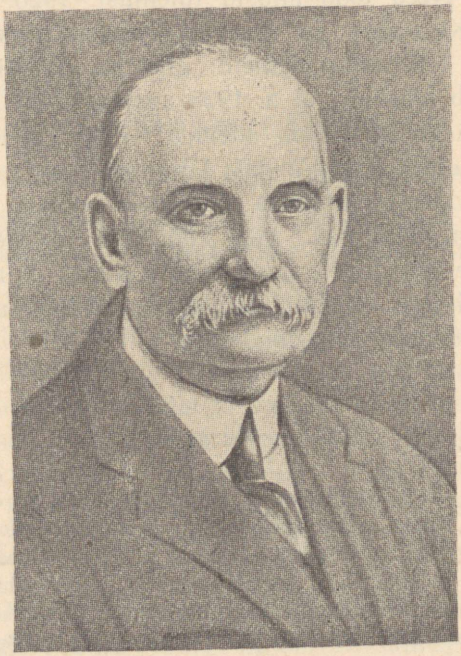
Akadeemik Nikolai Semjonovitš Kurnakov sündis 6. detsembril 1860 Nolinski linnas Vjatka kubermangus. Ta õppis Nižni-Novgorodi (nüüd: Gorki) sõjaväegümnaasiumis, mille lõpetas a. 1877. Juba gümnaasiumiõpilasena tundis ta erilist huvi keemia vastu ja seadis kodus sisse väikese koduse laboratooriumi. Gümnaasiumi lõpetamise järel astus Kurnakov Peterburi Mäeinstituuti, mille lõpetas a. 1882. Juba üliõpilasena tegi ta teaduslikke töid ja pärast lõpetamist jäeti ta instituudi juurde töötama keemia alal. A. 1893 määrati ta anorgaanilise keemia kateedri professoriks. A. 1913 valiti akadeemikuks. Ta tundis eeskujulikult mitmeid tööstusharusid, milledega ta oli kontaktis kogu oma eluaja. A. 1916 võttis Kurnakov osa ekspeditsiooni organiseerimisest Kara-Bogazi lahe juurde, et uurida selle soolatagavarade kasutamist naatriumsulfaadi tootmiseks.

Tsaarivalitsus aga ei tundnud huvi Kurnakovi uurimiste vastu ega andnud talle vajalikku abi.

Pärast Oktoobrirevolutsiooni said Kurnakovi uurimised NSV Liidu maapõuevarade alal teise hoo.

A. 1918. asutas Kurnakov Kara-Bogazi lahe uurimise komitee ning järgmisil aastail organiseeris ta suure ekspeditsiooni selle lahe äärde Nõukogude valitsuse igakülgse toetuse ja abiga.

V. I. Lenin tundis suurt huvi Kurnakovi tööde ja uurimiste vastu maailma suurima loodusliku glaubrisoola-leiukoha kasutamise alal.



N. S. Kurnakov (1860—1941).

Kurnakov tõstis üles kodumaise kaalisoola küsimuse. Ta hakkas koos oma õpilastega uurima kaaliumi sisaldavaid mineraale, mida leidus Kama jõe ülemjooksul. Ta oletas, et selles piirkonnas peab kahtlematult leiduma kaalisoola lademeid, millel on mitte ainult teaduslik, vaid ka suur rahvamajanduslik tähtsus. Tsaarivalitsus ei pööranud sellele vajalikku tähelepanu.

Kurnakovi unistused täitusid alles pärast Oktoobrirevolutsiooni. Nõukogude valitsuse ülesandel teostati laialdane uurimine Kama jõe ülemjooksul ja a. 1926 avastati maailma suurimad kaalisoolalademed.

Kurnakov pani aluse üldise keemia uuele harule — füüsilis-keemilisele analüüsile, mis annab keemikutele ja inseneridele aine uurimise uue meetodi. Kurnakovi teaduslike tööde arv ulatub üle 200; need puudutavad kõige laialdasemaid küsimusi nii teoreetilises kui ka praktilises keemias.

Kurnakov oli kuni oma elu lõpuni Teaduste Akadeemia Üldise ja Anorgaanilise Keemia Instituudi juhatajaks.

Nõukogudemaa hindas kõrgelt akadeemik Kurnakovi töid. A. 1930 määrati talle esimene Mendelejevi preemia. A. 1939 anti talle Tööpunalipu orden tema saavutuste eest keemia alal. Tema 80. sünnipäeva tähistas NSV Liidu valitsus teenelise teadlase nimetuse andmisega. A. 1941 määrati talle tööde eest füüsilises keemias Stalini preemia.

Akadeemik N. S. Kurnakov suri 19. märtsil 1941.

Kaaliumi saamine. Käesoleval ajal saadakse kaaliumi kaaliumhüdroksüüdi elektrolüüsil. Metallilist kaaliumi kasutatakse peamiselt keemialaboratooriumides.

Füüsilised omadused. Füüsiliste omaduste poolest sarnaneb kaalium naatriumiga. Ta on hõbevalge pehme metall. Teda saab lõigata noaga nagu vaha; ta on veest kergem — erikaaluga 0,86, sulab 63° temperatuuril ja keeb 760° temperatuuril.

Keemilised omadused. Kaalium on keemiliselt aktiivsem kui naatrium. Ta hapendub õhus kiiremini ja energilisemalt, moodustades seejuures kaaliumhapendi (K_2O).

Teda tuleb hoida nagu naatriumigi puhtas petrooleumis või bensiinis, parem aga parafiinõlis Ta süttib kergesti ja põleb violetse leegiga. Kaaliumi soolad värvivad leegi violetseks, millist tunnusmärki saab kasutada kaaliumi määramiseks tema ühendites.

Vette asetatult reageerib kaalium tormiliselt veega, mille tagajärjel eraldub vesinik ja tekib kaaliumhüdroksüüd (KOH). Reaktsioonil eralduva soojuse tõttu süttib niihästi vesinik kui ka kaalium. Põlemine lõpeb väikese plahvatusega. Katse

jaoks tuleb võtta tikupea suurune tükike kaaliumi. Reaktsioon toimub järgmise võrrandi järgi:

$$2K + 2H_2O = 2KOH + H_2\uparrow .$$

Kaalium põleb samuti nagu naatrium hapnikus, klooris, väävli aurus ja fosfori aurus, moodustades naatriumi vastavate ühenditega väga sarnaseid ühendeid. Kõikides ühendites on kaalium alati ühevalentne.

Tähtsamad kaaliumi ühendid. **Kaaliumhüdroksüüd** (KOH) on valge kristalliline mass, mis õhu käes ahnelt neelab niiskust, ise seejuures veeldudes, ja samuti ka süsihappegaasi. Kaaliumhüdroksüüdi vesilahus on sööbiv vedelik ja tugev leelis, teeb käed libedaks ja mõjub hävitavalt orgaanilistele kudedele nagu naatriumhüdroksüüdki.

Kaaliumhüdroksüüdi saadakse kloorkaaliumi elektrolüüsimise teel. Kasutatakse kaaliumhüdroksüüdi vedela seebi valmistamiseks, mitmesuguste kaaliumisoolade saamiseks ja keemialaboratooriumides.

Kloorkaalium (KCl) on valge kristalliline aine. Lahustub hästi vees. Looduses leidub mineraali sülviinina. Kasutatakse väetusainena.

Süsihapu kaalium ehk potas (K_2CO_3) on valge kristalliline aine, vees hästi lahustuv. Sisaldub lambahigis ja taimede tuhas. Suurimal määral leidub teda päevalilletuhas (umbes 55% K_2CO_3), väiksemal määral õlgede ja puutuhas. Tuhast toodetakse teda leotamise (lahustamise) teel. Tsaari-Venemaal toodeti potast päevalilletuhast kuni 33 000 tonni aastas. Selle väärtusliku väetusainega aga toimiti imelikult — teda eksporditi välismaale ja asemele veeti Stassfurdi kaalisoola.

Praegu toodetakse potast samal viisil nagu soodat.

Ülejäänud kaaliumisoolasid käsitleme edaspidi vastavate hapetega koos.

Kaaliväetised. Kaalium on vajalik taimede koostusosa. Üks tonn nisu võtab mullast umbes 5 kg kaaliumhapendit (K_2O). Seepärast on mulla viljakuse säilitamiseks tarvis kaaliumisisaldust mullas täiendada kaaliväetiste andmise teel.

Muld sisaldab tunduvaid koguseid kaaliumi, keskmiselt 20—30 tonni (arvestatuna K_2O) hektaari kohta, s. t. palju kordi rohkem, kui viljasaak seda põllult ära viib. See kaalium aga esineb mullas peamiselt raskesti lahustuvate ühendite kujul ja ei ole taimedele kättesaadav. Seepärast on kaaliumi lahustuvate soolade mulda viimine põllumajanduse seisukohalt olulise tähtsusega.



Joon. 24. Kaalisoolade mõju odra arenemisele.

Kaaliväetistena kasutatakse laialdaselt jahvatatud sülviniiti, mis sisaldab 10—17% K_2O.

Heaks kaaliväetiseks on ka puutuhk. See sisaldab keskmiselt 10% K_2O ja peale selle teisi taimedele vajalikke elemente — fosforit ja kaltsiumi.

Tihti ei leia tuhk vajalikku kasutamist. Harilikult visatakse ta ebamajanduslikult minema ja läheb väetisena kaduma. Selline suhtumine tuhasse on seletatav ainult elanikkonna ebateadlikkusega tuha väärtuse kohta. Kaaliumisisalduse poolest ei jää mõned tuhaliigid põrmugi maha sellistest kaaliväetistest nagu sülviniit ja isegi kaalisool.

Järgnevalt toodud tabel annab pildi taimetoitainete sisaldusest tuhas.

Tabeli andmed näitavad, et tuha kogumisele, säilitamisele ja kasutamisele on tarvis osutada kõige tõsisemat tähelepanu. Tuleb organiseerida ühiskondlik tuha kogumine ja õige säilitamine. Tuhk annab väetisena häid tulemusi kõikidel muldadel, kõige efektiivsemalt mõjub ta aga kaaliumivaestel muldadel: liivastel, kergetel liiv-savistel, leetelistel ja happelistel muldadel.

Tuha liik	100 osas tuhas sisaldub		
	kaalium-hapendit K_2O	fosfor-hapendit P_2O_5	lupja CaO
Kuusepuutuhk	10,02	4,12	40,40
Männipuutuhk	10,05	2,83	46,14
Kasepuutuhk	17,85	5,07	61,55
Tammetuhk	13,05	1,14	77,92

Kaaliumi vajavad kõik taimed, eriti nõudlikud on aga kaaliumi suhtes juurviljad (peet, kartul), teised köögiviljad, luhataimed, lina, oder, samuti viljapuud.

3. Naatriumiga ja kaaliumiga sarnanevad elemendid.

Leelismetallide hulka kuuluvad peale naatriumi ja kaaliumi veel liitium, rubiidium ja tseesium. Vaatleme lühidalt nende omadusi ja iseärasusi.

Liitium (Li). Liitiumi aatomkaal on 6,94, ta on kergem kõigist teistest metallidest; erikaal on 0,53. Ta ujub isegi petrooleumi pinnal. Liitium on hõbevalge värvusega; õhus hapendub ta ja annab liitiumhapendi (Li_2O). Reageerib otseselt veega, kusjuures tekib vesinik ja liitiumhüdroksüüd (LiOH). Viimane lahustub vees hästi. Liitiumi leidub paljude taimede tuhas, eriti tubaka- ja suhkrupeedivarte tuhas, alati aga väga väikestes kogustes. Looduses leidub teda mõnedes mineraalides.

Rubiidium (Rb). Rubiidiumi aatomkaal on 85,48. Ta on hõbeda värvusega metall erikaaluga 1,53. Õhus hapendub ja süttib kergesti. Veega reageerib tormiliselt, kusjuures tekib rubiidiumhüdroksüüd (RbOH), millel on tugevad leelise omadused. Rubiidium on energilisem metall kui liitium, naatrium ja kaalium. Teda leidub väga harva.

Tseesium (Cs). Tseesiumi aatomkaal on 132,91; erikaal 1,87. Tseesium on metallidest kõige energilisem ja aktiivsem, õhus süttib ise, vees plahvatab silmapilkselt.

4. Leelismetallide loomulik rühm.

Liitium, naatrium, kaalium, rubiidium ja tseesium moodustavad keemiliste elementide loomuliku rühma, mida nimetatakse leelismetallide rühmaks, sest neil on rida ühiseid omadusi. Leelismetallid on kõige tüüpilisemad metallide esindajad. Nende metallilised omadused on väljendatud eriti teravasti. Kõik nad hapenduvad kergesti ja seetõttu ei esine looduses vabal kujul, vaid ainult ühenditena, peamiselt kloorsooladena (NaCl, KCl, LiCl). Leelismetallide kloorsoolasid leidub looduses kas lademetena või merevees.

Kui asetada leelismetallid ritta aatomkaalude tõusu järjekorras (Li, Na, K, Rb ja Cs), siis märkame selles reas pidevat erikaalude suurenemist, kuna sulamis- ja keemistemperatuurid alanevad. Hapendumisel moodustavad need metallid hapendeid, mis vees lahustudes annavad tugevaid leelisi, nagu NaOH, KOH, LiOH jne. Kõik selle rühma metallid on ühevalentsed. Nad reageerivad energiliselt veega ja põlevad hapnikus, kusjuures nende keemiline aktiivsus kasvab aatomkaalu suurenemisega.

Kokku võttes võime öelda, et Li, Na, K, Rb ja Cs, moodustades loomuliku elementide rühma, on paljudes omadustes üksteisega sarnanevad, osalt aga ka erinevad.

