

KARL PRINKMAN

KEEMIA

VIII KLASSILE



RK

„PEDAGOOGILINE KIRJANDUS“

ARH A-17915

Sundaksem

KARL PRINKMAN

KEEMIA

VIII KLASSILE

RK

„PEDAGOOGILINE KIRJANDUS“

TALLINN 1949

✓

Eesti NSV Haridusministeeriumi poolt kinnitatud.

2



50796

A-17915

I p e a t ü k k.

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 meie 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, kusjuures igas veetilgas sisaldub teatav hulk suhkrut, mida saab kindlaks teha maitse järgi. Suhkru sellise peenestamise teel meie saame niivõrd väikesi suhkru osakesi, et neid pole võimalik näha ei silmaga ega ka kõige täiuslikuma mikroskoobiga.

Peenimateks osakesteks võib muuta igasuguseid aineid ühel või teisel teel, olgu need ained seejuures tahkes, vedelas või gaasilises olekus. Nii näiteks saab terasetükist valtsida terasplaate ja isegi väga õhukesi lehekesi, mille paksus on

0,003 mm. Kullatükki saab valtsida lehekeseks, mille paksus on 0,0001 mm. Selline kullaleheke on läbipaistev ja roheka värvusega. Seda lehekest ei ole võimalik käes hoida, kuna ta kergesti puruneb.

Vedelad ained annavad veel õhernaide kirmeid. Õlitilk võib vee peal laiuli minna kihina, mille paksus on 0,0000001 mm.

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

Need nähtused näitavad, et ainet on võimalik peenestada väga väikesteks osakesteks. Aine mitmekesiste omaduste hoo- likas uurimine on lubanud teadlastel kindlaks teha, et aine koosneb imepisikestest nähtamatutest osakestest. Neid osakesi nimetatakse m o l e k u l i d e k s.

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 ajaarva- mise algust. Ta õpetas, et kõik kehad koosnevad osakestest, mille vahel on tühi ruum. Ta nimetas neid osakesi „aatomit- eks“, mis kreeka keelest tõlgituna tähendab „jagamatu“. Demokritose arvamuse kohaselt aatomid ei hävi ega teki, nad on purustamatud — järelikult ei ole maailmal algust ega lõppu. Aatomid on igavesed, 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 leidis ka teadlasi, kes vaidlesid Demokritose oletustele vastu.

Möödusid 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 loeb 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 märke 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 „ketterlike“ vaadete pärast. Edaspidi levis aatomiõpetus tolle aja haritud inimeste hulgas, vaatamata kirikuisade igasugustele vastutöötamistele ja tagakiusamistele. Teda peeti aga kaua veel hädaohtlikuks ja kiriku dogmadele vastukäivaks. On teada, et 4. sept. 1626. a. 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. M. V. Lomonossov mitte ainult ei tunnista 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 imeväikesed 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.

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

| Lomonossovi terminid. | Tänapäeva terminid. |
|--------------------------|---------------------|
| Element | Aatom |
| Korpuskul | Molekul |
| Algaine | Lihtaine |
| Koostatud keha | Liitaine |

Lomonossovi ideed võeti enamiku välismaa teadlaste poolt vaenulikult vastu. 1754. a. 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. Tema materialistlikkude 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.

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).

M. V. Lomonossov (1711—1765) alustas oma teaduslikku tegevust Vene Teaduste Akadeemia füüsikaklassi adjutandina 1748. a. Ta oli esimene vene akadeemik keemia alal. Raske on hinnata Lomonossovi teeneid kodumaise teaduse loomisel. 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 väärtalt prantslast Lavoisier'd). Aine massi jäävuse tõestas Lomonossov katseliselt 1748. a., 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 1748. a. esimese keemialaboratooriumi maailmas. 4) Aine ehituse atomistlik-molekulaarne teooria. Selle teooria arendas



M. V. Lomonossov.

Lomonossov 61 aastat enne Daltonit ja sellega tegeles ta kogu oma eluaja. 5) Soojuse kineetilise teooria alused, mis läänes avastati Meyeri poolt alles sada aastat pärast Lomonossovi töid.

Geniaalne vene teadlane Mihhail Vassiljevits Lomonossov varjutas oma geeniusena kaasaeglast, ennetas mitmete aastakümnete võrra põhimiste loodusseaduste avastamist lääne teadlaste poolt.

Lomonossov ei olnud mitte ainult vene keemia rajaja, vaid keemia rajaja ka ülemaailmses ulatuses. Ta oli keemia aluste üldtunnustatud rajaja ja keemia reformaator.

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:

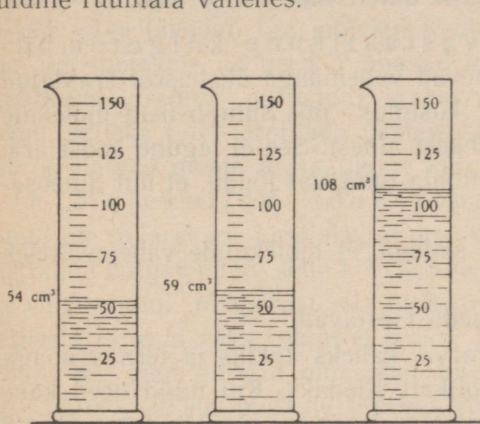
1. Aine teraline ehitus. Eelmises paragrahvis nimetatud nähtused, nagu suhkrul peenestamine ja lahustamine, veenavad meid selles, et suhkrul on teraline ehitus. Jätkates samasuguseid katseid ka teiste ainetega võime tulla kergesti järeldusele, et

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

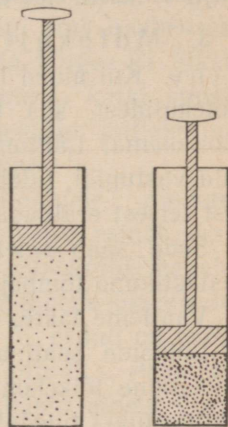
2. Molekulidevaheline ruum. Rida tähelepanekuid veenavad meid selles, et molekulid on igas kehas üksteisest eraldatud vaheruumiga. Kui lüüa seatina tükile vasaraga, siis võime täheldada, et löögi kohal seatina tõmbus kokku, muutus tihedamaks. Seda saab seletada sellega, et vahed seatina molekulide vahel muutusid väiksemaks.

Katse. 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 asetuvad 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.

Katse. Surudes silindris olevale õhule kolvi abil me surume selle õhu kokku. Kui õhk on kokkusurutav, siis on selge, et õhu molekulide vahel on vaheruum. Õhku kokku surudes me vähendame seda vaheruumi.

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

Kehade ruumala muutumine soojendamisel sunnib meid samuti tunnistama, et aine koosneb molekulidest, millede vahed kaugused 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 ruum. Seejuures on tahkete ainete molekulide vaheline ruum palju väiksem kui gaasiliste ainete molekulide vaheline ruum.

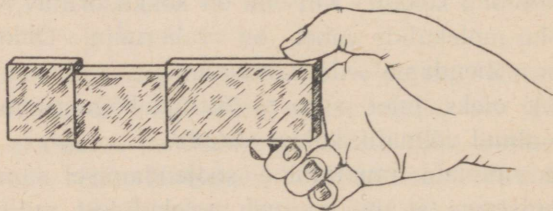
3. Molekulide vastastikune külgetõmbumine. Kui ained koosnevad vahemaaga üksteisest eraldatud molekulidest, siis tekib küsimus: mis sunnib neid molekule koos olema? Lähtume tahkest ainest. See ei lagune koost ära, vaid vastupidi, tuleb kasutada tunduvat jõudu, et üht aineosakest teisest eraldada.

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 elavhõbedakuulikest 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 külgetõmme.

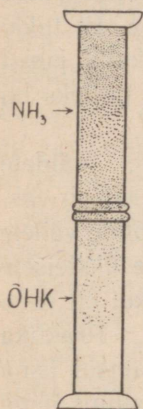
4. Molekulide tõukejõud. Eelmiste näidete puhul me määrasime kindlaks, et molekulide vahel esineb vastastikune külgetõmme, selle kõrval aga jääb molekulide vahele ka vaba ruumi. Mispärast siis molekulid ei lähene üksteisele selliselt, et seda vaba ruumi ei jääks? Näib ju, et kui on vaba ruum, siis nad 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 suurel liginemisel mõjuma tõukejõud. Järelikult molekulide vahel mõjuvad ka tõukejõud.

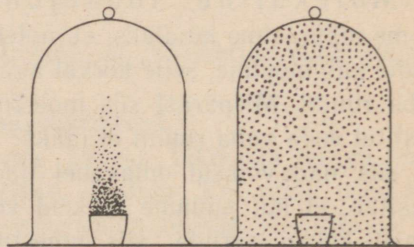
Nii mõjuvad siis molekulide kaks vastupidist jõudu: molekulaarne tõmbejõud ja molekulaarne tõukejõud. Tõmbejõud mõjub suurematele kaugustele kui tõukejõud. Nende kahe jõu tasakaalustumise tulemusena jääb molekulide vahele vaba ruum.

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.

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 alumi-



Joon. 4. Ammoniaagi levimine õhus.



Joon. 5. Broomi auru levimine kinnises ruumis.

sesse silindrisse vaatamata sellele, et ammoniaak on õhust kergem. Antud juhul tungisid ühe gaasi molekulid teise gaasi molekulide vahele.

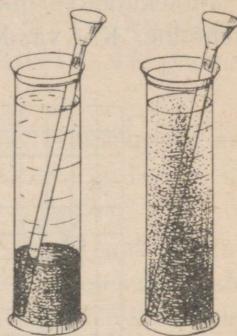
K a t s e. Mõneliitrilise mahutavusega klaaskupli või purgi alla asetame väikese portselantiigli, millesse on valatud mõni tilk broomi — tumepruuni värvusega lämmatava lõhnaga vedelikku. Kohe näeme, et tiiglist tõuseb punakaspruuni värvusega pilveke, mis valgub kogu klaaskupli-alusesse ruumi, s. t. broomi aur tungib tema peal asuvasse õhku.