Sarnasteks omadusteks on neil järgmised: nad on kerged metallid, pehmed (neid saab noaga lõigata), hapenduvad kergesti, lagundavad energiliselt vett, moodustades leelisi (selle reaktsiooni puhul eraldub veest vesinik); nad on ühevalentsed, looduses leidub neid peamiselt kloorsooladena.

Nendevaheline e r i n e v u s seisab selles, et aatomkaalude muutumisega muutuvad ka nende füüsilised ja keemilised omadused.

Suurema näitlikkuse saamiseks toome nende omaduste loetelu alljärgnevas tabelis, kus on võimalik võrrelda nii nende sarnanevaid kui ka erinevaid omadusi.

	Liitium	Naatrium	Kaalium	Rubiidium	Tseesium
Keemiline sümbol	Li	Na	K	Rb	Cs
Aatomkaal	6,94	22,997	39,096	85,48	132,91
Erikaal	0,53	0,97	0,86	1,53	1,87
Sulamistemperatuur	186°	98°	63°	38,5°	28°
Keemistemperatuur	1336°	880°	760°	700°	670°
Valents	1	1	1	1	1
Hapendid	Li_2O	Na_2O	K_2O	Rb_2O	Cs_2O
Hüdroksüüdid	LiOH	NaOH	KOH	RbOH	CsOH
Aluste iseloom	T u g e v a d l e e l i s e d				
Elemendi reageerimine veega	rahulikult	energiliselt	üsna energiliselt	tormiliselt	väga tormiliselt isesüttimisega
Annavad põleti leegile värvuse	vabarnpunase	kollase	violetse	violettpunase	sinise
Tähtsamad looduslikud ühendid	LiCl	NaCl	KCl	haruldased mullad	

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Anda leelismetallide lühike iseloomustus, ära näidates: a) neile iseloomulikud füüsilised omadused, b) leelismetallide keemilised põhiomadused, c) reageerimine veega ja õhu hapnikuga, d) nende poolt moodustatavad hapendid, hüdroksüüdid ja viimaste omadused.

2. Mispärast naatrium ja kaalium said leelismetallide nimetuse? Millistest omadustest see nimetus on tingitud?

3. Nimetada naatriumi ja kaaliumi tähtsamad looduslikud ühendid ja nende otsene praktiline kasutamine.

4. Kus peamiselt kasutatakse naatrium- ja kaaliumhüdroksüüdi?

5. Mispärast tuleb leelisi hoida hermeetilises nõus? Milleks nad muutuvad vastasel korral?

6. Kui palju süsihaput naatriumi tuleb võtta, et toimides temasse lubjapiimaga saada 28 kg naatriumhüdroksüüdi?

7. Mitu grammi naatriumhüdroksüüdi tekib ühe gramm-aatomi naatriumi reageerimisel veega?

8. Mitu g-moli kaaliumhüdroksüüdi tekib 3,9 g kaaliumi reageerimisel veega?

9. Kas saavad olla samas lahuses üheaegselt: a) NaOH ja KOH, b) KOH ja H_2SO_4, c) NaOH ja $CuSO_4$? Põhjendada oma vastust ja tuua vastavate reaktsioonide võrrandid.

10. Mitu grammi vesinikku võib saada 2,3 g naatriumi toimel soolhappesse, mida on ülehulgas? Mitu grammi soola seejuures tekib?

11. Lahuses on üks g-mol naatriumhüdroksüüdi. Mitu g-moli a) lämmastikhapet, b) väävelhapet, c) ortofosforhapet kulub selle lahuse neutraliseerimiseks?

12. Mitu liitrit süsihappegaasi võib neelata 56 g kaaliumhüdroksüüdi? (1 liiter CO_2 kaalub normaaltingimustel 1,96 g.)

VI peatükk.

Halogeenide rühm.

Halogeenide rühma kuuluvad fluor F, kloor Cl, broom Br ja jood J. Need elemendid kannavad halogeenide, s. t. «soolasünnitajate» nimetust. See nimetus on tingitud nende omadusest ühineda vahetult metallidega, andes soolasid.

Kõik neli elementi on tüüpilised mittemetallid ning neil on palju ühiseid ja sarnaseid omadusi. Nende sarnaste omaduste põhjal paigutas Mendelejev neid keemiliste elementide perioodilise süsteemi VII rühma.

Halogeenide rühma kuuluvate elementide käsitlemist alustame selle rühma kõige tähtsama esindaja klooriga.

1. Kloor — *Chlorum.*

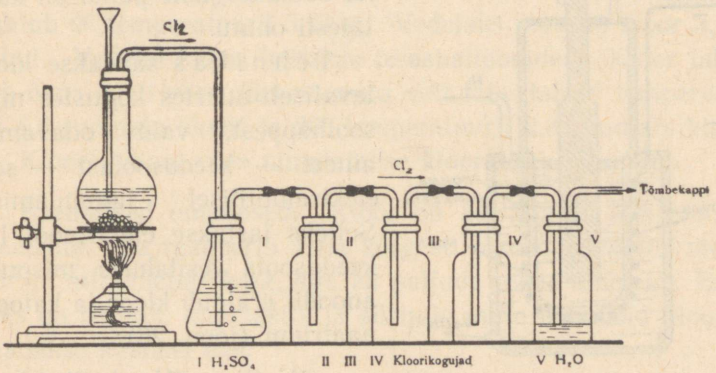
Keemiline sümbol Cl, aatomkaal 35,457.

Kloor asetseb Mendelejevi tabelis seitsmenda rühma kolmandas reas. Kloori saadi vabas olekus esmakordselt 1774. a. Kaua aega arvati, et kloor on liitaine. Alles 1810. a. tehti kindlaks, et kloor on keemiline element.

Kloor looduses. Kloori kui suure keemilise energiaga ja aktiivsusega ainet ei leidu looduses vabal kujul, sest ta astub väga kergesti teiste elementidega ühendusse. Mitmesuguste keemiliste ühendite näol on aga kloor väga levinud. Tema

peamised looduslikud ühendid on metallide kloriidid: kloornaatrium (NaCl), kloorkaalium (KCl) jt. Nendest ainetest oli juttu eelmises peatükis.

Kloori saamine. Laboratooriumides saadakse kloori soolhappest mitmesuguste hapendajate toimel, s. t. selliste ainete toimel, mis oma hapniku kergesti ära annavad. Viimane ühineb soolhappe vesinikuga ja vabastab kloori. Hapendajana võib võtta permangaanhaput kaaliumi ($KMnO_4$), mangaankahelishapendit (MnO_2), bertolee soola ($KClO_3$) või kaaliumdikromaati ($K_2Cr_2O_7$).



Joon. 25. Kloori saamine laboratooriumis.

Vaatleme kloori saamise reaktsioone.

1. Kui valada mangaankahelishapendile soolhapet, siis juba harilikul temperatuuril algab kloori eraldumine, mis muutub intensiivsemaks soojendamisel. MnO_2 ja HCl vahel toimub asendusreaktsioon (mangaan ja vesinik asendavad teineteist).

Alguses tekib kloormangaan(IV):

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

Soojendamisel $MnCl_4$ laguneb:

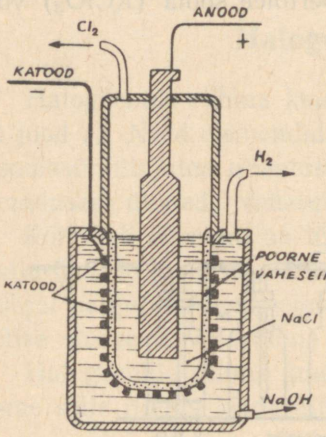
$$MnCl_4 = MnCl_2 + Cl_2.$$

Võrrandist nähtub, et võetud mangaankahelishapendist tekivad lõpptulemusena kloormangaan(II) ja kloor (joon. 25).

2. Reaktsioon soolhappe ja bertolee soola vahel toimub järgmiselt:

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

Toodud reaktsiooni teostamiseks tuleb võtta ainult mõni kristallike bertolee soola, kuna suuremate bertolee soola koguste puhul tekib kergesti kardetav plahvatus. Väikeste bertolee soola koguste puhul on katse täiesti ohutu.



Joon. 26. Kloori tehniline saamine.

T e h n i k a s saadakse kloori tavaliselt suurtes kogustes mitte soolhappest, vaid odavamast ainest — keedusoolast — selle elektrolüütilisel lagundamisel. Selleks lastakse elektrivool läbi keedusoola vesilahuse, mispuhul anoodil eraldub kloor ja katoodil naatrium (joon. 26):

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

Eralduv naatrium reageerib kohe veega, moodustades naatriumhüdroksüüdi:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow .$$

Peale selle on veel rida teisi kloori saamise viise, mida käsitellakse keemilise tehnoloogia erikursustel.

Füüsilised omadused. Kloor on metalloid. Harilikul temperatuuril on ta kollakasroheline, terava lämmatava lõhnaga gaas. Gaasilise kloori molekul koosneb kahest kloori aato-

mist: Cl_2. Tema nimetus on tuletatud kreekakeelsest sõnast «*chloros*», mis tõlkes on «roheline». Kloor on mürgine gaas. Väikeste kloori kontsentratsioonide sissehingamine põhjustab tugevat kõri, nina ja hingamisteede limanahkade ärritust, tekitab valu kopsudes, köha, nohu ja isegi veresülitamist. Suured kloorikogused põhjustavad sissehingamisel surma. Seepärast peab klooriga katsetades olema ettevaatlik. Kõik katsed klooriga tuleb tema mürgisuse tõttu teostada tõmbekapis. Viimase puudumisel tuleb kloori valmistada ainult väikestes kogustes.

Kloor on umbes 2,5 korda õhust raskem. 1 liiter kloori kaalub 0° temperatuuril 3,21 g. Vedelaks muutub kloor 3,7 at rõhul. Vedelat kloori hoitakse terasballoonides. Kloor lahustub üsna hästi vees: üks ruumala vett lahustab 0° temperatuuril 4,6 ruumala kloori ja 20° temperatuuril 2,3 ruumala kloori. Kloori lahust vees nimetatakse **kloorveeks.**

Keemilised omadused. Kloor on keemiliselt aktiivsemaid elemente. Ta reageerib üsna kergesti peaaegu kõikide metallide ja mittemetallidega, aga ka paljude teiste ainetega. Erandiks on hapnik, lämmastik ja süsinik, mille ühendeid klooriga saadakse kaudsel teel.

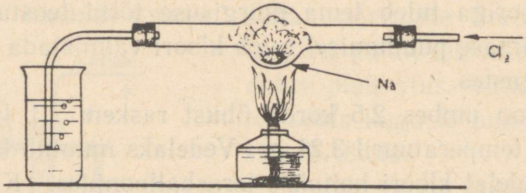
Kloori omadustega tutvumiseks teostame mõned katsed.

K a t s e 1. Kuulikesega klaastorusse paigutame tükikese metallilist naatriumi ja läbi toru kloori lastes hakkame naatriumi soojendama (joon. 27). Naatrium «põleb» klooris heleda leegiga ja toru seintele sadestub valge pulber, mis on keedusool. Naatriumi ja kloori ühinemisreaktsioon toimub vastavalt järgmisele võrrandile:

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

Metallide ja teiste ainete ühinemisreaktsioonil klooriga eraldub alati soojust. Sellised reaktsioonid on keemilisest

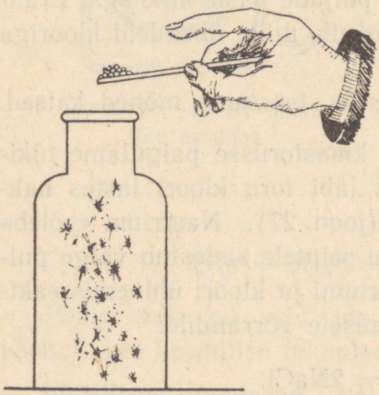
seisukohast täiesti analoogilised mitmesuguste ainete põlemisega hapnikus. Järelikult tuleb meil laiendada põlemise mõistet. Selle põhjal võime öelda, et p õ l e m i s e k s võime nimetada m i n g i a i n e j a g a a s i v a h e l t o i m u v a t r e a k t s i o o n i, m i l l e p u h u l e r a l d u b s o o j u s t j a v a l g u s t.



Joon. 27. Naatriumi põlemine klooris.

K a t s e 2. Kloori sisaldavasse purki puistame eelnevalt kuumutatud rauapuru ja kohe näeme, et rauapuru põleb pimestavate sädemetena ning tekib kloorraud (III), mis on pruuni värvusega (joon. 28).

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



Joon. 28. Rauapulbri põlemine klooris.

K a t s e 3. Järgmisse kloori sisaldavasse purki puistame antimoni (Sb) pulbrit. Antimon ühineb energiliselt klooriga, süttib seejuures ja põleb valge leegiga. Tekib viieliskloorantimon ($SbCl_5$) valge suitsu näol.

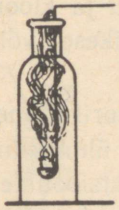
$$2Sb + 5Cl_2 = 2SbCl_5.$$

K a t s e 4. Paneme kloorisse eelnevalt puhastatud ja

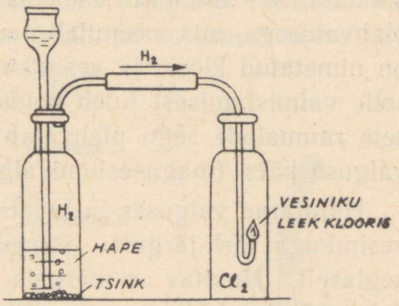
kuumendatud vasktraadikimbu (elektrijuhe «litse»). Kohe võib märgata rohelise suitsutaolise aine — kloorvase(II) tekkimist.

$$Cu + Cl_2 = CuCl_2.$$

Klooriga ühinevad energiliselt ka tina, kaltsium ja isegi kuld (õhukeste lehekeste näol). Metallide ühinemisel klooriga tekivad soolad, mida nimetatakse ka k l o r i i d i -



Joon. 29. Fosfori põlemine klooris.



Joon. 30. Vesiniku põlemine klooris.

d e k s, näiteks naatriumkloriid, raud(III)kloriid, antimon(V)-kloriid, vask(II)kloriid jne. Et kloor ühineb otseselt metallidega, siis on hakatud teda nimetama ka «soolasünnitajaks» ehk kreeka keele järgi «h a l o g e e n i k s».

K a t s e 5. Järgmisesse kloori sisaldavasse purki (joon. 29) viime lusikakesega veidi punast fosforit, mis seejuures ise süttib ja põleb nõrga leegiga, moodustades kolmeliskloorfosfori (PCl_3).

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

K a t s e 6. Eriti kergesti ühineb kloor vesinikuga. Selleks võtame vesiniku saamise seadise, proovime vesiniku

puhtust, süütame vesiniku gaasijuhtetoru otsas ja viime selle koos vesinikuleegiga kloorisse. Vesinik põleb seal edasi valge leegiga ja kloori värvus kaob (joon. 30). Tekib kloorvesinik (HCl) udupilvekese näol.

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl.$$

Kui segada võrdsed ruumalad kloori ja vesinikku ning segu süüdata, siis ühinevad mõlemad gaasid silmapilkselt tugeva plahvatusega, mis meenutab paukgaasi plahvatust. Järelikult on nimetatud kloori ja vesiniku segu ohtlik plahvatussegu ja selle valmistamisest tuleb hoiduda. Vesiniku ja kloori võrdsete ruumalade segu plahvatab ka ereda päikese- või kunstvalguse käes (magneesiumivalgus).

Hajutatud valguses ja tavalisel temperatuuril ühineb kloor vesinikuga järk-järgult. Pimeduses toimub ühinemine väga aeglaselt. Huvitav on märkida, et kloori reaktsioonidele avaldab määratut mõju veeauru või niiskuse juuresolu. Päris kuiv kloor ei reageeri metallidega, näiteks ta ei mõju kloori hoidmiseks kasutatavatele teraspudelitele. Vesi toimib siin nähtavasti katalüsaatorina, s. t. reaktsiooni kiirendajana.

K a t s e 7. Kloor reageerib aktiivselt mitte ainult vaba vesinikuga, vaid võtab vesiniku ära ka mitmesugustelt vesinikühenditelt.

Laseme põleva steariinküünla kloori sisaldavasse purki. Küünal põleb edasi tuhmi punaka leegiga ja eraldab suurel hulgal tahma. Kloor ühineb selle reaktsiooni puhul ainult steariini vesinikuga, moodustades kloorvesiniku; süsinikuga kloor ei ühine ja viimane eraldub tahma näol (joon. 31).

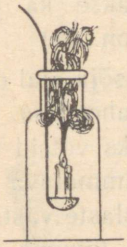
K a t s e 8. Kui lasta kloori sisaldavasse purki tärpentiiniga niisutatud filterpaberitükike, siis süttib tärpentiin

varsti iseenesest ja põleb punaka leegiga, andes seejuures tugevasti tahma. Toimub järgmine reaktsioon:

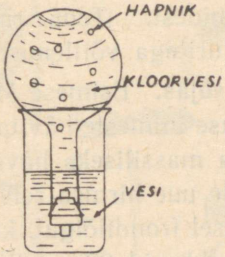
$$C_{10}H_{16} + 8Cl_2 = 10C + 16HCl.$$

K a t s e 9. Isegi selliselt püsivalt ühendilt, nagu vesi, võib kloor vesiniku ära võtta. Kui kloorveega kolb jätta ereda päikesevalguse kätte, siis mõne aja pärast kaob kloori kollane värvus ja kolbi koguneb teatav hulk hapnikku, lahusesse aga on tekkinud soolhape (joon. 32).

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



Joon. 31. Küünla põlemine klooris.



Joon. 32. Kloori toime veesse.



Joon. 33. Riide värvuse valastamine kloori poolt.

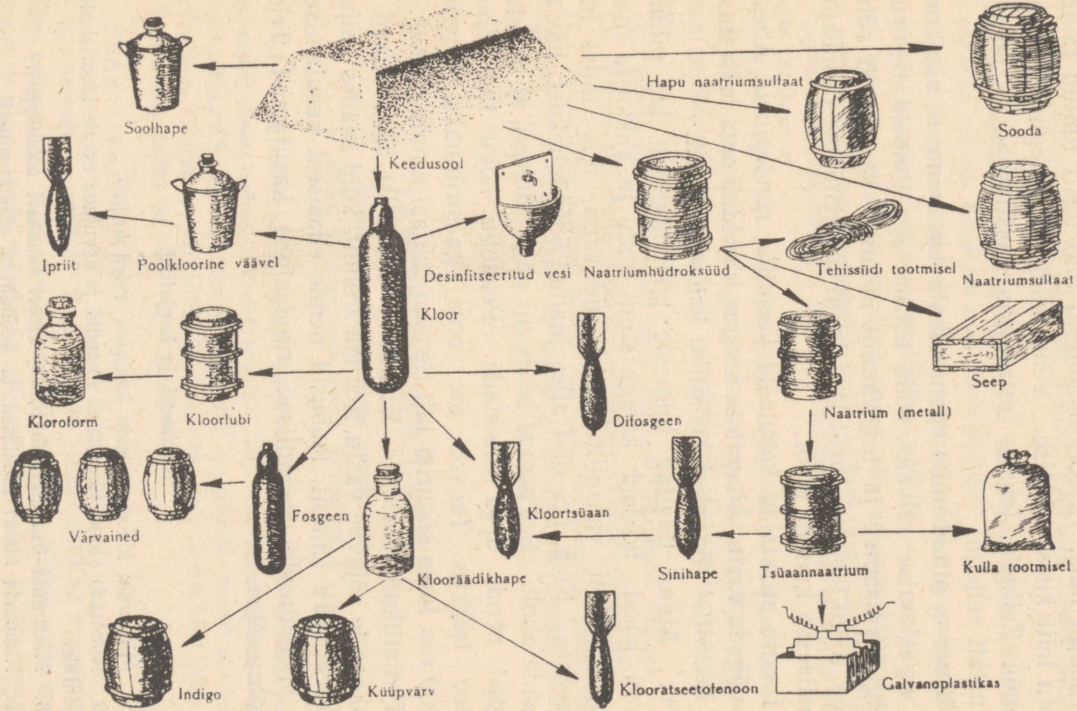
K a t s e 10. Nimetatud reaktsiooni tõttu on kloorvesi tugeva hapendava toimega, m i s p ä r a s t k l o o r v e s i või m ä r g k l o o r v a l a s t a b v ä r v e. Kui võtta ribake värvitud riiet, niisutada seda veega ja asetada kloori sisaldavasse purki (joon. 33), siis kaotab riie neil kohtadel, kus ta niiske on, kiiresti värvi. Kuiv riie kuivas klooris värvi ei kaota. Värvide valastumine niiskes klooris toimub selle tõttu, et kloori poolt veest eraldatav hapnik on tekkimise momendil («*in statu nascendi*») palju suurema

hapendava toimega kui õhu hapnik. Ta on tekkimise momendil atomaarne, s. t. kloorvees on üksikud vabad hapniku aatomid. Need vabad hapniku aatomid ühinevad värvainega ja hapendavad seda, mille tagajärjel värvained kaotavad oma värvuse.

Kloori kasutamine. Kloori kasutatakse mitmesugustes tööstusharudes. Eriti tähtsat osa etendab kloor värvainete ja arstirohtude valmistamisel. Rohkesti tarvitatakse kloori paberivabrikutes paberimassi pleegitamiseks. Edasi kasutatakse kloori tekstiiltööstuses kangaste pleegitamiseks. Kloor tapab mikroorganisme, mistõttu teda kasutatakse joogivee vabastamiseks mikroorganismidest. Teda rakendatakse ka põllumajanduses taimekahjuritega võitlemiseks (joon. 34).

Kloori kasutamine sõjas. Esimese Maailmasõja ajal omandas kloor kurva kuulsuse inimeste hävitamise vahendina. Vastase elavjõu kiireks ja massiliseks hävitamiseks võtsid saksa imperialistid tarvitusele uue hirmsa relva — lämmatava gaasi kloori. Ypern'i-lähedasel frondilõigul, kus sakslaste vastu seisid Prantsuse väed, hakkasid 22. aprillil 1915 liikuma saksa kaevikute poolt prantslaste suunas kollakas-rohelised klooripilved. Gaasirünnak oli täielikuks ootamatuseks Inglise ja Prantsuse vägedele. Sõdurid osutusid klooripilvede ees täiesti kaitsetuiks. Esimese gaasirünnaku tagajärjed olid kohutavad: üle 5000 laiba jäi lahinguväljale, kannatanute koguarv aga tõusis üle 15 000 inimese, kellel kõigil olid hingamisteede rasked vigastused. Esimesele gaasirünnakule järgnesid teised, milledel olid niisama kohutavad tagajärjed.

Sama aasta 31. mail teostati esimene gaasirünnak Vene vägede vastu Bolimovi all. Siberi polgu 4000 soldatist ja ohvitserist langes rivist välja üle 3000, nendest suri juba esimesel ööl 1500. Nii algas Saksa ülemjuhatuse poolt alustatud gaasisõda.



Joon. 34. Kloori ja tema ühendite kasutamine tehnikas.

Kloor aga ei osutunud selliseks kohutavaks relvaks, nagu ta esialgu näis. Kloori omadused olid hästi tuntud ja tema vastu leiti kiiresti kaitse. Vene teadlane, praegugi elav akadeemik Zelinski leiutas esimesena gaasitorbiku ja sõjavägi varustati sellega.

Kloor ei olnud nüüd enam kohutavaks inimeste hävitamise ja vigastamise relvaks, selle asemel aga ilmusid tegevusse veelgi hirmsamad ja tugevamini mõjuvad keemilised ründeained, nagu fosgeen, ipriit jt. Enamiku keemiliste ründeainete koostisesse kuulub kloor.

Itaalia anastajad kasutasid keemilisi ründeaineid Abessiinia vägede vastu. Abessiinia neegus kirjeldab oma mälestustes üht keemilist rünnakut fašistliku lennuväe poolt:

«... Algas hävitav inimeste pommitamine, kes pildusid relvad käest, hoidsid kätega silmi kinni ja kukkusid maha. Põhjuseks oli vaevaltmärgatav uduvihm, mis sadas meie sõjaväele. Kõik, kes olid alles jäänud õhurünnakust, hävitati gaaside poolt. Sel päeval hävis nii palju inimesi, et mul pole julgust nende arvu nimetada. Peaaegu kogu ras Sejuma armee hukkus Tacaze jõe orus gaasirünnaku ohvrina. 30 000 ras Imru sõdurist tuli Semieni tagasi ainult 15 000 ...»

Fašistlikud barbarid kasutasid keemilisi ründeaineid ka Nõukogude sõjaväe vastu Krimmi frondil, kuid saades mõjuva hoiatuse NSV Liidult, loobusid nende edasisest kasutamisest. Nii ei leidnudki keemilised ründeained kasutamist Teises Maailmasõjas.

Küsimusi ja harjutusi.

1. Mispärast kloori ei leidu looduses vabal kujul?
2. Nimetada kloori tähtsamad ühendid ja arvutada nende kloorisisaldus protsentides.
3. Missugust osa etendab MnO_2 kloori saamisel soolhappest?
4. Nimetada kloori füüsilised ja keemilised põhiomadused.

5. Mispärast kloor valastab ainult märga riiet?

6. Kui palju MnO_2 tuleb võtta 142 g kloori saamiseks soolhappest?

7. Mitu grammi kloori tekib 73 grammi soolhappe toimel bertolee soolasse?

8. Mida vajatakse peale kloorkaaliumi ja väävelhappe kloori saamiseks? Vastuses anda seletus. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

9. Mitu gramm-molekuli kloori on võimalik saada 8 gramm-molekuli kloorvesiniku reageerimisel mangaankahelishapendiga?

10. Missuguseid allpool loeteldud aineist võib kasutada kloori saamiseks: kloorkaalium, mangaankahelishapend, kloorkaltsium, lämmastikhape, kloormagneesium, väävelhape? Lähtudes nendest ainetest kirjutada kloori saamise reaktsioone.

11. 1914.—1918. a. imperialistlikus sõjas täheldati gaasirünnakutel klooriga, et a) värvimata raudesemed kattusid pruuni aine korraga, b) vaskesemed rohelise aine korraga ja c) taimede lehed valastusid. Seletada neid nähtusi.

12. Valada kloorvette NaBr-lahus. Seletada täheldatud nähtust.

13. Valada kloorvette NaJ-lahus. Seletada täheldatud nähtust.

14. Missugustel juhtudel näeme keemilist reaktsiooni järgmiste ainete kokkupuutel: a) tsink ja kloor, b) hapnik ja kloor, c) lämmastik ja kloor, d) plaatina ja kloor? Kirjutada reaktsiooni võrrandid.

LABORATOORSED TÖÖD.

Kloori saamine ja tema omadused.
(Kõik tööd teostada ainult tõmbekapis.)

Ette valmistada: seadis kloori saamiseks, katseklaasid, purgid, tükk pappi, klaasplaadike, bertolee sool ($KClO_3$), kontsentreeritud soolhape, $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, MnO_2, raua pulber, tükk raudplekki, vasest elektrijuhe, piirituslamp, filterpaber, tärpentiin $C_{10}H_{16}$, riba sinist puuvillriiet ning fuksiini, lakmuse, indigo ja nõrk $AgNO_3$ lahus.