Katse. 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 värvu- nuks ning piir lahuse ja vee vahel kaob.

Kui võtta lihvitud vaskplaadike ja selle pinnale sobitada lihvitud tsink- plaat, mõlemad tugevasti kokku su- ruda ja kuumutada pikemat aega all- pool metallide sulamistemperatuuri, siis selgub, et plaadid on kokku joode- tud 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 tungimine teise aine molekulide vahe- lisse ruumi on toodud katsetega tõestatud. See nähtus on tin- gitud molekulide liikumisest. Liikumine on molekulide põhi- omadus. „Materiaalsete osakeste esimeseks ja tähtsamaks looduslikuks omaduseks on liikumine,“ kirjutasid 100 aastat tagasi suured õpetlased Marx ja Engels.

Molekulid liiguvad vahetpidamata. Nad liiguvad kõikides mõeldavates suundades ja tungivad ühest keskkonnast teise. Ühe aine teisesse tungimist molekulide liikumise tagajärjel nimeta- takse difusiooniks.

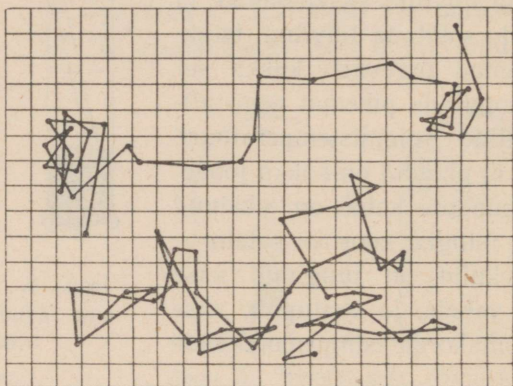


Joon. 6. Lahustunud aine difundeerumine vees.

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

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 liikumine. Kui vaadelda mikroskoobi all suure suurendusega



Joon: 7. Browni liikumine.

vedelikus, milles ujuvad mingisuguse lahustumatu aine imeväikesed osakesed, siis võime näha, et need osakesed lakamatult ja kaootiliselt liiguvad kõikvõimalikes suundades.

See liikumine vältab piiramatult, oma iseloomu muutmata ja raugemata. Molekulaarteooria annab Browni liikumisele lihtsa seletuse.

Osakeste liikumine toimub selle tõttu, et nad saavad tõukeid vedeliku molekulidelt, mis on alalises liikumises. Vedeli-

kus 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 oleneb sama aine omaduste erinevus vastavates olekutes.

Tahkel ainel on jääv 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 tõuke vormid, mis annavad aine osakestele täiesti kindla koha.

Selle alusel on kõikidel tahketel ainetel kindel kristalliline kuju. Näiteks moodustab keedusool kuupe, mineraal kvarts — kuuekanalilisi prismsid, 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 teataval kindlal temperatuuril suureneb võngete ulatus sellisel määral, et mõned osakesed lahkuvad oma kohalt. Seejuures ületavad nad tõmbejõude ja segunevad teistega; osakeste kin-

del 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 elemendi 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, mida põhjustab vastavas molekulis olevate teiste aatomite mõju.

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 mändgides teha seda, mida mitte kunagi ei suuda teha molekulideks ühinenud õhu hapniku aatomid“ (F. Engels).

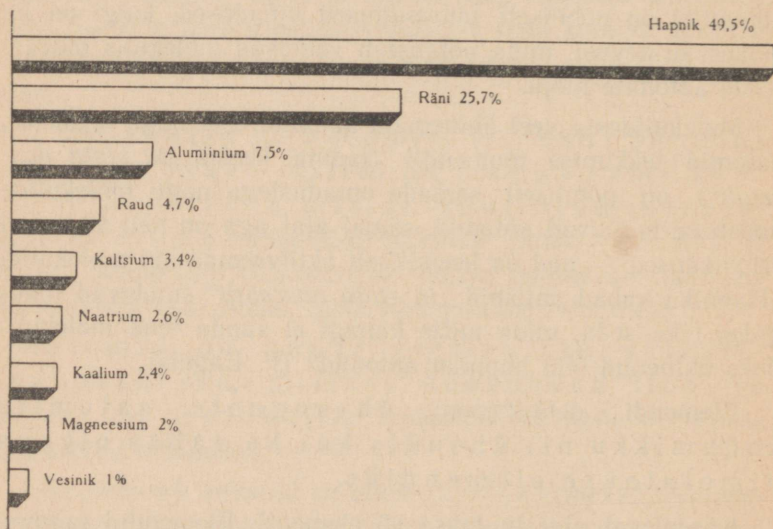
Elemendi definitsioon: ühesuguste aatomite kogumikku nii ühendis kui ka vabas olekus nimetatakse elemendiks.

Käesoleval ajal tuntakse 96 elementi. Elemendid jagunevad kahte rühma: metallid ja mittemetallid ehk metalloidid. Metallidel on hõbevalge, kollane ja punakas kuni tumehalli

varjundiga metalliline läige ja nad juhivad suhteliselt hästi elektrit ja soojust.

Mittemetallilised elemendid, nagu hapnik, vesinik, väävel, fosfor, kloor, broom, jood, süsinik jt., ei ole vabas olekus sellise omavahelise sarnasusega 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 ja atmosfäärist. Teisel kohal asub räni 26%-ga, sellele järgnevad alumiinium, raud, kaltsium, naatrium, kaalium, magneesium ja vesinik. Need 9 elementi moodustavad 99% maakera väliskoorest. Kõikidele teistele elementidele jääb veidi üle 1%. Diagramm annab piltliku kujutise elementide levikust looduses.



Joon. 8. Elementide levik maakoores.

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 käsitletakse ülikooli kursuses.

Aatomite mõõted ja kaal on väga väikesed. Näiteks ühe vesiniku aatomi kaal on 0,000 000 000 000 000 000 000 001 660 grammi = $1,67 \cdot 10^{-24}$ 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 käesoleval ajal $1/16$ hapniku aatomi raskusest ja aatomkaaluks nimetatakse aatomi raskust nendes ühikutes. 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 „hapniku ühikut“.

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 raskused 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 lühikeks ja näitlikuks väljendamiseks kasutatakse keemiliste elementide aatomite tähistamisel nende ladinakeelsete või kreeka-keelsete 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, mis võrdub 1 hapnikühikuga, O — üht hapniku aatomit, mis võrdub 16 hapnikühikuga, S — üht väävli aatomit, mis võrdub 32 hapnikühikuga, jne.

Tähtsamate elementide keemilised sümbolid 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 | Phosphorus | Fosfor | 31,0 |
| Pb | Plumbum | Seatina (plii) | 207,2 |
| S | Sulfur | Väävel | 32,1 |
| Si | Silicium | Räni | 28,1 |
| Sn | Stannum | Inglistina | 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 seejuures ilmnevad uued omadused, mida ei ole 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 allotroopilisteks modifikatsioonideks. Viimaste olemasolu on tingitud aatomite mitmesugusest arvust ja paigutusest lihtaine molekulis. Nii näiteks üldtuntud lihtained süsi, teemant ja grafiit, mis omadustelt on omavahel järsult erinevad, kujutavad ühe ja sama elemendi — süsiniku (C) — allotroopseid modifikatsioone. Ühinedes näiteks hapnikuga, annavad nad ühe ja sama lihtaine — süsihappegaasi.

Paljud lihtained on kõigile hästi tuntud. Sellised on näiteks metallid raud, vask, inglistina, 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 kaksteistkümme lihtainet on gaasilised.

Keemilisel teel pole võimalik lihtaineid lagundada.

Määratu enamik ainetest (sajad tuhanded), nii looduses leiduvaist kui ka kunstlikult saaduist, on lihtained. Sellised on näiteks vesi, süsihappeline vask, suhkur, vasevitriol jt.

Kõik lihtained on keemilisel teel lagundatavad. Näiteks lagundades elavhõbehapendit kuumutamise teel, saame kaks lihtainet — elavhõbeda ja hapniku. Süsihappeline vase lagundamisel saame vasehappendi ja süsihappegaasi, millised on omakorda lihtained ja neid saab edasi lagundada. Siiski, missuguseid lihtaineid me ka lagundaksime, lõpuks jõuame ikkagi

teatava arvu aineteni, mida keemilisel teel enam edasi lagundada ei ole võimalik. Need ongi lihtained.

8. Koostise jäävuse seadus.

Keemilistes ühendites esinevad elemendid mitte igas mõeldavas, vaid kindlates vahekordades, mis väljendub avastatud seaduses: igasugusel puhtal ainel on jäävkoostis, olenemata tema saamise viisist. Atomistlik-molekulaarne teooria selgitab lihtsalt koostise jäävuse 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 $16 : 2$ või $8 : 1$. 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 võimalik, kuid teadus on leidnud palju kaudseid meetodeid nende määramiseks. Vesiniku molekuli läbimõõt on näiteks $0,000000026$ ehk $2,6 \cdot 10^{-8}$ cm; hapniku molekuli läbimõõt on $0,000000032$ ehk $3,2 \cdot 10^{-8}$ 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 hiiglaloomaks, molekul aga oleks sel juhul trüki-tähestiku punkti suurune.

Mistahes gaasi ühes cm^3 -s sisaldub 0° temperatuuril ja normaalarõhul 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 tükki, sel juhul tuleks meil katkestamatult lugeda 3 000 000 aastat.

Kui me võrdleksime molekuli raskust inimese raskusega, siis oleks esimene niimitu korda viimasest kergem, kuimitu korda on inimese mass kergem Päikese massist.

Vesiniku molekuli raskus 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.

Molekulkaal on aine molekuli kaal hapnikühikuis (lühendatult h.-ü.) ehk molekulkaal on arv, mis näitab, mitu korda on antud aine molekul raskem $1/16$ hapniku aatomist.

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 koostisesse kuulub sama elemendi mitu aatomit, siis märgitakse seda valemis väikese numbriga selle elemendi keemilise sümboli kõrval paremal all. Vee molekulis 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 $[Ca(OH)_2]$, siis see arv on maksev mõlema elemendi kohta, mille sümbolid on sulgudes.