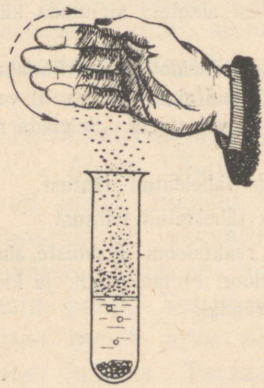
Tööde teostamine:

1. Asetage katseklaasi 2—3 bertolee soola ($KClO_3$) kristallikest ja valage neile mõned tilgad kontsentreeritud soolhapet. Jälgige eralduva gaasi värvust ja pange tähele selle lõhna. (Gaasi nuusutades ei tohi katseklaasi

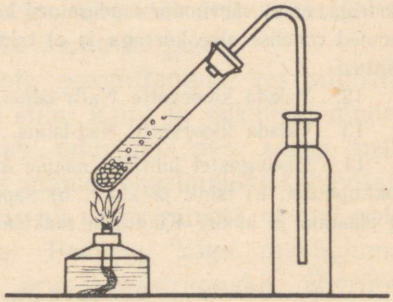
nina alla viia ega sügavalt hingata; hingata tuleb lühikeste tõmmetega, õhujuga käeliigutusega enese poole suunates. Vaata joonist 35.) Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Asetage katseklaasi 2—3 $KMnO_4$ kristallikest ja valage neile mõned tilgad kontsentreeritud soolhapet. Jälgige eralduva gaasi omadusi. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

3. Asetage katseklaasi 2—3 $K_2Cr_2O_7$ kristallikest ja valage neile mõned tilgad kontsentreeritud soolhapet. Soojendage kergelt. Jälgige eralduva gaasi omadusi. Kirjutage reaktsiooni võrrand.



Joon. 35. Kloori nuusutamise võte.



Joon. 36. Kloori saamine laboratooriumis.

4. Koostage joon. 36 kujutatud seadis. Asetage katseklaasi veidi mangaankahelishapendit ja valage sellele kontsentreeritud soolhapet. Sulgege katseklaas korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru, ja soojendage ettevaatlikult. Koguge eralduv kloor purkidesse, kattes neid klaasplaadikestega või papitükkidega.

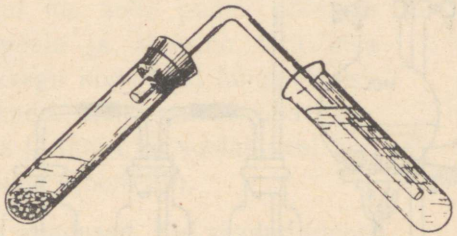
5. Puistake plekiriba otsalt kloori sisaldavasse purki eelnevalt soojendatud raua pulbrit. Jälgige raua põlemist. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

6. Võtke tükk vaskkiududest koosnevat elektrijuhet, kõrvaldage sellelt isolatsioon, soojendage piirituslambil juhtmest valmistatud «luud» hõõgkuumuseni ja asetage kloori sisaldavasse purki. Pange tähele vaskjuhtme põlemist. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

7. Niisutage filterpaberitükike tärpentiiniga ($C_{10}H_{16}$) ja asetage kloori sisaldavasse purki. Pange tähele tärpentiini süttimist ja suitsutaolise aine tekkimist. Kirjutage reaktsiooni võrrand. Seletage täheldatud nähtust.

8. Niisutage veega riba sinist puuvillriiet ja asetage kloori sisaldavasse purki. Mida täheldate? Seletage nähtust. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

9. Koostage joon. 37 kujutatud seadis. Asetage ühte katseklaasi veidi MnO_2 ja valage sinna niisama palju kontsentreeritud soolhapet. Teise katseklaasi valage $^3/_4$ mahtu vett. Soojendage esimest katseklaasi kergelt kuni kloori tekkimiseni ja juhtige kloori 3—5 minutit veest läbi. Saadud kloori lahus vees — kloorvesi — hoidke alal järgnevate katsete jaoks.



Joon. 37. Kloorvee saamine.

10. Valage kloorvett nelja katseklaasi. Esimesse lisage veidi sinise lakmuse lahust, teise valage pisut indigo või fuksiini lahust, kolmandasse valage mõni tilk sinist või lillat tinti ja neljandasse asetage tükike sinist puuvillriiet. Jälgige, mis toimub värvusega.

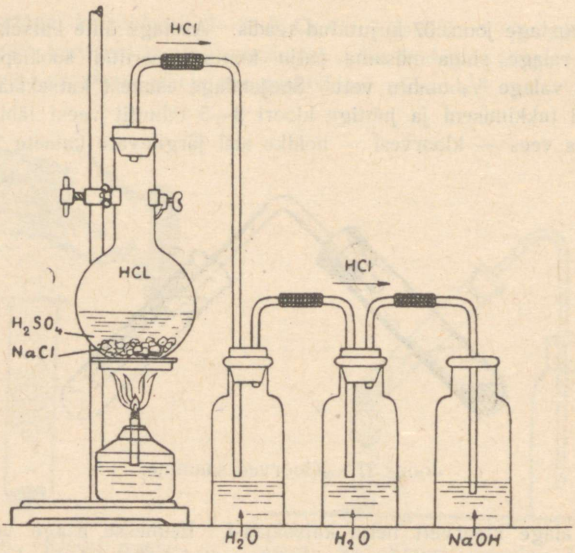
11. Valage veidi kloorvett katseklaasi ja lisage sellele mõni tilk lämmastikhaput hõbedat $AgNO_3$. Täheldage sademe tekkimist ja seletage, mis seda põhjustab.

Kloorvesinik ja soolhape. Kloorvesiniku saamine. Tähtsamaks kloori ühendiks on kloorvesinik (HCl). Me juba teame, et teda võib saada kloori otsesel ühinemisel vesinikuga. Harilikult aga saadakse teda väävelhappe toimel keedusoolasse (joon. 38).

Kui valada keedusoolale kontsentreeritud väävelhapet, siis juba harilikul temperatuuril hakkab eralduma kloorvesinik.

Nõrgal soojendamisel (mitte üle 450°), toimub reaktsioon selliselt, et tekib hapu väävelhapu naatrium:

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



Joon. 38. Kloorvesiniku saamine ja tema lahustumine vees.

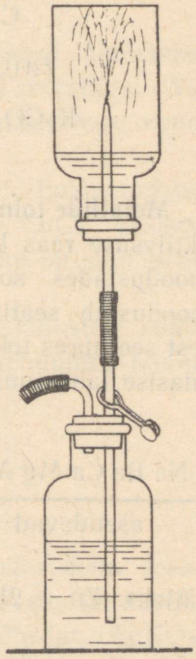
Kui teostada protsessi küllalt kõrgel temperatuuril, siis toimub kloorvesiniku tekkimine järgmise summaarse võrrandi järgi:

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

Tugeval soojendamisel (umbes 700°-ni) reageerib hapu väävelhapu naatrium veel ühe keedusoola molekuliga, moodustades normaalse väävelhapu naatriumi (Na_2SO_4):

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

Kloorvesiniku omadused. Kloorvesinik on värvusetu, terava sööbiva ja lämmatava lõhnaga gaas. Ta on poolteist korda õhust raskem. Õhu käes «suitseb», neelates niiskust ja moodustades väikesi soolhappetilgakesi. Kloorvesinik lahustub hästi vees: 1 ruumala vett lahustab 0^0 temperatuuril 507 ruumala HCl, 20^0 temperatuuril — 442 ruumala HCl. Kloorvesiniku lahustuvuse demonstreerimiseks tuleb võtta kuiv pudel, täita see kloorvesinikuga ja sulgeda korgiga, mida läbib klaastoru. Kui me selle pudeli pöörame põhjaga ülespoole ja asetame toru otsa vette, siis peaaegu kogu HCl lahustub esimestes veetilkades, mis satuvad pudelisse; tekib hõrendus ja läbi toru voolab vesi fontaanina pudelisse (joon. 39).



Joon. 39. Kloorvesiniku lahustamine vees.

Soolhappe omadused. Kui saadud kloorvesiniku lahusesse tilgutada mõni tilk sinise lakmuse lahust, siis lakmus muutub punaseks, järelikult me oleme saanud happe. Kloorvesiniku lahust vees nimetatakse kloorvesinikhappeks ehk **soolhappeks.** Müügil olev kontsentreeritud soolhape sisaldab umbes 37% lahustatud HCl ja tema erikaal on 1,19. Selline hape «suitseb» õhus kloorvesiniku eraldumise tõttu ja teda nimetatakse suitsevaks soolhappeks.

Puhas soolhape on värvusetu, terava lõhnaga vedelik (eralduva HCl tõttu). Tehniline soolhape on lisandite poolt värvitud kollaseks (raua soolad).

Soolhape on keemiliselt aktiivne hape. Ta reageerib ker-

gesti paljude metallide, hapendite, hüdroksüüdide ja sooladega, moodustades soolasid. Näiteks:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2;$$

$$CaO + 2HCl = CaCl_2 + H_2O;$$

$$Zn(OH)_2 + 2HCl = ZnCl_2 + 2H_2O;$$

$$K_2CO_3 + 2HCl = 2KCl + CO_2 + H_2O.$$

Metallide toime soolhappesse. Kõik metallid, mis asetsevad aktiivsuse reas kuni vesinikuni, lahustuvad soolhappes hästi, moodustades soola ja asendades temas vesinikku. Erandi moodustab seatina, mis lahustub soolhappes ainult pinnalt, sest seejuures tekkiv $PbCl_2$ katab metalli pinna ja kaitseb teda edasise lahustumise eest.

K Na Ba Ca Mg Al Mn Zn Cr Fe Co Ni Sn Pb H_2 Cu Hg Ag Pt Au

asendavad soolhappes vesinikku — ei asenda soolhappes vesinikku

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

Soolhappe kasutamine. Soolhapet kasutatakse laialdaselt tööstuses ja laboratooriumides, peamiselt metallide kloorisoolade valmistamiseks, väikeste kloorikoguste saamiseks, värvainete, arstimite ja liimi valmistamisel, metallide puhastamisel, jootmisel jne.

Soolhape on suure füsioloogilise tähtsusega inimese ja loomade seedimisprotsessis. Inimese maomahl sisaldab teda umbes 0,5%. Haigetele, kes kannatavad maomahla vähese happesuse all, soovitavad arstid tarvitada lahjat soolhappe lahust.

Soolhappe soolad. Soolhappe soolasid nimetatakse kloriididdeks. Kui kloori ühendites on metalli valents muutlik, siis kasutame järgmisi nimetusi: $FeCl_2$ puhul nimetame soola kloorraud(II) (ka raud(II)kloriid), $FeCl_3$ puhul — kloorraud(III) (ka raud(III)kloriid).

Kloormetalle võib saada kas metalli otsesel ühinemisel klooriga või soolhappe vesiniku asendamisel metalliga. Viimast saab teostada soolhappe toimel kas metallidesse, nende hapenditesse või hüdroksüüdidesse.

Enamik soolhappe soolasid lahustub vees. Lahustumatud on kloorhõbe — AgCl — ja kloorvask(I) — CuCl; raskesti lahustuv on kloorseatina — $PbCl_2$. Sel asjaolul on suur praktiline tähtsus.

Kui soolhappe lahusele või tema soolade lahustele lisada lämmastikhaput hõbedat, siis tekib valge kohupiima-taoline sade — kloorhõbe, mis vees ei lahustu:

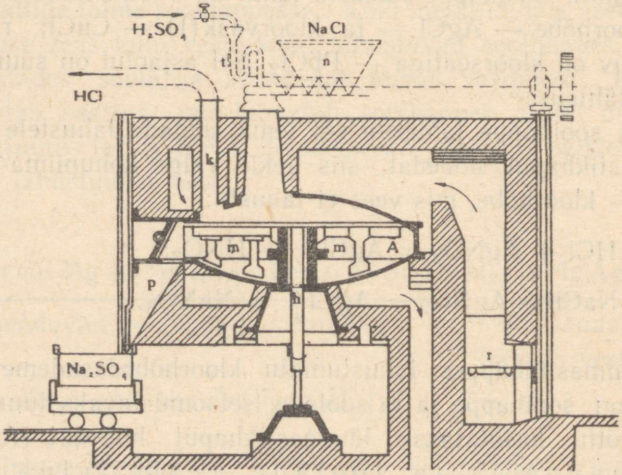
a) $HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3$;

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

Lämmastikhappes lahustumatu kloorhõbedasademe tekkimine on soolhappe ja ta soolade iseloomustavaks tunnuseks. Selle tõttu kasutatakse lämmastikhaput hõbedat ($AgNO_3$) soolhappe ja ta soolade reaktiivina.

Soolhappe soolade tähtsus. Soolhappe soolasid kasutatakse laialdaselt. Nimetame järgmisi kasutusalasid. Kloornaatrium on mitmete keemiliste ainete tootmise tooraineks (vt. teemat «Naatrium»). Kloorkaalium on tähtsamaid väetusaineid. Kloorkaltsiumi kasutatakse vett neelava ainena (veetu $CaCl_2$ ja kahe vee molekuliga kloorkaltsium ($CaCl_2 \cdot 2H_2O$) neelavad vett ja muutuvad $CaCl_2 \cdot 6H_2O$). Kloorbaariumi kasutatakse võitluses taimekahjuritega, peamiselt parasiitide hävitamiseks suhkrupeedipõldudel. Ta on mürgine. Kloorelavhõbe(II) —

$HgCl_2$ (sublimaat) — on väga mürgine. Teda kasutatakse desinfitseeriva ainena. Kloorelavhõbe (I) (Hg_2Cl_2) on väikestes doosides kasutusel arstirohuna (lahtistaja). Kloortsinki tarvitatakse raudteeliiprite immutamiseks kaitseks mädanemise vastu ja jootmisel «jootevedeliku» nime all. Jootetõlvikuga soojendamisel aurub vesi, milles $ZnCl_2$ on lahustatud, ja $ZnCl_2$ sulab ning katab joodetavate metallide pinna. Seejuures lahustab $ZnCl_2$ metallide hapendid ja nagu puhastab neid pindu. Peale selle kaitseb ta metalli hapendumise eest.



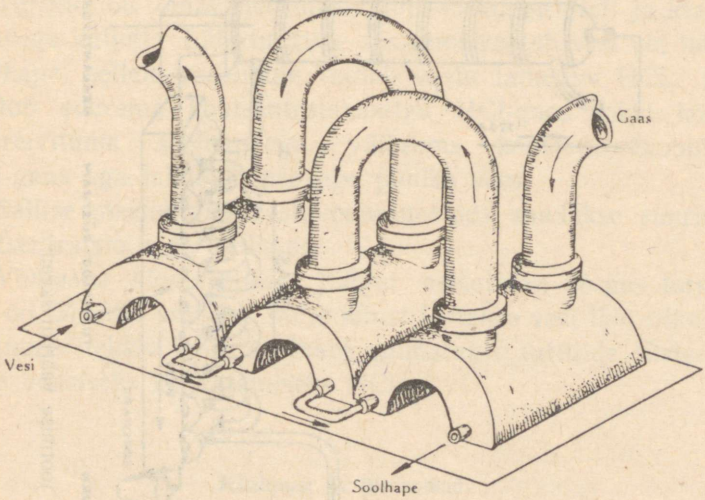
Joon. 40. Kloorvesiniku ja naatriumsulfaadi saamise ahi.

Soolhappe tehniline saamine. Tehniliselt saadakse soolhapet erilistes ahjudes (joon. 40). Ahi koosneb köetavast malmmuhvlist (*A*), kuhu laetakse keedusool ja valatakse väävelhape.

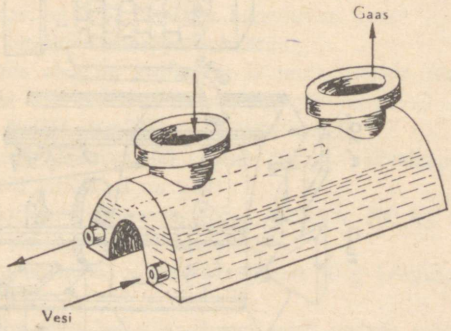
Muhvlis toimub reaktsioon:

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

Eralduv kloorvesinik lahkub toru (*k*) kaudu ja tekkinud tahke väävelhapu naatrium (Na_2SO_4) kõrvaldatakse avause (*p*) kaudu.

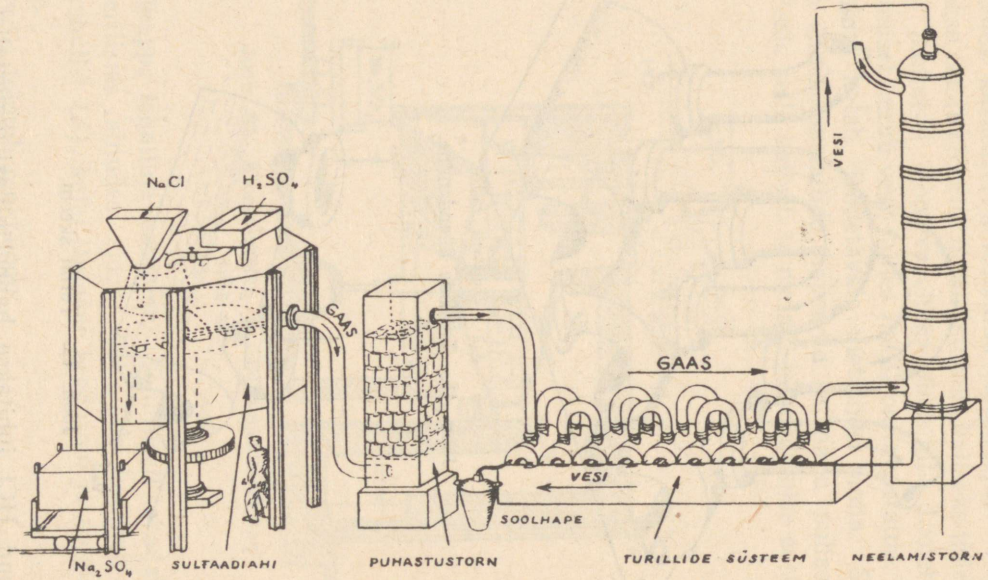


Joon. 41. Turillide ühendamine.



Joon. 42. Turilli skeem.

Tekkinud HCl juhitakse happekindlast materjalist puhastustorni (joon. 43), kus ta alt üles liikudes puhastub ja märga-



Joon. 43. Soolhappe tootmise vabriku skeem.

tavalt jahtub. Puhastatud ja jahtunud HCl-gaas juhitakse lahustamiseks läbi rea happekindlate keraamiliste anumate, mida nimetatakse turillideks (joon. 41 ja 42).

Turillid on omavahel ühendatud torudega ülalt ja klaastorudega küljelt. Läbi turillide süsteemi voolab vesi või lahja soolhape; sellele vedelikule voolab vastu lahustuv HCl. Nii puutub suurema kontsentratsiooniga HCl-gaas kokku kontsentreerituma soolhappega, väiksema kontsentratsiooniga HCl-gaas aga lahustub peaaegu puhtas vees.

Sellise meetodiga (vastuvoolu-meetod) saadakse suurima kontsentratsiooniga soolhape.

Viimased kloorvesiniku jäägid neelatakse kõrges tornis, mis on täidetud koksiga, mille kihist lastakse vesi läbi tilkuda. Seejuures tekkiv lahja soolhape suunatakse turillide süsteemi tema edasiseks küllastamiseks HCl-ga.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mille poolest erineb kloorvesinik soolhappest?
2. Missugune on kloorvesiniku lahustuvus vees?
3. Kas on olemas soolhappe anhüdriid?
4. Missugune aine on soolhappe ja tema soolade reaktiiviks?
5. Kirjutada reaktsioonide võrrandid, mis toimuvad soolhappe ja Ca, Al, K_2O, MgO, NaOH, $Ba(OH)_2$, $Cr(OH)_3$ vahel.
6. Mitu liitrit kloorvesinikku saab 490 g väävelhappe reageerimisel keedusoolaga (HCl liitri kaal on 1,6)?
7. Mitu kilogrammi kloorvesinikku saadakse 100 kg tehnilisest kloorkaltsiumist, mis sisaldab 16,4% lisandeid?
8. Kui palju on tarvis võtta väävelhapet 10 g keedusoola kohta kloorvesiniku saamiseks?
9. Mitu tonni 98%-list väävelhapet tuleb vedada vabrikusse, et saada 182,5 tonni kloorvesinikku? Mitu tonni 36%-list soolhapet saadakse selle hulga kloorvesiniku lahustamisel vees?
10. Värvide valmistamiseks kasutatakse kloorseatina ($PbCl_2$). Tema valmistamine toimub mitmel viisil. Lähteaineteks on seatinahapend (PbO),

seatina, soolhape, lämmastikhapu seatina ($Pb(NO_3)_2$), kloornaatrium, kloor. Missuguste viisidega saadakse kloorseatina? Kirjutada reaktsiooni võrrandid.

11. Neljast katseklaasist sisaldab esimene naatriumhüdroksüüdi, teine väävelhapet, kolmas soolhapet ja neljas kloorkaaliumi lahust. Missuguses katseklaasis on soolhape ja missuguses kloorkaalium?

LABORATOORSED TÖÖD.

Kloorvesiniku ja soolhappe saamine.
(Kõik tööd teostada ainult tõmbekapis.)

Ette valmistada: katseklaasid, piirituslamp, portselankauss, seadis HCl saamiseks, vatt, keedusool, kontsentreeritud H_2SO_4, lakmus, tsink, $AgNO_3$, HNO_3 ja soolhappe soolade lahused.

Tööde teostamine:

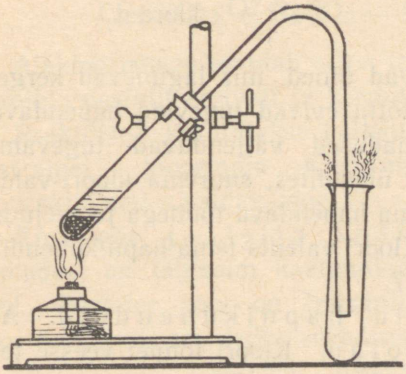
1. Puistake katseklaasi või väikesesse kolvikesse umbes $^1/_5$ katseklaasist peenikest keedusoola. Lisage sinna kanget väävelhapet sellises koguses, et see ainult niisutaks soola ja kataks teda õhukese kihina, ning sulgege katseklaas kohe korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru (joon. 44). Asetage gaasijuhtetoru vaba ots peaaegu põhjani kuiva katseklaasi ja katke see vatiga või filterpaberiga. Soojendage veidi katseklaasi sisu (NaCl ja H_2SO_4 segu). Pöörake tähelepanu eralduva HCl-gaasi värvusele ja lõhnale. Kui katseklaas on täitunud, siis tekib tema ava juures valge pilveke. Tõstke ettevaatlikult kogu seadis koos statiiviga selliselt, et gaasijuhtetoru tuleb katseklaasist välja. Sulgege katseklaas kohe korgiga või vatiga.

2. Asetage seadise gaasijuhtetoru teise, $^1/_4$ mahust veega täidetud katseklaasi nii, et toru ots ei oleks vees. Jälgige eralduva HCl-gaasi lahustumist vees. Pöörake tähelepanu raskema lahuse jugadele, mis siirduvad vedeliku pinnalt põhja.

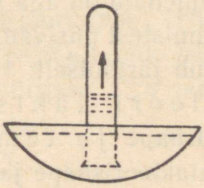
3. Võtke kork kloorvesinikku (HCl) sisaldavalt katseklaasilt, sulgege selle ava pöidlaga ja asetage katseklaas avaga allapoole vette; vee all võtke pöial katseklaasilt ära (joon. 45). Jälgige vee tungimist katseklaasi. Seletage täheldatav nähtus. Katseklaasi temasse tunginud vedelikuga veest välja võtmata asetage pöial uuesti tema avale; seejärel tõstke katseklaas

veest välja ja pöörake avaga uuesti ülespoole. Lisandage saadud lahusele sinise lakmuse lahust. Miks muutub lakmuse värvus?

4. Jaotage saadud soolhape kahte ossa. Ühele osale soolhappele lisage tükike tsinki. Pange tähele gaasimullikeste tekkimist. Teisele osale lisage lämmastikhapu hõbeda lahust. Jälgige sademe tekkimist. Kirjutage reaktsiooni võrrand.



Joon. 44. Kloorvesiniku saamine.

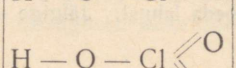


Joon. 45. Kloorvesiniku lahustamine.

5. Lahustage destilleeritud vees mingisugust soolhappe soola ja lisage sellele mõni tilk $AgNO_3$ lahust. Saadud sademele lisandage lämmastikhapet. Pange tähele sademe lahustumist. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

6. Võtke õpetajalt neli katseklaasi vedelikega ja määrake kindlaks, missugustes on soolhappe või soolhappe soolade lahused. Kirjeldage teostatud katseid.

Hapnikku sisaldavad kloori ühendid. Kloor ei ühine otseselt hapnikuga. Kloori ühendeid hapnikuga saadakse kaudsel teel. Nende praktiline tähtsus on väike. Vaatleme hapnikku sisaldavatest klooriühenditest happeid ja soolasid, milledel on suur rahvamajanduslik tähtsus. Need on järgmised:

Happe nimetus	Happe valem	Struktuurvalem	Sool
Alakloorishape	$HClO$	$H-O-Cl$	$KClO$ — kaalium-hüpoklorit
Kloorhape	$HClO_3$		$KClO_3$ — kaalium-kloraat

Need kõik on vähepüsivad ained, mis lagunevad kergesti hapnikku eraldades, mille tõttu evivad tugevaid hapendavaid omadusi. Hapendavad omadused väljenduvad tugevamini madalama kloori-valentsiga ühendites, suurema kloori-valentsiga ühendid on aga väiksema hapendava toimega ja seejuures ka eelmistest püsivamad. Kloori valents tema hapnikühendites muutub järgmiselt: 1, 3, 5, 7.

Kloori tähtsamaid hapnikühendeid. **Alakloorishape** ja tema soolad. Kloori toimel veesse tekivad alakloorishape ja soolhape:

$$Cl_2 + H_2O = HClO + HCl.$$

Alakloorishape laguneb kergesti juba külmalt, eriti otsese päikesevalguse käes, mille puhul eraldub aktiivne hapnik:

$$HClO = HCl + O.$$

Eralduv atomaarne hapnik toimibki pleegitavalt, nagu nägime eespool.

Alakloorishappe soolasid saadakse kloori toimel külmadesse leeliste lahustesse ja neid nimetatakse alakloorishappe sooladeks ehk **hüpokloritiiteks.**

Praktikas toodetakse hüpokloritite st $KClO$, $NaClO$ ja eriti suurtes kogustes $Ca(ClO)_2$. Alakloorishappe soolad on ebapüsivad, lagunevad kergesti hapniku eraldamisega. Seetõttu kasutatakse neid tekstiil- ja paberitööstuses pleegitajatena.