Keemilises valemis olevaid mõningate elementide sümboleid hääldatakse tähtedena, nagu süsinik C — tse, vesinik H — ha, hapnik O — o, fosfor P — pe ja väävel S — es. Teisi sümboleid hääldatakse tavaliselt, nagu nende elementide ladinakeelseid nimetusi: raud Fe — ferrum, vask Cu — kup-

rum, elavhõbe Hg — hüdrargüürum jne. Toome mõningad hääldamise näited:

Fe_3O_4 (magneetiline raudhapend) — ferrum kolm o neli,
NaCl (keedusool) — naatrium kloor,

$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ — hüdrargüürum sulgudes en o kolm kaks korda.

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

a) kloorvesinik HCl, b) kustutamata lubi CaO, c) ränihapend SiO_2 ,
d) ammoniaak NH_3 , e) tšiili salpeeter NaNO_3 , f) marmor CaCO_3 .

2. Kirjutage järgmiste ühendite valemid:

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

b) rauapüriit (molekul koosneb ühest raua aatomist ja kahest väävli aatomist);

c) bertolee sool (molekul koosneb ühest kaaliumi aatomist, ühest kloori aatomist ja kolmest hapniku aatomist).

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 koostisesse 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
 $1 + 14 + 48 = 63$.

Kirjutage järgmiste valemite häälamine 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 |

11. 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. Kui mitu 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 " "

$$\frac{75}{12} = \frac{25}{x}; \quad x = \frac{12 \cdot 25}{75} = 4.$$

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 kaalulised kogused (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.

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

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

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%;
- b) S — 50%, O — 50%;
- c) Na — 57,5%, O — 40%, H — 2,5%;
- d) Cu — 40%, S — 20%, O — 40%.

2. Leida väävlishapendi (väävliugaasi) valem. Tema koostises on ühe kaaluosa väävli kohta üks kaaluosa hapnikku.

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

12. Valents.

Ainete määratu mitmekesisus, millega tuleb keemias tege- mist 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, millel on järgmised valeimid: 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.), me 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 vesiniku aatomit (lämmastik ammoniaagis) ja isegi nelja aatomit (süsinik metaanis).

Mitmetes hapendites võime täheldada, et hapniku aatomid võivad siduda mitmesuguste elementide erinevate 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 täisarvuliseks väljendamiseks võetakse valentsi ühikuks vesiniku valents. Vesinik on ühevalentne element.

Ühevalentseteks loetakse elemente, mis seovad ühendis ühe vesiniku aatomi. Ühevalentsete elementide hulka kuuluvad metallid naatrium (Na) ja kaalium (K), mittemetallid kloor (Cl — ühendites vesinikuga ja metallidega) ja väike arv teisi elemente. Need annavad omavahel selliseid ühendeid, nagu KCl, NaCl, HCl jne.

Kahevalentseteks loetakse elemente, mis seovad ühendites kaks vesiniku või mõne teise ühevalentse elemendi aatomit. Kahevalentsete elementide näiteina võivad olla hapnik (O) ja metallid kaltsium (Ca), magneesium (Mg). Need moodustavad ühevalentsete elementidega ühendeid, nagu H_2O , $CaCl_2$, $MgCl_2$ jne.

Kolmevalentsete elementide aatomid seovad ühendis kolm ühevalentsete elementide aatomit. Kolmevalentsete elementide näiteina 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 (soogaas ehk 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 kulgeb reaktsioon.

Nii näiteks vaskhapend (CuO) sisaldab kahevalentset vaske, tal on must värvus ja teda saadakse vase kuumutamisel õhu käes $500\text{--}600^\circ$ 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.

Peaaegu kõikidel metallidel on praktiliselt püsiv valents ja enamik neist on kahevalentsed.

Peame meeles tähtsamate metallide valentsid:

Ühevalentsed metallid — kaalium (K), naatrium (Na), hõbe (Ag).

Kahevalentsed „ — kaltsium (Ca), baarium (Ba).

Kolmevalentsed „ — alumiinium (Al), kroom (Cr).

Muutuva valentsiga on vask $\overset{1}{\text{Cu}}$ ja $\overset{2}{\text{Cu}}$, raud $\overset{2}{\text{Fe}}$ ja $\overset{3}{\text{Fe}}$.

13. 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.

Näitena toome alumiiniumhapendi valemi koostamise. Kirjutame alumiiniumi keemilise sümboli Al. Tuletame meelde, et alumiinium on kolmevalentne, ja kirjutame tema keemilise sümboli kohale arvu kolm: $\overset{3}{\text{Al}}$. Alumiiniumi keemi-

lise sümboli kõrvale kirjutame hapniku keemilise sümboli, mille kohale kirjutame tema valentsi tähistava numbriga 2: $\overset{3}{\text{Al}} \overset{2}{\text{O}}$. 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 .

Kirjutada järgmiste ühendite valemid:

- 1) naatrium ($\overset{1}{\text{Na}}$) ja väävel ($\overset{2}{\text{S}}$);
- 2) alumiinium ($\overset{3}{\text{Al}}$) ja väävel ($\overset{2}{\text{S}}$);
- 3) magneesium ($\overset{2}{\text{Mg}}$) ja lämmastik ($\overset{3}{\text{N}}$).

Kirjutada alljärgnevat elementide ühendite valemid klooriga ($\overset{1}{\text{Cl}}$):
 $\overset{1}{\text{Na}}$, $\overset{2}{\text{Ca}}$, $\overset{3}{\text{Fe}}$, $\overset{1}{\text{Sn}}$.

Missugune on kloori, väävli, fosfori ja räni valents järgmistes ühendites: NH_3 , PH_3 , HCl , SiH_4 , H_2S ?

Näitlikkuse mõttes on elementide valentsi hakatud märkima joonekestena keemiliste elementide sümbolite juures. Joonekeste arv vastab valentsi ühikute arvule.

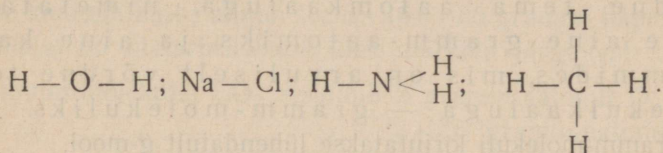
Ühevalentsed aatomid: $\text{H} -$, $\text{Cl} -$, $\text{Na} -$.

Kahevalentsed aatomid: $\text{O} =$, $\text{Zn} =$ ehk $- \text{O} -$, $- \text{Zn} -$.

Kolmevalentsed aatomid: $\text{N} \equiv$, $\text{Al} \equiv$ ehk $\begin{array}{c} | \\ \text{N} \\ | \end{array}$, $\begin{array}{c} | \\ \text{Al} \\ | \end{array}$.

Neljavalentsed aatomid: $\text{C} \equiv$, $\text{Si} \equiv$ ehk $- \begin{array}{c} | \\ \text{C} \\ | \end{array} -$, $- \begin{array}{c} | \\ \text{Si} \\ | \end{array} -$.

Liitain 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 joonekesed ühte: $H-Cl$. Vee, kloornaatriumi, ammoniaagi ja metaani molekulide valemeid võib kujutada järgmiselt:



Valemeid, mis näitavad sidet üksikute aatomite vahel molekulis, nimetatakse **struktuurvalemiteks**.

Koostada väävelnaatriumi, väävelmagneesiumi, kloorvesiniku ja klooralumiiniumi struktuurvalemid.

14. 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. Misuguse 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 raua ja miljon aatomit väävli. 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 raua ja 32 kaaluühikut väävli. 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.

Aine kaalu grammides, mis on arvuliselt võrdne tema aatomkaaluga, nimetatakse selle aine gramm-aatomiks ja aine kaalu grammides, mis on arvuliselt võrdne tema molekulkaaluga — gramm-molekuliks.

Gramm-molekuli kirjutatakse lühendatult g-mool.

Vee gramm-molekul (g-mool) näiteks on 18 grammi vett, sest vee molekulaal on 18; väävelhappe molekulaal on 98, väävelhappe gramm-molekul (g-mool) on 98 grammi väävelhapat jne.

Määrata järgmiste ainete gramm-aatomid ja gramm-molekulid: Zn, Cu, CuSO₄, HNO₃, NaOH, HCl.

15. Arvutused valemite järgi.

Tundes liitain valemite ja elementide aatomkaalusid, võime lahendada terve rea ülesandeid.

Enne üksikute näidete käsitlemist määrame lahenduse käigu, kasutades gramm-aatomi ja gramm-molekuli mõistet.

1. Antud aine kogused tuleb juhul, kui nad esinevad harilikel kaaluühikuis, muuta gramm-molekulideks (või elementide puhul gramm-aatomiteks).

2. Nende saadud suurustega opereeritakse ülesande lahendamisel.

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

1. n ä i d e. Mitu grammi hapnikku sisaldub 2,5 gramm-molekulis süsihappegaasis?

L a h e n d u s. Selles ülesandes on aine lähtekogus juba antud keemilises mõõtühikus ja seetõttu esimene lahenduse etapp langeb ära. Süsihappegaasi valemist CO_2 nähtub, et üks gramm-molekul süsihappegaasi sisaldab 2 gramm-aatomit hapnikku. 2,5 gramm-molekuli süsihappegaasi sisaldab siis $2,5 \cdot 2 = 5$ gramm-aatomit hapnikku. Üleviiduna hari-likusse kaaluühikusse annab see $5 \cdot 16 = 80$ grammi hapnikku. Lahendust on otstarbekohane üles märkida järgneval kujul:

1 gramm-molekulis CO_2 sisaldub 2 gramm-aatomit O,
 2,5 „ „ „ „ 2 · 2,5 gramm-aatomit O.
 $2 \cdot 2,5 \cdot 16 = 80$ g.

2. n ä i d e. Mitu grammi rauda sisaldub 40 g-s raudhapen-
 dis Fe_2O_3 ?

L a h e n d u s. Fe_2O_3 molekulkaal on $2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160$.
 40 g moodustab $\frac{40}{160} = 0,25$ gramm-molekuli.