Kaltsiumhüpokloritit kasutatakse ruumide, prügikastide ja käimlate desinfitseerimiseks, mürgitustajana (keemiliste ründeainete lagundajana) jne. Nimetatud otstarbeks on võimalik kaltsiumhüpokloritit kasutada selle tõttu, et ta ka nõrkade hapete (H_2CO_3) toimel laguneb, kusjuures tekib vaba alakloorishape:

$$Ca(ClO)_2 + H_2CO_3 = CaCO_3 + 2HClO.$$

Alakloorishape eraldab edasi lagunedes vaba hapniku, mis toimibki desinfitseerivalt ja keemilisi ründeaineid lagundavalt.

Praktiliselt kasutatakse kaltsiumhüpokloriti asemel odavamat ainet — kloorlupja. Kloorlubi on kaltsiumhüpokloritit ja kloorkaltsiumi sisaldav aine.

Kloorhape ja tema soolad. Kloorhappe ($HClO_3$) sooladest on tähtsaim kaaliumkloraat ($KClO_3$) ehk bertolee sool. Bertolee sool on tuleohtlik ja mürgine. Ta laguneb soojendamisel, eraldades seejuures hapniku:

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

Ta annab kergesti hapniku ära ja tema segu hapenduvate ainetega on plahvatav. Bertolee soola peab käsitsema suure ettevaatusega ja mitte millegagi segama. Katsete tegemiseks tuleb teda võtta väikestes kogustes ja vastava ettevaatusega. $KClO_3$ kasutatakse tuletikutööstuses, mõnede lõhkeainete valmistamisel, värvitööstuses, arstiteaduses ja laboratooriumides.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Nimetada kloori hapnikühendeid.
2. Kuidas saadakse alakloorishapet?
3. Missuguste omadustega on alakloorishape ja tema soolad?
4. Missuguse praktilise tähtsusega on alakloorishappe soolad?
5. Missugused on bertolee soola omadused?
6. Mispärast bertolee sool orgaaniliste ainete juuresolekul plahvatab?
7. Kus kasutatakse bertolee soola?
8. Missugune on kloori kõigi hapnikühendite ühine omadus?

LABORATOORSED TÖÖD.

Hapnikku sisaldavad kloori ühendid ja nende omadused.

Ette valmistada: klaasid, lehter, filterpaber, klaaspulgake, toruke, värviline puuvillriie, portselan-uhmer nuiaga, kloorlubi, lakmuslahus, H_2SO_4 lahus, sinine tint, bertolee sool ($KClO_3$), väävli pulber.

Tööde teostamine:

1. Lahustage klaasis vees lusikatäis kloorlupja ja filtreerige lahus. Valage filtreeritud lahus kahte klaasi ja lisage kummalegi sinise lakmuse lahust. Kuidas muutub lakmuse värvus? Lisage ühte klaasi veidi väävelhapet ja teisest klaasist laske läbi süsihappegaas (puhuge läbi toru väljahingatud õhku). Mis toimub?
2. Filtreerige kloorlubja lahus ja jaotage kahte ossa. Valage ühele lahuse osale juurde sinist tinti ja asetage teise tükike värvilist puuvillriiet. Jälgige värvi valastumist.
3. Puistake portselan-uhmrisse õige vähe bertolee soola ja niisama palju väävlit pulbrina. Neid uhmris nuiaga hõõrudes täheldage tugevat praksumist ja lõhna (bertolee soola tuleb plahvatuse vältimiseks võtta väga vähe). Seletage nähtust.

2. Broom — *Bromum.*

Keemiline sümbol Br, aatomkaal 79,92.

Asetseb Mendelejevi tabelis seitsmenda rühma viiendas reas. Broom avastati a. 1826.

Broom looduses. Looduses broomi vabal kujul ei leidu. Ta esineb ainult keemilistes ühendites — NaBr, KBr, $MgBr_2$ jne. Neid ühendeid leidub merevees, mõnede järvede vees ja peale selle vees, mis voolab koos naftaga viimase puuraukudest välja. Lõpuks leidub neid lisandina kaalisoolalademetes.

Broomi saamine. Broomi saadakse nii laboratooriumides kui ka tööstuses sama meetodiga kui kloori, näiteks broomvesiniku toimel MnO_2-sse:

$$4HBr + MnO_2 = MnBr_2 + 2H_2O + Br_2.$$

Tööstuses kasutatakse peale selle viisi veel broomi asendamisreaktsiooni klooriga:

$$MgBr_2 + Cl_2 = MgCl_2 + Br_2.$$

Broomi kasutatakse laialdaselt orgaaniliste ainete sünteesimisel.

Tsaari-Venemaal broomi ei toodetud. NSV Liidus toodetakse broomi Krimmi järvedest ja Kama jõe ülemjooksul, samuti nafta puur-aukude veest.

Füüsilised omadused. Puhtal kujul on broom punakaspruuni värvusega raske vedelik. Tema erikaal on 3,12. Ta aurub kergesti ja keeb 59° temperatuuril; hoida tuleb teda hästisuletud nõudes. Harilikul temperatuuril eralduvad punakaspruunid aurud. Broomi lõhn on terav ja ebameeldiv, meenutades kloori lõhna. Tema nimetus on saadud kreekakeelsest sõnast «*bromos*», mis tähendab «haisev».

Broomi aurud ärritavad limanahka; ta on lämmatav ja mürgine. Vedel broom tekitab nahale raskeid põletushaavu. Broom lahustub hästi bensiinis, piirituses, eetris ja teistes vedelikkudes. Lahustudes vees annab broomvee.

Gaasilise broomi molekul koosneb kahest aatomist (Br_2). Broom on tüüpiline mittemetall.

Keemilised omadused. Keemiliste omaduste poolest sarnaneb broom klooriga. Ta ühineb otseselt peaaegu kõikide metallidega ja paljude mittemetallidega. Kloorist erinevalt aga toimib ta vähem energiliselt ja on passiivsem.

Broomi keemiline aktiivsus teiste elementide suhtes on väiksem kui klooril, mistõttu kloor tõrjub teda ühenditest välja:

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

Broom aga ei suuda kloori selle ühenditest välja tõrjuda.

Vesinikuga ühineb broom soojendamisel kuni 300°-ni palju raskemini kui kloor, kusjuures tekib broomvesinik:

$$H_2 + Br_2 = 2HBr.$$

Metallidega ühineb broom otseselt ja moodustab soolasid, mispärast teda nimetatakse ka soolatekitajaks ehk halogeeniks.

$$2Na + Br_2 = 2NaBr.$$

Broomi ühendid. **Broomvesinik** ja tema soolad. Kontsentreeritud väävelhappe toimel broomnaatriumisse (NaBr) saadakse broomvesinik (analoogiliselt kloorvesiniku saamisele):

$$NaBr + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HBr.$$

Broomvesinik on värvusetu, terava lõhnaga gaas. Vees lahustub kergesti (1 ruumala vett lahustab 10° C puhul 580 ruumala HBr) ja annab tugeva broomvesinikhappe, mis sarnaneb soolhappega.

Broomvesinikhappe soolasid nimetatakse broommetallideks ehk bromiididеks. Enamik bromiide, peale broomhõbeda (AgBr), on vees lahustuvad. Broomvesinikhappe ja tema soolade reaktiiviks on $AgNO_3$:

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

Suure praktilise tähtsusega on broomkaalium (KBr) ja broomnaatrium (NaBr). Nende soolade lahuseid kasutatakse arstiteaduses arstimitena (närve rahustavad vahendid). Broomhõbedat kasutatakse laialdaselt päevapildistuses.

Broomhõbe (AgBr) laguneb valguse mõjul broomiks ja metalliliseks hõbedaks (pihustatud hõbe on musta värvusega). Teda kasutatakse valgustundlike plaatide, filmide ja paberite valmistamiseks.

Broomi hapnikühenditest tuntakse hästi alabroomishapet (HBrO) ja broomhapet ($HBrO_3$) ning nende soolasid, mis saadakse analoogiliselt vastavatele kloori sooladele.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Missugusel kujul leidub broomi looduses ja mispärast?
2. Nimetada broomi saamise viise.
3. Milles seisab broomi toime metallidesse?
4. Missugused on broomi iseloomulikud omadused?
5. Missuguste omaduste poolest erineb broom kloorist?
6. Nimetada broomi soolade tähtsamad kasutamisalad.
7. Selleks, et puhastada broomi lisanditest, toimitakse järgmiselt: broomi loksutatakse koos broomkaaliumi lahusega; kui segu on kihitunud, valatakse ülemine kiht ära. Seletada, miks sellise töötlemisega on võimalik broomi puhastada.
8. Määrata protsentuaalne broomisisaldus KBr-s ja $MgBr_2$-s.
9. Kui palju broomi sisaldub 2 kilogrammis $MgBr_2$-s?
10. Missugusel kahest alltoodud viisist on võimalik saada rohkem broomi broommagneesiumist ($MgBr_2$):

a) $MgBr_2$ toimel kloorisse?

b) $MgBr_2$ reageerimisel väävelhappega ja MnO_2-ga?

Kirjutada reaktsioonide võrrandid ja teostada arvutus.

11. Ühe Krimmi järve soolvesi sisaldab keskmiselt 1% broommagneesiumi. Mitu tonni soolvett tuleb töödelda 20 kg broomi saamiseks?
12. Fototehnikas kasutatakse kõvendajana broomvaske. Selle soola valmistamiseks kasutatakse järgmisi aineid: vask, broom, vesi, vask(II)-hapend. Kuidas saadakse broomvaske? Kirjutada reaktsiooni võrrand.

LABORATOORSED TÖÖD.

Broomi ja tema ühendite omadused.
(Kõik tööd teostada ainult tõmbekapis.)

Ette valmistada: katseklaasid, lehter, filter, klaasplaat, piiritus-lamp, NaBr, KBr ja MnO_2 kuivade sooladena, kontsentreeritud H_2SO_4, kloorvesi, broomvesi, bensiin, petrooleum, bensool; tsingi, magneesiumi ja alumiiniumi pulbrid, $AgNO_3$ lahus.

Tööde teostamine:

1. Puistake katseklaasi mõni kristallike KBr või NaBr ja niisama palju MnO_2 ning valage kontsentreeritud väävelhappega üle. Jälgige eralduva broomi aure. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

2. Valage katseklaasi veidi NaBr või KBr lahust ja lisage kloorvett ning mõni tilk bensiini (võib olla ka eeter, kloroform või bensool); loksutage katseklaasi tugevasti, kattes pöidlaga selle ava. Jälgige lahuse ja bensiini värvuse muutumist. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

3. Valage katseklaasi veidi broomvett, lisage sinna tsingi tolmu (võib olla ka magneesium või alumiinium) ja loksutage tugevasti seni, kuni broomvesi pole valastunud. Andke seletus broomvee värvuse muutumise kohta. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

4. Filtreerige eelmise katse puhul saadud valastunud broomvesi, lisage filtraadile kloorvett ja mõni tilk bensiini; loksutage ning jälgige broomvee ja bensiini värvuse muutumist. Andke seletus tehtud katse kohta.

5. Valage klaasitükikesele 2—3 tilka valastunud broomvett. Aurutage. Andke tekkinud soola kohta seletus.

6. Valage katseklaasi broomvett, lisage sinna 3—4 tilka bensiini (bensooli või petrooleumi) ja loksutage tugevasti. Jälgige broomvee ja bensiini värvuse muutumist.

7. Puistake katseklaasi veidi broomnaatriumi kristalle ja valage kontsentreeritud väävelhappega üle. Jälgige gaasi eraldumist. Kirjutage reaktsiooni võrrand. (Kontsentreeritud väävelhappe toimel eraldub HBr-st broom.)

8. Valage katseklaasis olevale NaBr (või KBr) lahusele juurde mõni tilk $AgNO_3$. Mis värvi on väljalangev sade? Kirjutage reaktsiooni võrrand.

9. Filtreerige saadud lahus. Asetage filtrile jäänud AgBr mõneks ajaks valguse kätte. Jälgige tema värvuse muutumist. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

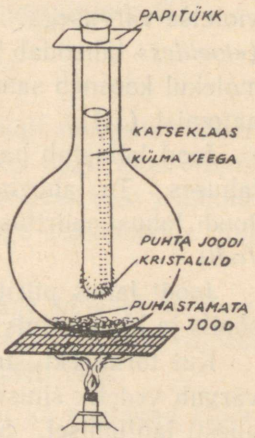
3. Jood — *Jodum.*

Keemiline sümbol J, aatomkaal 126,92.

Asetseb Mendelejevi tabelis seitsmenda rühma seitsmendas reas. Jood avastati a. 1811.

Jood looduses ja ta saamine. Vabal kujul joodi looduses ei leidu, sest ta on keemiliselt aktiivne. Joodi ühendeid esineb looduses vähemal määral kui kloori ja broomi ühendeid.

Vähesel hulgal (umbes 0,002 g liitris) leidub joodi merevees NaJ ja MgJ_2 näol, mõnede mineraalvee-allikate vees, nagu boržomis jt., ning nafta puur-aukude vees (0,03—0,05 g liitris), nagu broomigi. Tunduvaid koguseid joodiühendeid sisaldab ka tšiili salpeeter $NaJO_3$ näol. Rida merevetikaid kontsentreerib oma rakkudes joodi, ammutades seda mereveest. Eriti palju selliseid vetikaid kasvab meil Valge mere, Barentsi mere, Musta mere ja Vaikse ookeani kallastel. Vähesel määral sisaldub joodi ka inimese kilpnäärmes, etendades inimese organismis tähtsat osa.



Joon. 46. Seadis joodi puhastamiseks sublimeerimise teel.

Joodi toodetakse merevetikate tuhast. NSV Liidus saadakse teda veel nafta-aukude veest. NSV Liit on esimene maa, kus joodi saamiseks kasutatakse nafta puur-aukude vett. Selliselt toodetud jood on odavam kui vetikate tuhast saadav jood.

Tsaari-Venemaal joodi ei toodetud ja alles Esimese Maailmasõja ajal ehitati väikesed jooditehased äärmiselt madala toodanguga (Dnepropetrovski tehas tootis 2 aasta jooksul 1 tonni).

Nõukogude võimu ajal arendati stalinlike viisaastakute jooksul jooditööstus täies ulatuses välja ja enne Suurt Isamaasõda kattis see meie vajaduse. Maailma jooditööstuses on NSV Liidul teine koht pärast Tšiilit. Oma jooditööstuse arenemine vabastas meie kodumaa täielikult joodi sissevedamise vajadusest.

Füüsilised omadused. Vabas olekus on jood kristalliline metalliläikega hallikasmusta värvusega aine. Tema erikaal on 4,93. Rõhu all sulab ta 184,4° C puhul. Soojendamisel muutub jood harilikult auruks, ilma et ta vahepeal veelduks, samuti muutub ta jahtudes aurust otse tahkeks. Seda nähtust nimetatakse sublimatsiooniks. Sublimeerimise teel puhastatakse joodi lisanditest. Joodi lõhn meenutab kloori ja broomi lõhna, olles aga seejuures palju nõrgem. Joodi aurud on tumevioletse värvusega. Sellest on saanud jood ka oma nimetuse (*«ioeides»* tähendab kreeka keeles «violetne»). Gaasilise joodi molekul koosneb samuti nagu kloori ja broomi molekul kahest aatomist (J_2).

Jood lahustub halvasti vees, kuid hästi joodkaaliumi vesilahuses. Ta lahustub hästi ka bensiinis, eetris ja piirituses. Joodi lahust piirituses nimetatakse joodtinktuuriks (*tinctura Jodi*).

Joodi lahus piirituses ja eetris on pruuni värvusega, bensoolis ja kloroformis violetse värvusega.

Kui tärklisekliistrile lisada mõni tilk joodi lahust, siis värvub vedelik siniseks. Värvus kaob soojendamisel ja ilmub uuesti jahtumisel. Sellisel teel on võimalik avastada ka kõige pisemaid joodi jälgi lahustes. Tärklis on järelikult joodi reaktiiviks.

Keemilised omadused. Jood on tüüpiline mittemetall. Oma keemiliste omaduste poolest sarnaneb ta klooriga ja broomiga. Jood ühineb otseselt paljude metallidega ja mittemetallidega, kuid erinevalt kloorist ja broomist toimuvad need reaktsioonid aeglasemalt ja raskemini. Järelikult keemiline aktiivsus teiste elementide suhtes on joodil nõrgem kui klooril ja broomil. Sellest tingituna tõrjuvad kloor ja broom joodi selle ühenditest välja:

$$2NaJ + Cl_2 = 2NaCl + J_2;$$
$$2KJ + Br_2 = 2KBr + J_2.$$

Jood ühineb otseselt metallidega, kuid palju passiivsemalt kui kloor ja broom:

$$2Na + J_2 = 2NaJ.$$

Seejuures tekivad soolad, mille tõttu ka jood kannab halogeeni nimetust.

Joodi ühendid. Joodvesinik. Jood ühineb vesinikuga ainult soojendamisel üle 200° ja ka siis mitte täielikult, sest reaktsioon on pöörduv. Seejuures tekib joodvesinik (HJ).

$$H_2 + J_2 \rightleftharpoons 2HJ.$$

Joodvesinik on värvusetu gaas. Lõhnalt meenutab kloorvesinikku ja broomvesinikku. Õhus suitseb nagu kloorvesinik ja broomvesinik. Vees lahustub hästi. Joodvesiniku vesilahus on happeliste omadustega ja sarnaneb väga soolhappega ning broomvesinikhappega.

Oma aktiivsuselt seisab joodvesinikhape lähedal soolhappele. Joodvesinikhappe soolasid nimetatakse joodmetallideks ehk jodiidideks. Enamik neist lahustub hästi vees.

Joodhõbe (AgJ) vees ei lahustu, nagu ka vastavad kloori ja broomi soolad. Joodvesinikhappe ja selle soolade reaktiiviks on lämmastikhapu hõbe ($AgNO_3$):

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

Joodhõbe on valgustundlik aine ning teda kasutatakse päevapildistuses. Joodi hapnikühenditest tuntakse **joodhappe** (HJO_3) ja **perjoodhappe** (HJO_4) soolasid.

Joodi kasutamine. Joodi ja tema ühendeid kasutatakse laialdaselt peamiselt arstiteaduses. Apteekides müüakse teda 10%-lise joodilahusena piirituses ja ta on parimaid desinfitseerivaid aineid mitmesuguste haavade puhul.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Missugusel kujul leidub joodi looduses ja kuidas teda toodetakse?
2. Nimetada joodi tähtsamaid omadusi.
3. Mis on sublimeerumine?
4. Milles lahustub jood hästi?
5. Millega saab joodi tema ühenditest välja tõrjuda?
6. Mis on joodtinktuur ja kus ning milleks teda kasutatakse?
7. Mitu grammi joodi tõrjub joodkaaliumist välja 10 g broomi?
8. On tarvis valmistada 10%-line joodilahus. Kui palju tuleb võtta joodi ja piiritust, et saada 250 g joodtinktuuri?
9. Leida KJ ja NaJ protsentuaalne koostis.
10. Kui palju joodi on võimalik saada 1 kg joodkaaliumist?

LABORATOORSED TÖÖD.

Joodi ja tema ühendite omadused.

Ette valmistada: katseklaasid, piirituslamp, kristalliline jood, piiritus, bensiin, tärklis, kartuli lõigud, NaJ ja KJ soolad ning nende lahused, nõrk $AgNO_3$ lahus, KCl ja NaBr lahused, MnO_2, kontsentreeritud H_2SO_4, kloor- ja broomvesi.

Tööde teostamine:

1. Asetage joodikristallike kuiva katseklaasi ja soojendage. Täheldage joodiaurude värvust ja joodi sublimeerumist.

2. Kui joodi sisaldav katseklaas on jahtunud, valage sellesse veidi vett ja loksutage. Jälgige saadud lahuse (joodvee) värvust. Valage joodvesi teise katseklaasi, seejärel valage esimesse katseklaasi veidi piiritust. Võrrelge joodi lahustuvust vees ja piirituses.

3. Valage katseklaasi veidi joodvett ja lisage sellele mõni tilk bensiini (või eetrit või bensooli). Katke katseklaasi ava pöidlaga ja loksutage energiliselt, mille järel jätke katseklaas rahulikult seisma. Pöörake tähelepanu joodvee märgatavale valastumisele ja bensiini värvumisele. Võrrelge joodi lahustuvust vees ja bensiinis.

4. Proovige tärklise lahuse toimet tugevasti lahjendatud joodi lahusesse. Proovige sedasama kartulilõiguga (keedetud). Jälgige joodi lahuse värvuse muutumist.

5. Valage kahte katseklaasi KJ (või NaJ) lahust; lisage esimesse katseklaasi kloorvett ja teise — broomvett. Valage seejärel kummassegi katse-

klaasi mõned tilgad bensiini. Jälgige joodi eraldumist. Kirjutage reaktsiooni võrrandid.

6. Puistake katseklaasi mõni kristallike KJ või NaJ ja niisama palju MnO_2, valage neile mõni tilk kontsentreeritud väävelhapet ja soojendage kergelt. Jälgige joodiaurude tekkimist. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

7. Valage katseklaasi NaJ või KJ lahust ja lisage veidi nõrka $AgNO_3$ lahust. Jälgige sademe ilmumist ja tema värvust. Kirjutage reaktsiooni võrrand.

8. Võtke kolm katseklaasi; esimesse valage KCl lahust, teise — NaBr lahust, kolmandasse — NaJ lahust. Seejärel valage kõikidesse katseklaasidesse mõned tilgad lahjendatud $AgNO_3$ lahust. Loksutage ja jälgige sademete tekkimist. Täheldage sademete värvust ja tehke järeldus. Kirjutage reaktsioonide võrrandid.

Asetage kõik kolm katseklaasi tekkinud sademetega hästi valgustatud kohta ja jälgige nende värvuse muutumist. Tehke järeldus ja kirjutage reaktsiooni võrrandid.

4. Fluor — *Fluorum.*

Keemiline sümbol F, aatomkaal 19.

Asetseb Mendelejevi tabelis seitsmenda rühma teises reas. Fluor avastati a. 1886.

Fluor looduses ja tema saamine. Oma keemilise aktiivsuse ja reageerimisenergia tõttu ei leidu fluori looduses vabal kujul.

Fluori tähtsamaid looduslikke ühendeid on võrdlemisi laialdaselt levinud s u l a p a g u (), samuti ka k r ü o l i i t ().

Fluori ühendeid tunti juba ammu, pikema aja jooksul aga ei suudetud teda saada vabas olekus tema suure keemilise aktiivsuse tõttu.

Käesoleval ajal elektrolüüsitakse sulatatud KHF_2 vasknõudes, kasutades nikkel-elektroode fluori saamisel. Nikkel kattub fluoriühendite kihiga, mis teda kaitseb edasise korrosiooni eest.

Fluori omadused. Vaba fluor on gaas, mis sarnaneb klooriga. Fluor on õhust veidi raskem, helekollase värvusega ja terava lõhnaga. Minimaalse fluorisisaldusega õhu sissehingamine ärritab tugevasti hingamisteede limanahka. Fluor söövitab tugevasti nahka. Oma nimetuse on ta saanud ladinakeelsest sõnast *«fluere»* — «voolama».

Gaasilise fluori molekul koosneb kahest aatomist (F_2).

Keemilistelt omadustelt on fluor kõige järsemalt väljenduv mittemetall. Ta on meile tuntud elementidest kõige energilisem. Fluor ühineb kergesti peaaegu kõikide elementidega ja paljude liitainetega.

Vesinikuga ühineb ta plahvatusega isegi pimeduses ja moodustab fluorvesiniku:

$$H_2 + F_2 = 2HF.$$

Keemiline aktiivsus vesiniku suhtes on nii suur, et ta tõrjub hapniku veest välja. Reaktsioon toimub momentaanselt, kusjuures tekib fluorvesinik:

$$2H_2O + 2F_2 = 4HF + O_2.$$

Fluor reageerib energiliselt kõikide metallidega (isegi kullaga ja plaatinaga soojendamisel), moodustades fluormetalle. Paljud metallid põlevad fluoris.

Mittemetallid väävel, fosfor, arseen ja süsinik süttivad fluoris ise.

Fluor tõrjub kloori, broomi ja joodi nende ühenditest metallidega ja vesinikuga välja:

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

Isegi kloor põleb fluoris, moodustades fluorkloori (kloorfluoriidi):

$$Cl_2 + F_2 = 2ClF.$$

Fluor ei ühine ainult inertsete gaasidega (heelium, argoon, neoon, krüptoon ja ksenoon). Hapnikuga ühineb fluor kaudsel teel.

Fluorvesinik ja fluorvesinikhape. Fluorvesinikku saadakse tavaliselt kontsentreeritud väävelhappe toimel sulapaosse:

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

Reaktsiooni teostatakse seatinast nõus.

Fluorvesinik on harilikul temperatuuril väga lenduv vedelik, mis keeb juba 19,9° puhul. Ta on terava lõhnaga ja suitseb õhus; vees lahustub ja annab seejuures fluorvesinikhappe. Viimane on väga mürgine ja sööbiv. Fluorvesinikhappe poolt tekitatud haavad ei parane kergesti.

Fluorvesinikhappe tähelepanuväärseks omaduseks on tema võime klaasi ja SiO_2 lahustada, mistõttu teda kasutatakse mitmesuguste jooniste, piltide jms. kandmiseks klaasile. Teda säilitatakse eboniidist, kummist, parafiinist või seatinast nõudes.

Fluorvesinikhappe soolasid nimetatakse fluormetallideks ehk fluoriididdeks. Fluornaatriumi (NaF) kasutatakse tema mürgisuse tõttu taimekahjurite tõrjeks.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Nimetada tähtsaim fluori looduslik ühend.
2. Mis on fluori kõige iseloomulikum omadus?
3. Mis on fluorvesinikhape?
4. Kuidas demonstreerida fluorvesinikhappe toimet klaasisse?
5. Mitu kilogrammi fluorvesinikku on võimalik saada 118 kg fluorkaltsiumist?

5. Halogeenide üldine iseloomustus.

Käesolevas peatükis tutvusime nelja elemendi — kloori, broomi, joodi ja fluori omadustega.

Kui võrdleme neid elemente omavahel, siis näeme, et nende suurele välisele erinevusele vaatamata on nende keemilised omadused väga sarnased.

See sarnasus väljendub nende energilises reageerimises metallidega, kusjuures tekivad soolad. Sellest on tulnud ka nende ühine nimetus «h a l o g e e n i d» (kreekakeelsetest sõnadest «*halos*» — «sool» ja «*genas*» — «sünnitab»).

Kõikidel halogeenidel on väga terav lämmatav lõhn; nende sissehingamine ärritab hingamisteede limanahka ja põhjustab rasket mürgistust. Nad lahustuvad halvasti vees, kuid hästi orgaanilistes lahustites.

Halogeenid on keemiliselt aktiivsed ained, ühinevad otseselt metallidega, vesinikuga ja teiste ainetega. Halogeenide valents on vesiniku suhtes 1. Vesinikuga annavad nad ühte tüüpi ühendeid: HF, HCl, HBr ja HJ. Halogeenvesinikud on terava lõhnaga, õhus suitsevad gaasid, mis lahustuvad hästi vees, andes tugevaid happeid.