Ühes gramm-molekulis Fe_2O_3 sisaldub 2 gramm-aatomit rauda, 0,25 gramm-molekulis Fe_2O_3 on järelikult $0,25 \cdot 2 = 0,5$ gramm-aatomit Fe. 0,5 gramm-aatomit Fe kaalub $0,5 \cdot 56 = 28$ g.

Lahenduse kirjutame järgmiselt:

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

Fe_2O_3 sisaldab 2Fe,

1 g-mool Fe_2O_3 „ 2 gramm-aatomit Fe.

$\frac{40}{160} \dots \dots \frac{2 \cdot 40}{160} = 0,5$ gramm-aatomit.

$0,5 \cdot 56 = 28$ g.

3. n ä i d e. Missuguses koguses Fe_2O_3 sisaldub 140 g rauda?

L a h e n d u s. 140 grammi rauda moodustavad $\frac{140}{56} = 2,5$ gramm-aatomit rauda. 1 gramm-aatom Fe sisaldub 0,5 gramm-molekulis Fe_2O_3 . 2,5 gramm-aatomit Fe sisaldub

$2,5 \cdot 0,5 = 1,25$ gramm-molekulis Fe_2O_3 . 1,25 gramm-molekuli Fe_2O_3 moodustavad $1,25 \cdot 160 = 200$ g Fe_2O_3 .

Lahenduse kirjutame järgmiselt:

$$\frac{140}{56} \text{ gramm-aatomit Fe} \quad ,, \quad \frac{140 \cdot 0,5}{56} \text{ g-molekulis } \text{Fe}_2\text{O}_3.$$
$$\frac{160 \cdot 140 \cdot 0,5}{56} = 200 \text{ g.}$$

Harjutused.

1. Mitu grammi vesinikku on a) vee (H_2O), b) väävelhappe (H_2SO_4), c) kloorvesiniku (HCl), d) metaani (CH_4) gramm-molekulis?
2. Mitu grammi vesinikku on a) 18 g vees, b) 34 g vesinikülihapiendis (H_2O_2), c) 98 g väävelhappes (H_2SO_4)?
3. Kui palju rauda sisaldub 4640 tonnis Fe_2O_3 ?
4. Kas sisaldub sama palju rauda a) 1 gramm-molekulis Fe_2O_3 ja 1 gramm-molekulis Fe_3O_4 , b) 1 grammis Fe_2O_3 ja 1 grammis Fe_3O_4 ? Vastuses andke seletus.
5. Missuguses koguses bertolee soolas (KClO_3) sisaldub 24 g hapnikku?

Koostise leidmine %-des valemil järgi.

Keemilise ühendi valem annab võimaluse arvutada selle ühendi koostist protsentides.

1. Arvutame vaskhapiendi koostise protsentides.

Lahendus. Vaskhapiendi (CuO) molekulaal on $64 + 16 = 80$ h.ü.

Arvutame, mitu kaaluühikut vaske on 100 kaaluühikus vaskhapiendis. Arutleme järgmiselt:

80 kaaluühikus CuO on 64 kaaluühikut Cu ; ühes kaaluühikus on $\frac{64}{80}$, sajas kaaluühikus $\frac{64 \cdot 100}{80} = 80\%$.

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

Selle ülesande arvutamiseks võib kasutada proportsiooni:

$$\begin{array}{l} \text{CuO} - \text{Cu}, \\ 80 \text{ k.-ü. } 64 \text{ k.-ü.} \\ 100 \quad x \end{array} \quad \begin{array}{l} x : 64 = 100 : 80, \\ x = \frac{64 \cdot 100}{80} = 80\%. \end{array}$$

Harjutused.

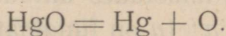
1. Arvutada väävlisisaldus protsentides: a) SO_2 , b) SO_3 .
2. Leida järgmiste ühendite protsendiline koostis: a) väävelraud (FeS), b) püriit (FeS_2), c) vesi (H_2O), d) lubjakivi (CaCO_3), e) sooda (Na_2CO_3).
3. Missuguses allpooltoodud ja väetisena kasutatavas ühendis sisaldub kõige rohkem lämmastikku: tšiili salpeeter — NaNO_3 , norra salpeeter — $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$?

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

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

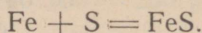
Võtame elavhõbeahapendi (HgO) lagunemisreaktsiooni. Sellel reaktsioonil lagunevad elavhõbeahapendi molekulid väiksemateks osadeks — elavhõbeda ja hapniku aatomeiks. Me teame, et aatomid on elemendi väikseimad osakesed, mida ei saa keemiliste reaktsioonide teel edasi lagundada. Üksteisega ühinedes moodustavad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

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



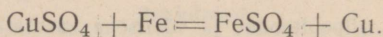
Väävelraua tekkimise reaktsioonil ühinevad väävli ja raua aatomid üksteisega väävelraua molekulideks. Seejuures

annab üks aatom väävli ühe aatomi rauaga ühinedes ühe molekuli väävelrauda:



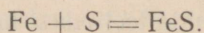
Asendusreaktsiooni puhul saadakse kahest ainest — ühest liitainest ja ühest lihtainest — uus liitaineline ja uus lihtaineline.

Näiteks raua (Fe) toimel vasevitriolis (CuSO₄) saadakse rauavitriol (FeSO₄) ja vask (Cu). Seda reaktsiooni võime kujutella järgmiselt. Raua aatom asub vasevitrioli molekulis vase aatomi kohale:

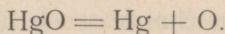


Et aatomid ei ole keemilisel teel lagundatavad, siis nende kaal peab jääma keemiliste reaktsioonide puhul muutumatuks. Järelikult võrdub molekulaal molekuli moodustavate aatomite kaalu summaga, s. t. keemilisest reaktsioonist osavõtvate ainete kaalude summa võrdub selle reaktsiooni tulemusena saadud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

Kirjutame toodud näited järgmiselt:

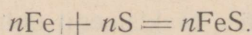


$$56 \quad 32 \quad 88$$



$$217 \quad 201 \quad 16$$

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):



$$n56 \quad n32 \quad n88$$

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

17. 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 kvalitatatiivseid kui ka kvantitatiivseid suhteid.

Seetõttu keemilised võrrandid väljendavad:

1) reageerivate lähteainete ja lõppsaaduste lühendatud nimetusi;

2) nende molekulkaalusid;

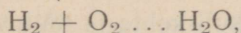
3) kaalulisi suhteid kõikide reaktsioonist osavõtivate ainete ja üksikute elementide vahel.

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

lähteaine + lähteaine . . . saadus



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

Meie 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: $H_2 + O_2 \dots 2H_2O$ (molekulide arvu tähistab valemis ette asetatud tegur 2). See tegur 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 ei võtnud 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.

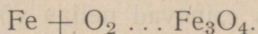
Niisiis tuleb võrrandi õigeks koostamiseks kasutada tegureid, s. o. arve, mis asetsevad ainete valemite ees. Tegurid on maksvad kogu molekuli kohta ja näitavad aine molekulide

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.

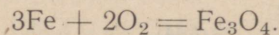
Vaatleme veel üht võrrandi koostamise näidet.

Raua põlemisel hapnikus tekib raudhapend Fe_3O_4 .

Selle reaktsiooni võime üles märkida järgmiselt:



See aga ei ole veel reaktsiooni võrrand, sest ta ei vasta aine kaalu jäävuse seadusele. Võrrandi vasakul poolel on üks aatom raua ja kaks aatomit hapnikku, paremal poolel aga kolm aatomit raua 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 teguri 3 ja hapniku molekuli ette teguri 2. Kontrollime. Raua ja hapniku aatomite arvud on mõlemal võrrandi poolel võrdsed, s. t. raua kolm aatomit ja hapnikku neli aatomit. Tähendab, võrrand on koostatud õieti.



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 jga aine molekulide arvud olema sellised, et võrrand oleks kooskõlas aine kaalu jäävuse seadusega.

Tegurite asetamisel võib kasutada järgmisi reegleid:

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

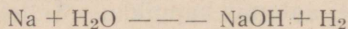
2. Võrdsustada võrrandis ainult kahes valemis leiduvate elementide aatomite arvud, teistele elementidele tähelepanu pööramata.

3. Võrdsustada ainult kolmes valemis esinevate elementide aatomite arvud.

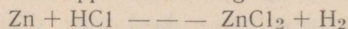
4. Elemendid, mis esinevad neljas või viies valemis, on enamikul juhtudel viimastena võrdsustatavad ja nende aatomite arvu kontrollitakse.

Asetada tegurid õigestesse kohtadesse järgmistes võrrandites:

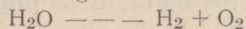
1. Naatriumi toime vette



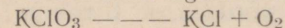
2. Soolhappe toime tsingisse



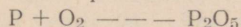
3. Vee lagundamine elektrivooluga



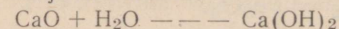
4. Bertolee soola lagundamine



5. Fosfori põlemine



6. Lubja kustutamine



7. Lubjavee sogastumine süsihappegaasi läbilaskmisel

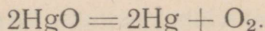


18. Arvutused keemiliste võrrandite järgi.

Keemias vajalikke arvutusi saab teostada ka võrrandite järgi.

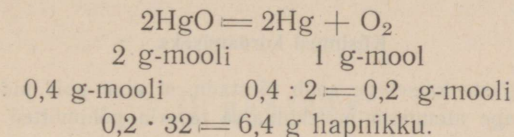
1. näide. Leiame, mitu grammi hapnikku tekib 0,4 g-mooli elavhõbehapendi lagunemisel.

L a h e n d u s. Elavhõbehapendi lagunemine väljendub võrrandiga.



Võrrandist nähtub, et 2 g-mooli HgO lagunemisel tekib üks g-mool O₂; 0,4 g-mooli HgO lagunemisel saame järelikult 0,4 : 2 = 0,2 g-mooli O₂. Hapniku molekulaal on 32. Sellest saame, et 0,2 g-mooli O₂ kaalub 0,2 · 32 = 6,4 g.

Lahenduse kirjutame järgmiselt:



2. näide. Mitu grammi kaltsiumhapendit saadakse 50 g lubjakivi (CaCO₃) lagundamisel?