Halogeenid ei ühine otseselt hapnikuga, mistõttu nende hapnikühendeid saadakse kaudsel teel; nad on enam-vähem mittepüsivad ained. Kõikides hapnikühendites on halogeenid muutuva valentsiga: 1, 3, 5 ja 7.

Looduses halogeene vabas olekus ei leidu, nad esinevad peamiselt ühendites leelismetallidega (Na, K) ja leelismuldmetallidega (Mg, Ca).

Halogeenide omavaheline sarnasus ei piirdu toodud näidetega. See sarnasus väljendub veel ka teistes nähtustes (näiteks annavad nad koostiselt sarnaseid ühendeid väävliga, fosforiga jt.).

Nii moodustavad halogeenid rühma täiesti kindlapiirilisi elemente, mis on üksteisega sarnased.

Halogeenidel on aga peale sarnasuse ka rida omavahelisi erinevusi.

Nende erinevuste alusel saame asetada halogeenide rühma elemendid teatavasse järjestusse. See järjestus on seoses elementide aatomkaaluga. Selleks vaatleme järgnevat tabelit.

Omadused	Fluor F	Kloor Cl	Broom Br	Jood J
Aatomkaal	19	35,46	79,92	126,92
Erikaal	1,11 vedelikuna	1,56 vedelikuna	3,12 vedelikuna	4,93 tahkena 4°
Olek harilikul temperatuuril	— 187 °C gaas	— 34 °C gaas	0 °C vedelik	tahke
Sulamistemperatuur . .	— 223 °C	—101,5 °C	—7,3 °C	+113,7 °C
Keemistemperatuur . .	— 188 °C	— 34 °C	+58,7 °C	+184,4 °C
Värvus gaasilisena . .	pleekinud kollane	kollakas-roheline	punakas-pruun	tumeviolett
Valents vesiniku ja metallide suhtes	1	1	1	1
Valents hapniku suhtes (suurim)	—	7	5	7
Reaktsioon vesinikuga .	Ühineb plahvatusega ka pimedas soojendamiseta	Ühineb ainult valguse käes või soojendamisel	Ühineb ainult soojendamisel, ühend on püsiv	Ühineb ainult soojendamisel, ühend on ebapüsiv
Tõrjub välja ühenditest metallidega ja vesinikuga	Cl, Br, J	Br, J	J	—

Kui asetada halogeenid aatomkaalude suurenemise järjekorda, s. t. alustada fluoriga ja lõpetada joodiga, siis selgub, et nende omadused muutuvad täiesti seaduspäraselt ühelt elemendilt teisele siirdudes.

Nii suurenevad aatomkaalude suurenedes elementide erikaalud, tõusevad sulamis- ja keemistemperatuurid. Fluor on näiteks gaas, kloor on gaas, broom on vedelik, jood aga juba tahke aine. Muutub värvus tiheduse ja tumeduse suunas, lõhn

nõrgeneb, lahustuvus vees väheneb ja keemiline aktiivsus hapniku suhtes suureneb. Metallidega ja vesinikuga ühinemise aktiivsus väheneb. Seoses selle järjekindlusega on ka nende võime üksteist nende ühenditest välja tõrjuda juba harilikul temperatuuril; näiteks fluor kui kõige energilisem tõrjub välja kloori, broomi ja joodi; kloor tõrjub välja broomi ja joodi, kuna broom suudab välja tõrjuda ainult joodi.

Elemendi suur aktiivsus vesiniku suhtes on mittemetalli tunnuseks, aktiivsus hapniku suhtes aga metalli tunnuseks. Seepärast võib öelda, et aatomkaalude tõusuga suureneb halogeenide metallilisus ja väheneb mittemetallilisus. Kõige mittemetallilisem halogeen on fluor ja kõige metallilisem halogeen jood. Metallilisuse suurenemise tunnusena esineb joodil ka metalline läige.

Me näeme, et aatomkaal muutub hüppeliselt ja vastavalt sellele muutuvad hüppeliselt ka keemiliste elementide omadused. Järelikult *keemilise elemendi massi kvantitatiivne juurdekasv põhjustab ka kvalitatiivsete muutuste tekkimist*. See on üldine loodusseadus.

Kokkuvõtet tehes näeme, et fluor, kloor, broom ja jood moodustavad keemiliste elementide *loomuliku rühma*. Neil on sarnased omadused ja need omadused muutuvad seaduspäraselt koos elementide aatomkaalu suurenemisega.

Keemiliste elementide klassifitseerimine loomulike rühmadena on tänapäeva keemia aluseks.

Olles üldiselt sarnased, on ühte rühma kuuluvatel elementidel ka omavahelisi erinevusi. Nende erinevuste alusel võime elemente rühmas paigutada teatavasse järjestusse, nagu me seda tegime halogeenidega. See järjestus on ühenduses aatomkaaludega. Edaspidi me hakkame elemente vaatlema rühmade viisi, märkides seejuures ära nende sarnasuse ja erinevuse rühma piirides.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Nimetada halogeenid nende aatomkaalude järjekorras.
2. Kuidas muutuvad halogeenide füüsilised ja keemilised omadused aatomkaalu tõusuga?
3. Nimetada kõikidele halogeenidele ühised omadused.
4. Kas leidub halogeene looduses vabas olekus? Miks?
5. Anda halogeenide rühma üldine ülevaade:

a) Missugune on kõige aktiivsem ja kõige passiivsem element?

b) Missugune element on kõige mittemetallilisem ja missugune kõige metallilisem?

c) Missugune on halogeenide valents vesiniku ja hapniku suhtes?

6. Mispärast nimetatakse F, Cl, Br ja J halogeenideks? Tuua näiteid.
7. Mispärast F, Cl, Br ja J moodustavad elementide loomuliku rühma? Anda seletus.

Tabel 1.

Tähtsamate elementide aatomkaalud (ümardatult).

Elemendi nimetus	Sümbol	Aatom-kaal	Elemendi nimetus	Sümbol	Aatom-kaal
Alumiinium	Al	27	Kroom	Cr	52
Antimon	Sb	122	Kuld	Au	197
Arseen	As	75	Lämmastik	N	14
Baarium	Ba	137	Magneesium	Mg	24
Boor	B	11	Mangaan	Mn	55
Broom	Br	80	Naatrium	Na	23
Elavhõbe	Hg	201	Nikkel	Ni	59
Fluor	F	19	Plaatina	Pt	195
Fosfor	P	31	Raud	Fe	56
Hapnik	O	16	Räni	Si	28
Hõbe	Ag	108	Seatina	Pb	207
Tina	Sn	119	Strontsium	Sr	88
Jood	J	127	Süsinik	C	12
Kaalium	K	39	Tsink	Zn	65
Kadmium	Cd	112	Vask	Cu	64
Kaltsium	Ca	40	Vesinik	H	1
Kloor	Cl	35,5	Vismut	Bi	209
Koobalt	Co	59	Väävel	S	32

Soolade ja aluste lahustuvus vees. Tabel 2.

Metall / Hüdroksüül ja happejääk	I K	I Na	II Ba	II Ca	II Mg	III Al	III Cr	II Fe	III Fe	II Mn	II Zn	I Ag	II Hg	II Cu	II Pb
I OH	l	l	l	vl	vl	e	e	e	e	e	e	—	—	e	e
I Cl	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	e	l	l	vl
II S	l	l	l	vl	l	—	—	e	—	e	e	e	e	e	e
II SO_3	l	l	e	e	e	—	—	e	—	e	e	e	e	e	e
II SO_4	l	l	e	vl	l	l	l	l	l	l	l	vl	l	l	e
III PO_4	l	l	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e
II CO_3	l	l	e	e	e	—	—	e	e	e	e	e	e	e	e
II SiO_3	l	l	e	e	e	e	e	e	e	e	e	e	—	e	e
I NO_3	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l	l

Rooma numbrid tähistavad valentsi. Tabelis täht «l» tähendab lahustuvat ühendit, «vl» — raskesti lahustuvat ja «e» — lahustumatut.

Aluste ja soolade lahustuvus vees 18° C temperatuuril. Tabel 3.

	K	Na	Li	Ag	Ba	Sr	Ca	Mg	Zn	Pb
Cl	32,95	35,86	77,79	$0,0_313$	37,24	51,09	73,19	55,81	203,9	1,49
Br	65,86	88,76	168,7	$0,0_413$	103,6	96,52	143,3	103,1	478,2	0,598
J	137,5	177,9	161,5	$0,0_635$	201,4	169,2	200	148,2	419	0,08
F	92,56	4,44	0,27	195,4	0,16	0,012	0,0016	0,0087	0,005	0,07
NO_3	30,34	83,9	71,43	213,4	8,74	66,27	121,8	74,31	117,8	51,66
OH	142,9	116,4	12,04	0,01	3,7	1,77	0,17	0,001	$0,0_35$	0,01
SO_4	11,12	16,83	35,64	0,55	$0,0_323$	0,011	0,20	35,43	53,12	0,0041
CrO_4	63,1	61,21	111,6	0,0025	$0,0_335$	0,12	0,4	73,0	—	$0,0_42$
CO_3	108,0	19,39	1,3	0,003	0,0023	0,0011	0,0013	0,1	0,004	$0,0_31$

Sisukord.

Lk.

Eessõna 3

I peatükk. **Atomistlik-molekulaarne teooria.**

1. Aine ehitusest 5
2. Atomistlik-molekulaarse teooria arenemise lühike ajalugu . . 6
3. Atomistlik-molekulaarse teooria olemus 10
4. Keemiline element 19
5. Aatomkaal 21
6. Keemiliste elementide tähistamine 22
7. Liht- ja liitained 24
8. Koostise püsivuse seadus 25
9. Molekulkaal 25
10. Keemilised valemid 27
11. Molekulkaalu arvutamine 29
12. Keemilise ühendi valemi tuletamine 30
13. Valents 31
14. Valemite koostamine valentsi järgi 34
15. Struktuurvalemite koostamine 36
16. Gramm-aatom ja gramm-molekul 37
17. Arvutused valemite järgi 38
18. Keemilised protsessid atomistlik-molekulaarse teooria valgusel. Aine kaalu jäävuse seadus 45
19. Keemilised võrrandid 47
20. Arvutused keemiliste võrrandite järgi 51

II peatükk. **Anorgaaniliste ainete klassifikatsioon.**

Lk.

1. Ainete klassifikatsiooni mõiste 57
2. Hapendid 58
   Laboratoorsed tööd. Hapendite saamine ja nende omadused 66
3. Alused 67
   Laboratoorsed tööd. Aluste saamine ja nende omadused 73
4. Happed 76
   Laboratoorsed tööd. Hapete saamine ja nende omadused 86
5. Soolad 91
   Laboratoorsed tööd. Soolade saamine ja nende omadused 108

III peatükk. **Lahused.**

1. Suspensioonid 112
2. Emulsioonid 113
3. Lahused 114
4. Lahused kui üleminekuühendid segudelt keemilistele ühenditele . 120
5. Ainete lahustuvus ja selle sõltuvus temperatuurist 121
6. Küllastunud, küllastamata ja üleküllastunud lahused 131
7. Lahuste kontsentratsioonid 133
   Laboratoorsed tööd 142

IV peatükk. **Mendelejevi elementide perioodiline süsteem.**

148

V peatükk. **Leelismetallide rühm.**

1. Naatrium 156
2. Kaalium 162
3. Naatriumiga ja kaaliumiga sarnanevad elemendid 168
4. Leelismetallide loomulik rühm 169

VI peatükk. **Halogeenide rühm.**

1. Kloor 172
   Laboratoorsed tööd. Kloori saamine ja tema omadused . 183
   Laboratoorsed tööd. Kloorvesiniku ja soolhappe saamine. 194
   Laboratoorsed tööd. Hapnikku sisaldavad klooriühendid ja nende omadused 198

2. Broom 198
Laboratoorsed tööd. Broomi ja tema ühendite omadused. 201
3. Jood 202
Laboratoorsed tööd. Joodi ja tema ühendite omadused . 206
4. Fluor 207
5. Halogeenide üldine iseloomustus 209
Tabel 1. Tähtsamate elementide aatomkaalud (ümardatult) . . 213
Tabel 2. Soolade ja aluste lahustuvus vees 214
Tabel 3. Aluste ja soolade lahustuvus vees 18° C temperatuuril . 215

Vastutav toimetaja J. Jakk.
Keeleline toimetaja O. Ojasson.
Tehniline toimetaja E. Kivistik.

Ladumisele antud 15. II 1950.
Trükkimisele antud 18. III 1950.
Trükiarv 2 000. Paber 56×79, 1/16. Trükipoognaid 13,75+1 lisa.
Arvutuspoognaid 13,16. MB-01672. Trükikoda „Noor-Eesti", Tartu, Kastani 38. Tellimise nr. 311.

На эстонском языке.

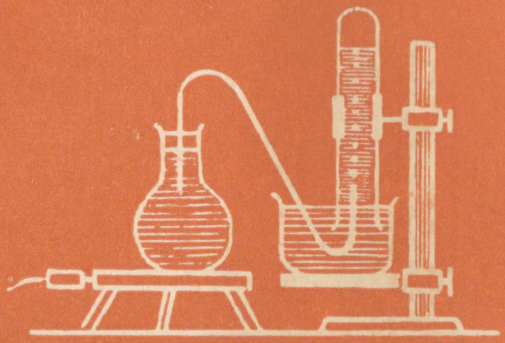
К. Принкман. Химия для VIII класса.

Hind rbl. 4.30

Rbl. 4.30

ARH
A
18363

370502



TÜ RAAMATUKOGU
1 0300 00370502 9