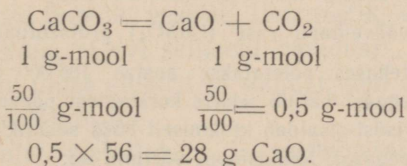
Lahendus. CaCO₃ molekulaal on 40 + 12 + 48 = 100.

50 g CaCO₃ moodustab $\frac{50}{100} = 0,5$ g-mooli.

Reaktsiooni võrrand on: CaCO₃ = CaO + CO₂.

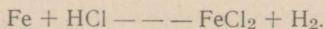
Võrrandist nähtub, et 1 g-mool CaCO₃ annab 1 g-mooli CaO; tähendab, 0,5 g-mooli CaCO₃ annab 0,5 g-mooli CaO. CaO molekulaal on 40 + 16 = 56. 0,5 g-mooli on siis 0,5 · 56 = 28 grammi CaO.

Lahenduse kirjutame järgmiselt:

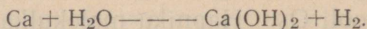


Ülesandeid.

1. Mitu grammi hapnikku tekib 0,5 g-mooli vee (H₂O) lagunemisel?
 2. Kirjutada magneesiumi põlemise võrrand ja arvutada, mitu grammi magneesiumhapendit (MgO) tekib 6 g magneesiumi põlemisel?
 3. Mitu grammi vesinikku tekib 7 g raua toimel soolhappesse (HCl)?
- Reaktsiooni skeem on:



4. Mitu grammi vesinikku võib saada gramm-aatomi kaltsiumi toimeel veesse? Reaktsiooni skeem on:



5. Mitu grammi vesinikku reageerib (võtab reaktsioonist osa) a) 4 g vaskhapendi (CuO) ja b) vaskalahapendi (Cu_2O) taandamisest?

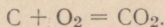
Küsimusi kordamiseks.

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. Missugune erinevus on mõistete vahel „element“, „lihtaine“ ja „liitaine“?
6. Missugune erinevus on mõistete vahel „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) $\overset{2}{\text{Zn}}$ ja $\overset{2}{\text{S}}$, b) $\overset{2}{\text{Zn}}$ ja $\overset{1}{\text{Cl}}$, c) $\overset{2}{\text{Zn}}$ ja $\overset{2}{\text{O}}$. Kirjutada saadud ainete struktuurvalemid.

12. Leida väävelhapu vase (CuSO_4) protsentuaalne koostis.

13. Uhes 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:



II peatükk.

Anorgaaniliste ainete klassifikatsioon.

19. 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 metalliline 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.

Ainete jaotamist metallideks ja mittemetallideks ei saa piiritella. On olemas lihtaineid, millel on sarnasust nii metallidega kui ka mittemetallidega, nagu näiteks arseen ja antimon. Selliste ainetega tutvume edaspidi.

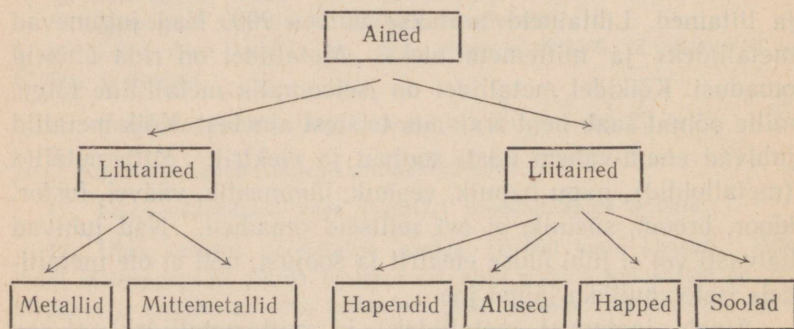
Liitaineid on määratu suur hulk. Tahtmatult tekib küsimus, kuidas orienteeruda sellises mitmesuguste ainete hulgas ja kuidas neid tundma õppida.

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 sidemeid, 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:



20. Hapendid.

Hapenditeks ehk oksüüdideks nimetakse selliseid liitaineid, mis sisaldavad hapnikku ja veel mingisugust elementi.

Hapendite näitena on meile tuntud: raud(III)hapend (Fe_2O_3), vask(II)hapend (CuO), väävelkahelishapend (SO_2),

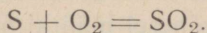
süsinikkahelishapend (CO_2) jt. Hapendid võivad olla tahked, nagu vask(II)hapend (CuO), vedelad, nagu vesi (H_2O), gaasilised, nagu süsinikkahelishapend (CO_2). Hapendid võivad olla värvusetud, nagu väävelkahelishapend (SO_2), süsinikkahelishapend (CO_2), või värvusega, nagu elavhõbe(II)hapend (HgO), vask(II)hapend (CuO), raud(III)hapend (Fe_2O_3) jne.

Hapendite saamine.

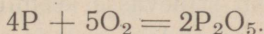
Paljud hapendid tekivad nii liht- kui ka liitainete põlemisel või hapendumisel.

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

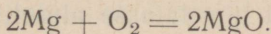
Väävel põleb heleda sinakasvioletse leegiga ja seejuures tekib terava lõhnaga gaas — väävelkahelishapend (SO_2):



Fosfor põleb pimestavalt valge leegiga ja seejuures tekib valge suitsutaoline aine — fosforpentoksüüd (P_2O_5):



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



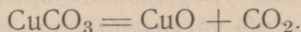
Pärast ainete põletamist loksutame purkides hoolikalt vett seni, kuni hapendid on vees lahustunud. Reaktsiooni produktid säilitame järgnevateks katseteks.

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

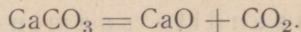
Selleks kuumutame gaasi ärajuhte toruga varustatud katseklaasis süsihaput vaske (CuCO_3). Selle soola lagunemis-

reaktsiooni puhul saame kaks hapendit: vask(II)hapendi ja süsihappegaasi (CO_2), mida kogume purki avaga üles.

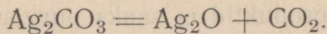
Lagunemisreaktsioon toimub järgmise võrrandi alusel:



Samuti tekib lubjakivi kuumutamisel kaks hapendit — kaltsiumhapend (CaO) ja süsihappegaas (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. Hõbehapendit näiteks on võimalik saada süsihappu hõbede (hõbekarbonaadi) lagundamisel:

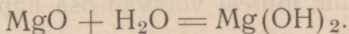


Niisiis peaaegu kõik elemendid moodustavad ühel või teisel teel hapendeid. Erandi moodustavad ainult nn. väärisgaasid, mida leidub väga vähesel määral õhus.

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

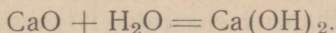
Aluselised hapendid. Aluselised on ainult metallide hapendid. Neid nimetatakse aluselisteks sellepärast, et nad veega ühinedes moodustavad erilise klassi liitaineid — aluseid.

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



Kui võtta portselankaussi tükike kaltsiumhapendit (kustutatud lupja, CaO) ja valada sellele vett juurde, siis teatava

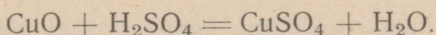
aja pärast täheldame soojuse eraldumist, kihisemist, ja võetud tükike pudeneb peeneks pulbriks. Järelikult ühineb kaltsiumhapend veega ja moodustab aluse — kustutatud lubja, Ca(OH)_2 :



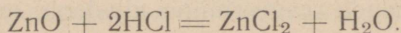
Mitte kõik metallide hapendid ei ühine veega. Näiteks ei ühine veega raud-, vask-, alumiinium- ja teised hapendid. See pärast ei ole nimetatud reaktsioonid kõikidele metallide hapenditele üldised.

Aluselise hapendi iseloomulikuks tunnusemärgiks on tema reaktsioon happega.

Näiteks teostame järgmise katse. Portselankaussi valame pool katseklaasi-täit lahjendatud väävelhapet, soojendame ja lisame sinna väikeste annustena vask(II)hapendi pulbrit seni, kuni see hapend veel lahustub. Filtrime tulise lahuse keeduklaasi; mõne aja pärast tekivad filtraadis vasevitrioli kristallid. Vasevitrioli saamise reaktsioon on järgmine:



Samuti reageerivad teiste metallide hapendid hapetega, näiteks:



Järelikult võib aluselist hapendit järgmiselt defineerida:

Aluseliseks hapendiks nimetatakse sellist hapendit, mis reageerib happega, andes selle tulemusena soola ja vee.

Kui metall moodustab ainult ühe hapendi, siis nimetatakse teda lihtsalt hapendiks (oksüüdiks). Näitena võib tuua tsinkhapendi (tsinkoksüüdi), magneesiumhapendi (magneesiumoksüüdi). Kui aga metall moodustab kaks aluselist hapendit, siis hapendit, mis sisaldab metalli madalama valent-

signa, nimetatakse alahapendiks, ja hapendit, mis sisaldab metalli kõrgema valentsiga, — hapendiks. Näiteks:

$\overset{2}{\text{FeO}}$ — raudalahapend ehk raud(II)oksüüd,

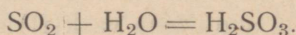
$\overset{3}{\text{Fe}_2\text{O}_3}$ — raudhapend ehk raud(III)oksüüd,

$\overset{1}{\text{Cu}_2\text{O}}$ — vaskalahapend ehk vask(I)oksüüd,

$\overset{2}{\text{CuO}}$ — vaskhapend ehk vask(II)oksüüd.

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

Näide. Põletades väävlit hapnikus saame väävelkahelishapendi (SO_2), mis vees lahustudes annab väävliseppe:

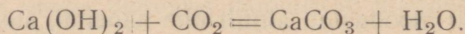


On aga olemas mittemetallide hapendeid, mis veega ei ühine ja seetõttu ei saa sel viisil happeid anda. Näiteks ränihapend (SiO_2) või harilik liiv ei reageeri veega üldse.

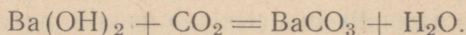
Nii ei ole happe tekkimine reageerimisel veega happeliste hapendite tüüpiliseks tunnuseks.

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

Näide 1. Laseme läbi lubjavee, s. t. kaltsiumhüdrosüüdi lahuse vees süsihappegaasi (CO_2). Seejuures tekib sogasus või sade. Antud juhul tekkis süsihappu kaltsium (CaCO_3):



Näide 2. Baariumleelise lahusest süsihappegaasi läbilaskmisel saame süsihappu baariumi:



Toodud näidete põhjal võime happelist hapendit defineerida järgmiselt:

Happelisteks nimetatakse selliseid hapendeid, mis reageerivad leelistega, 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 leelistega, moodustavad vee ja soola.

Happelistele hapenditele antakse sageli nende omaduse tõttu moodustada veega hape happe anhüdriidi nimetus, mis tähendab hapet ilma veeta.

Happeliste hapendite nimetuste näiteid:

- CO₂ — süsihappe anhüdriid,
- SO₂ — väävlis happe anhüdriid,
- SO₃ — väävelhappe anhüdriid.

Harjutusi.

1. On antud seatina, hapnik, lämmastikhapu seatina, kaltsium, magneesium, raudhapendi hüdraat, vaskhapendi hüdraat. Tuleb saada kahel viisil: a) kaltsiumhapend, b) magneesiumhapend, c) raudhapend, d) seatinahapend, e) vaskhapend.

2. Mitu grammi vaskoksüüdi saadakse 20 g aluselise süsihapu vase lagundamisel?

3. Lubjaahjus põletatakse ööpäevas 110 tonni lubjakivi. Mitu tonni kustutamata lupja annab ahi ööpäevas?

4. Asetada katseklaasi veidi kaltsiumhüdroksüüdi ja kuumutada seda. Mis toimub? Seletada täheldatavaid nähtusi. Kirjeldada tekkivate ainete omadusi.

5. Valmistada kaltsiumhüdroksüüdi kaltsiumoksidist.

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

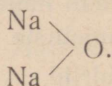
7. Süsihappegaasi kindlakstegemiseks kasutatakse baariumleelise lahust. Teostada katse ja seletada, miks kasutatakse selleks otstarbeks barüütvett.

8. Lähtudes kaltsiumhüdroksüüdist, valmistada väevlishapu kaltsium.

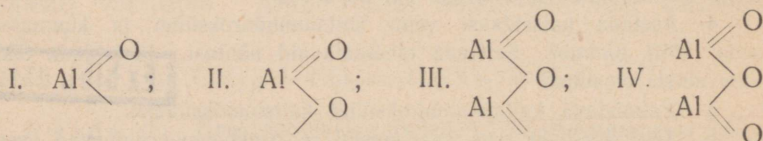
9. Lämmastikhappe lahusesse visata tükike vaskhapendit ja soojendada seda nõrgalt. Jälgida, mis toimub. Seletada tähelepanud nähtust.

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

Hapendite struktuurvalemid. Selleks, et koostada hapendi struktuurvalem, peab teadma hapendi koostisesse kuuluvate elementide valentsi. Olgu näiteks tarvis koostada naatriumhapendi valem. 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 struktuurvalem, 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 .



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

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

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



2) märkida metalli ja hapniku valentsid:



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

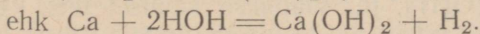
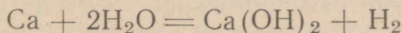
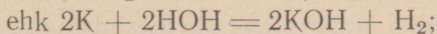
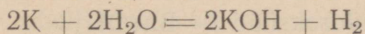
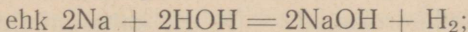
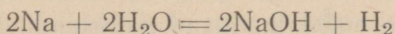


21. Alused.

Aluseid võib saada mõnede metallide toimel veesse. Seliste 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:



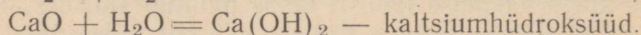
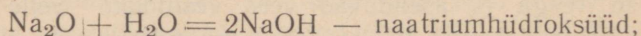
Need võrrandid näitavad, et metallide aatomid asendavad vees vesiniku aatomeid, ühinedes aatomite rühmaga (OH),

mis kannab hüdroksüülrühma nime. Hüdroksüül on see osa vee molekulist, mis jääks järele, kui me võtaksime temalt ühe vesiniku aatomi ära. Kui kirjutada vee molekuli valem järgmiselt: $H(OH)$, siis näeme, et hüdroksüülrühm on ühevalentne.

Ühendeid, mille molekulide koostisesse kuuluvad metalli aatomid ja hüdroksüülrühmad, nimetatakse alusteks ehk, teiste sõnadega, alused on liitained, mille molekulid sisaldavad metallide aatomeid ühenduses hüdroksüülrühmadega.

Aluste koostist võib väljendada järgmise üldise valemiga: $M(OH)_n$, kus M on metall ja n selle metalli valents, s. t. aluse molekuli koostisesse kuuluvate hüdroksüülrühmade arvu määrab samasse kuuluva metalli valents.

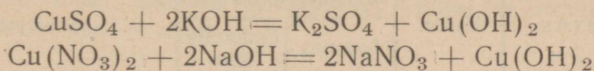
Mõningaid aluseid võib saada ka teisel viisil, nimelt metallide hapendite ühinemisel veega. Sellest on tulnudki aluste nimetus „hüdroksüüd“ (*hydro* — vesi, *oxyd* — hapend):



Tuleb silmas pidada, et metallide toimet 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 vaskhüdroksüüd, $Cu(OH)_2$, raudhüdroksüüd, $Fe(OH)_3$, jt., saadakse kaudsel teel. Lahustumatute hüdroksüüdide kaudne saamise viis seisab selles, et vastavate metallide soolade vesilahustesse toimitakse leelise lahusega.

Selleks, et saada vaskhüdrosüüdi, toimitakse vase soolasse, näiteks CuSO_4 -sse, leelisega:



Sellisel teel saadakse enamik alustest. Alused on tavaliselt tahked ained, millel on mitmesugune värvus. Nii on naatriumhüdrosüüd valge värvusega, vaskalus — $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — sinise värvusega, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — pruuni värvusega jne. Alustel on mitmesugune lahustuvus vees. Naatriumhüdrosüüd näiteks lahustub vees hästi, samuti lahustub hästi ka kaaliumhüdrosüüd, väiksemal määral lahustub kaltsiumalus ja baariumalus. Enamik aluseid on vees lahustumatud.

Vees lahustuvaid aluseid nimetatakse leelisteks.

Leelisi on väike arv. Tähtsamad neist on:

naatriumleelis — NaOH ;
kaaliumleelis — KOH ;
kaltsiumleelis — $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
baariumleelis — $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Kõikidel leelistel on järgmised ühised omadused:

1) nad muudavad paljude taimsete värvainete, nende hulgas lakmuse värvust, mis muutub nende toimel siniseks. Fenoolftaleiin omandab leelises punase värvuse, punase kapsa mahl — roheline värvuse;

2) nende lahustel on iseloomulik „seebi“ maitse;

3) nad seebistavad mitmesuguseid rasvu, näiteks searasva keetmisel naatriumhüdrosüüdiga saadakse seep;

4) sattudes paberile, puule, nahale jne., söövitavad neid, mille tõttu neid nimetatakse ka sööbeleelisteks.

Leeliste omadused ja saamine.

| Nimetus | Valem | Indikaatori värvus | | Saamine |
|----------------|--------------------------|--------------------|----------------|--|
| | | Lakmus | Fenoolftaleiin | |
| Naatriumleelis | NaOH | Sinine | Punane | $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ |
| Kaaliumleelis | KOH | " | " | $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH}$ |
| Kaltsiumleelis | $\text{Ca}(\text{OH})_2$ | " | " | $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ |
| Baariumleelis | $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | " | " | $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2$ |

Tehnikas kasutatakse mõningaid aluseid üsna laialdaselt. Naatriumhüdroksüüdi (NaOH) rakendatakse seebikeetmisel, nafta destilleerimise produktide puhastamisel, kunstiidi valmistamisel, paberi valmistamisel, samuti ka tekstiili- ja keemiatööstuses. Kaaliumhüdroksüüdi (KOH) kasutatakse seebitööstuses ja keemiatööstuses, kustutatud lupja tarvatakse ehitustööstuses jne. Mitmesuguste aluste kasutamiseviiside kohta antakse ligemad andmed edaspidi vastavate metallide käsitlemisel.

Katse. Võtta tükike naatriumi ja tükike kaaliumi (hernetera suurune) ning visata kumbki omaette kaussi veega. Pärast seda, kui metallide ja vee vahel toimuv reaktsioon on lõppenud, lisada mõlemasse kaussi veidi lakmuse lahust. Lakmus omandab sinise värvuse.

Katse. Lahustada tükike naatriumhüdroksüüdi või kaaliumhüdroksüüdi vees ($\frac{1}{3}$ katseklaasist). Lahustumine toimub kiiresti ka soojendamata. Võtta klaaspulgaga tilk lahust ja hõõruda sõrmede vahel selliselt, et lahus ei satuks küüne alla, ja kohe pesta käed puhtaks. Pesta seni, kui sõrmed ei ole enam libedad, muidu võib leelis tekitada käele haava. Lahusele lisada veidi lakmuse lahust. Lakmus muutub siniseks.

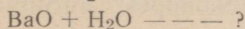
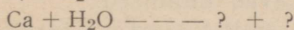
Katse. Loksutada veega kustutatud lupja. Lubi lahustub vees vähe. Filtrida veidi vedelikku ja proovida filtraati lakmusega. Lakmus muutub siniseks.

Katse. Kloorvase lahusega katseklaasi lisada naatriumhüdrosüüdi lahust. Katseklaasi, milles on väävelhapu vase lahus, lisada kaaliumhüdrosüüdi lahust. Seletada täheldatavaid nähtusi ja kirjutada vastavad reaktsioonide võrrandid.

Harjutusi.

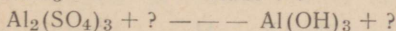
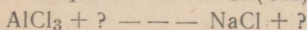
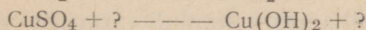
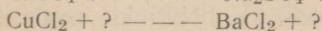
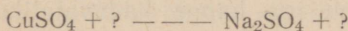
1. Kirjutada järgmiste aluste valemid: naatriumhüdrosüüd, kaaliumhüdrosüüd, kaltsiumhüdrosüüd, kroom(III)hüdrosüüd, vask(II)hüdrosüüd, raud(III)hüdrosüüd, raud(II)hüdrosüüd.

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

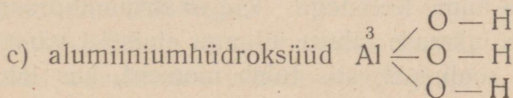
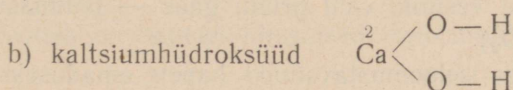
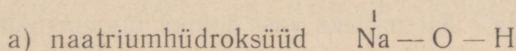


3. Kuidas saada tsinkhüdrosüüdi, kui lähtuda lämmastikhapust tsingist? Koostada reaktsiooni võrrand.

4. Allpool toodud skeemidest moodustada reaktsioonide võrrandid:



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



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

22. Happed.

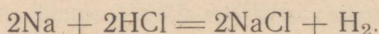
Hapete omadused. Tunneme juba väävelhapest (H_2SO_4), lämmastikhapest (HNO_3) ja soolhapest (HCl). Happed võivad olla vedelad, nagu väävelhape, ja tahked, nagu oblikhape, boorhape ning paljud teised. Mitmed happed on vees lahustuvad; on aga ka happeid, mis vees ei lahustu.

Hapetel on järgmised iseloomustavad tunnused.

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

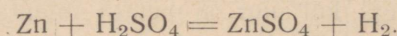
2. Hapete vesilahused muudavad lakmuse värvust. Sinine lakmus värvub hapetes punaseks.

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



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

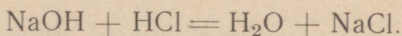
Tsingi toimel väävelhappe lahusesse tekivad samuti sool ja vesinik:



Kuid mitte kõik metallid ei suuda vesinikku igast hapest välja tõrjuda. Nii näiteks vase toimel lämmastikhappesse ei eraldu mitte vesinik, vaid pruun gaas — lämmastik-kahelis-hapend (NO_2).

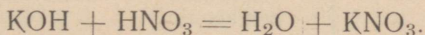
4. Kõige iseloomustavamaks hapete omaduseks on nende vastastikune toime leelistega. Kui naatriumhüdroksüüdi lahusele, mis on lakmuse lahuse tilgaga siniseks värvitud, lisada vähehaaval soolhapest, siis tuleb moment, kus lahuse sinine

värvus muutub violetiks. Sellist lahust nimetatakse neutraalseks ehk neutraalse reaktsiooniga lahuseks (s. t. mitte happeliseks ega ka mitte leeliseks). Ta ei muuda ei lakmuse sinist ega punast värvust. Kui lisada sellele lahusele kas või tilgakenegi hapet, siis lahuse värvus muutub otsekohe punaseks. Samuti vastupidi, tilga leelise lisamisel värvus muutub siniseks. Neutraalse lahuse väljaurutamisel saame tahke aine, mis on tavaline keedusool (NaCl). Toimunud reaktsiooni saame väljendada võrrandiga:



Toodud võrrandist näeme, et hapete ja leeliste vahel toimivate 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:



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

Kokku võttes on hapetel järgmised iseloomulikud iseärasused:

- a) reageerimine leelistega;
- b) hapete vesilahuste toime indikaatoritesse;
- c) vesiniku asendamine vabade metallidega.

| Happe nimetus | Valem | Lakmuse värvus | Vastastikune toime leelistega | Vastastikune toime tsiingiga |
|---------------|-----------|----------------|--------------------------------------|-------------------------------|
| 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 pruutn gaas |

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

Happe vesiniku asendamisel metalliga tekib sool.

Indikaatorid. Lahuste reaktsiooni määratakse indikaatorite abil (ladina keeles *indico* tähendab „näitan“).

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

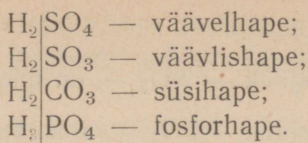
| Indikaator | Indikaatori värvus | |
|----------------|-----------------------|-----------------------|
| | happelises keskkonnas | leeliseses keskkonnas |
| Lakmus | punane | sinine |
| Fenoolftaleiin | värvusetu | vabarnapunane |
| Metüüloranž | roosa | kollane |

Neutraalses keskkonnas indikaatorite värvus ei muutu.

Hapete koostis. Happejäägi mõiste. Kirjutame tähtsamate hapete valemid:

HCl — soolhape;

HNO_3 — lämmastikhape;



Nendest valemitest n\u00e4htub:

1. K\u00f5ikide hapete koostises on vesinik, mis v\u00f5ib \u00fchineda leeliste h\u00fddroks\u00f5uliga ja mida saab asendada metalliga.

2. Hapete molekulis v\u00f5ib olla \u00fcks v\u00f5i mitu vesiniku aatomit.

3. Iga happe valemit saab jaotada kahte ossa — vesinikuks, mis \u00fchineb leeliste h\u00fddroks\u00f5uliga v\u00f5i asendub metalliga, ja elemendiks v\u00f5i elementide r\u00fchmaks, mis on vesinikuga \u00fchendatud ning mis happes ja selle soolades esineb samal kujul muutumatuna. Seda osa, mis valemities on vesinikust eraldatud kriipsjoonega (Cl — soolhappe juures, NO₃ — l\u00e4mmastikhappe juures, SO₄ — v\u00e4\u00e4velhappe juures), nimetatakse happej\u00e4\u00e4giks ehk -radikaaliks.

Happej\u00e4\u00e4giks nimetatakse seda happe molekuli osa, mis j\u00e4\u00e4b j\u00e4rele, kui sellelt molekulilt \u00e4ra v\u00f5tta \u00fcks v\u00f5i mitu vesiniku aatomit, mis on suutelised \u00fchinema leelise h\u00fddroks\u00f5uliga v\u00f5i asenduvad metalliga.

Enamiku uuritud keemiliste reaktsioonide puhul happej\u00e4\u00e4gid ei lagune aatomiteks, vaid \u00fchinevad tervikuna metallide aatomitega, moodustades soolasid, v\u00f5i vesiniku aatomitega, moodustades happeid. Seet\u00f5ttu v\u00f5ime r\u00e4akida happej\u00e4\u00e4kide valentsist. Kui happej\u00e4\u00e4k saab \u00fchineda ainult \u00fche vesiniku aatomiga v\u00f5i \u00fche \u00fchevalentse metalli aatomiga, siis on ta samuti \u00fchevalentne.

Kui happej\u00e4\u00e4k suudab enesega \u00fchendada kaks aatomit vesinikku v\u00f5i kaks aatomit \u00fchevalentset metalli (v\u00f5i \u00fche kahevalentse metalli aatomi), siis on ta kahevalentne, jne.

Näiteid:

HNO_3 — — happejääk — $\overset{1}{\text{NO}_3}$ — on ühevalentne,

H_3PO_4 — — happejääk — $\overset{3}{\text{PO}_4}$ — on kolmevalentne,

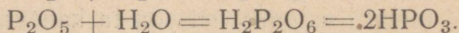
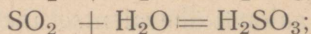
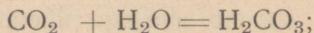
H_2SO_4 — — happejääk — $\overset{2}{\text{SO}_4}$ — on kahevalentne.

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

Tuleb märkida, et on olemas terve rida happeid, mille koostisesse kuulub hapnik, kuid seejuures nad ei ole hapendite ühendid veega. Selliste hapete näidetena võib esitada nn. orgaanilisi happeid, nagu äädikhape ($\text{H}_4\text{C}_2\text{O}_2$), mida leidub söögiäädikas, steariinhape ($\text{H}_{36}\text{C}_{18}\text{O}_2$), mis on küünalde valmistamiseks kasutatava steariini koostusosa, jne. Neid happeid iseloomustab veel see asjaolu, et enamikul juhtudel on ainult osa nendes sisalduvast vesinikust asendatav metalliga, kusjuures tekib sool, s. t. nende aluseliseus on väiksem kui vesiniku aatomite arv nende molekulis. Nii saab äädikhappes ja steariinhappes ainult ühte vesiniku aatomit asendada metalliga. Täheandab, need happed on ühealuselised. Meie kirjutame selliste hapete valemid edaspidi nii, et viime metalliga asendatava vesiniku sulgude ette. Näiteks äädikhappe valem on siis $\text{H}(\text{H}_3\text{C}_2\text{O}_2)$, steariinhappe valem $\text{H}(\text{H}_{35}\text{C}_{18}\text{O}_2)$.

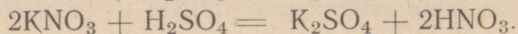
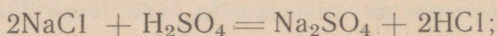
Hapete saamine. Happeid võib saada mitmel viisil. Vaatleme neist kahte: 1) happeliste hapendite ühinemine veega ja 2) happe saamine teise happe toimel soolasse.

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



4. Happed jagunevad hapnikku sisaldavateks ja hapnikku mittesisaldavateks hapeteks. Hapnikku mittesisaldavate hapete näidetena võib esitada soolhapet (HCl), broomvesinikhapet (HBr), joodvesinikhapet (HJ), väävelvesinikhapet, (H₂S) ja teisi.

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



Katse. 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. Eraldub gaasiline kloorvesinik (HCl) annab vees lahustudes soolhappe.

Reaktsioonist võtavad osa neli ainet: kaks lähteainet ja kaks saadud ainet ning 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.

Katse. Võtta klaaspulgaga katseklaasidesse õpetaja poolt valmistatud mitmesuguste hapete lahuseid, lisada igasse katseklaasi umbes poole mahutavuseni vett ja proovida saadud lahuse maitset. Lahustel on hapu maitse. Lisada mitmesuguste hapete lahustele lakmuse lahust — lahused värvuvad punaseks.

Katse. Kolme ühesugusesse keeduklaasi, mis sisaldavad võrdseid hulki vett, happe ja leelise lahust, lisada võrdset violetti lakmuse lahust ja jälgida, missuguse värvuse see omandab igas keeduklaasis. Pärast seda valada samasugusesse keeduklaasi umbes pool näidistes olevast leelise (naatriumhüdroksüüdi) lahusest ja lisada sinna happe lahust kuni täieliku neutraliseerimiseni. Reaktsiooni lõpp tehakse kindlaks lakmuse värvuse võrdlemise teel lakmuse värvusega puhtas vees. Pärast neutraliseerimist valada lahus portselankaussi ja aurutada kuivaks. Saadud kuivaine on sool.

Katse. Valada katseklaasi kontsentreeritud soolhapet ja visata sinna tükike naatriumi (hernetera suurune tükk). Et kloornaatrium on soolhappes raskesti lahustuv, siis sadestub ta kiiresti põhja. Eralduv vesinik süüdata põlema.

Katse. Väävelhappe ja soolhappe lahjendatud lahuseid sisaldavasse katseklaasidesse visata väikesed tsingitükikesed ja eralduvate gaasimullikeste järgi teha kindlaks, kas reaktsioon toimub. Süüdata gaas põleva pirruga, jälgida reaktsiooni puhul toimuvat soojuse eraldumist. Reaktsiooni lõppemisel filtrida mõned tilgad vedelikku klaasitükikesele ja aurutada välja. Saadud jääk — sool — on happe vesiniku asendamise tulemus metalliga. Sool oli vees lahustunud, sest me võtsime katseks veega lahjendatud happe.

Harjutusi.

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 ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$), ortofosforhape (H_3PO_4).

4. Määrata kindlaks järgmiste soolade koostisesse kuuluvate happejääkide valents: MgBr_2 , AgJ , $\text{Cu}(\text{PO}_3)_2$, K_2CrO_4 , KMnO_4 , K_2MnO_4 , $\text{Ca}(\text{ClO})_2$.

5. Lähtudes hapnikust, väävlit ja veest, saada väävelhappe.

6. Mitu grammi vesinikku võib saada 13 g tsingi toimel soolhappesse? Mitu grammi soola seejuures tekib?

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

koosneb aga happejäägist ja vesinikust. Seetõttu võib soola valemi koostada metalli ja happejäägi valentsi järgi. Happejääki vaadeldakse kui tervikut ja soolade valemities, mis sisaldavad mitut happejääki, asetatakse ta sulgudesse ning sulujuurde paremale alla kirjutatakse arv, mis näitab soola koostisesse kuuluvate happejääkide arvu.

Lämmastikhappe (HNO_3) soolad:

(happejääk on $\overset{1}{\text{NO}_3}$)

Lämmastikhapu naatrium — $\overset{1}{\text{Na}}\overset{1}{\text{NO}_3}$ (naatriumnitraat).

Lämmastikhapu kaltsium — $\overset{1}{\text{Ca}}(\overset{1}{\text{NO}_3})_2$ (kaltsiumnitraat).

Lämmastikhapu alumiinium — $\overset{1}{\text{Al}}(\overset{1}{\text{NO}_3})_3$ (alumiiniumnitraat).

Väävelhappe (H_2SO_4) soolad:

(happejääk $\overset{2}{\text{SO}_4}$)

Väävelhapu naatrium — $\overset{1}{\text{Na}}_2\overset{2}{\text{SO}_4}$ (naatriumsulfaat).

Väävelhapu kaltsium — $\overset{2}{\text{Ca}}\overset{2}{\text{SO}_4}$ (kaltsiumsulfaat).

Väävelhapu alumiinium — $\overset{3}{\text{Al}}_2(\overset{2}{\text{SO}_4})_3$ (alumiiniumsulfaat).

Fosforhappe (H_3PO_4) soolad:

(happejääk on $\overset{3}{\text{PO}_4}$)

Fosforhapu naatrium — $\overset{1}{\text{Na}}_3\overset{3}{\text{PO}_4}$ (naatriumfosfaat).

Fosforhapu kaltsium — $\overset{2}{\text{Ca}}_3(\overset{3}{\text{PO}_4})_2$ (kaltsiumfosfaat).

Fosforhapu alumiinium — $\overset{3}{\text{Al}}\overset{3}{\text{PO}_4}$ (alumiiniumfosfaat).

Hapnikku sisaldavate hapete soolade nimetused saadakse vastava happe nimetusele vajaliku metalli nimetuse juurdelisa-

mise 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.

Harjutus. Koostada järgmiste soolade valemid:

1. Väävelhapu kaalium.
2. Lämmastikhapu baarium.
3. Süsihapu naatrium.
4. Metafosforhapu kaltsium.
5. Lämmastikhapu alumiinium.
6. Seatinitraat.
7. Kaaliumkloriid.
8. Alumiiniumsulfaat.
9. Ortofosforhapu hõbe.
10. Väävlisapu naatrium.

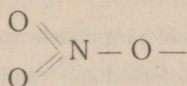
Harjutus. Nimetada järgmiste soolade nimed:

- | | |
|-------------------|-----------------|
| 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 . |

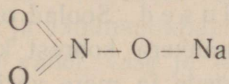
Soolade struktuurvalemid. Soolade struktuurvalemite koostamiseks tuleb kirjutada happe struktuurvalem ja happe vesinik asendada vastava metalliga.

Koostame lämmastikhapu naatriumi NaNO_3 struktuurvalemi.

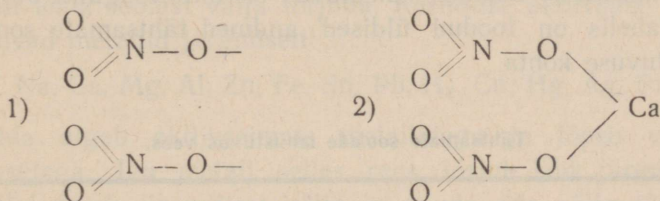
Alguses koostame happejäägi NO_3 struktuurvalemi:



Hüdrosüülrühmas sisalduva hapniku valentsi küllastame naatriumiga:



Koostame $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ struktuurvalemi:



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

Soolade 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:
 $\overset{3}{\text{Al}} \overset{2}{\text{SO}_4}$.

3. Vähima ühiskordse kaudu leida indeksid: $\overset{3}{\text{Al}}_2 (\overset{2}{\text{SO}_4})_3$.

Muutuva valentsiga metallide soolade nimetused tuletakse selliselt, et metalli nimetuse järele soola nimetuses ase-

tatakse sulgudes metalli valents selles soolas rooma numbri-
tega. Näiteks FeSO_4 — väävelhapu raud(II), $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ —
väävelhapu raud(III), kloorvask(I) — CuCl , kloorvask(II) —
 CuCl_2 .

Harjutus. Koostada valemid järgmistele sooladele:

Väävelhapu vask(II), ortofosforhapu raud(III), väävlis-
happu vask(I), kloorvask(II), metafosforhapu kaltsium, äädikhapu raud(II), väävelhapu
raud(II), väävelhapu kroom(III), lämmastikhapu vask(II).

Soolade omadused. Soolad on tahked kristallilised
ained. Suurem osa maakera koorest koosneb mitmesuguste
hapete sooladest. Jõgede ja mere vesi sisaldab lahustunud
soolaid. Soolaid leidub kõikides, nii loom- kui ka taimorganismide
koostises. Soolade lahustuvus on mitmesugune. Järgne-
vas tabelis on toodud üldised andmed tähtsamate soolade
lahustuvuse kohta.

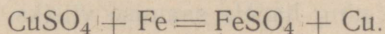
Tähtsamate soolade lahustuvus vees.

| Happe nimetus | Soolade lahustuvus |
|---|---|
| Lämmastikhape (HNO_3) | Kõik soolad on vees lahustuvad |
| Soolhape (HCl) | Enamik sooladest on vees lahustuvad. Lahustuma- tud 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, kalt- siumi ja baariumi soolad |

Soolade iseloomulikud omadused ilmnevad lahustes toimu-
vate vahetus- ja asendusreaktsioonide puhul.

Vaatleme järgmisi reaktsioone.

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



Sellised reaktsioonid toimuvad tsingi ja väävelhappu vase(II) vahel, tsingi ja lämmastikhappu seatina vahel, vase ja kloorrelavhõbeda(II) vahel, vase ja lämmastikhappu hõbeda vahel.

Tuleb meeles pidada, et mitte iga metall ei suuda mistahes metalli tema soolast välja tõrjuda. Keemilise aktiivsuse järgi reastuvad metallid järgmiselt:

K, Na, Ca, Mg, Al, Zn, Fe, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

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.

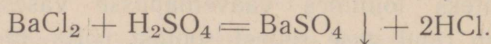
Harjutusi.

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

Teine tähtis soolade omadus on nende vastastikune toime hapetega, alustega ja teiste sooladega vesilahustes.

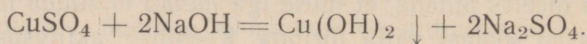
Lahustes soolade ja hapete või aluste või teiste soolade vahel toimuvate reaktsioonide sisu seisab selles, et happejäägid vahetavad kohti kas omavahel või hüdroksüülrühmaga.

Nii näiteks toimub väävelhappe mõjul kloorbaariumile (BaCl_2) happejääkide $\overset{2}{\text{SO}_4}$ ja $\overset{1}{\text{Cl}}$ vahetus. Reaktsiooni tulemusena saame väävelhappu baariumi ja soolhappe:



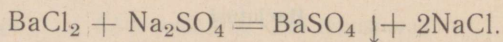
See reaktsioon iseloomustab soolade omadusi ja on lahustumatute soolade ning hapete saamise viisiks.

Väävelhappu vase(II) reageerimisel naatriumhüdrosüüdiga toimub kohtade vahetus happejäägi SO_4 ja hüdrosüülrühma OH vahel, mille tulemusena saame uue soola — väävelhappu naatriumi, Na_2SO_4 — ja uue metallhüdrosüüdi — vaskhüdrosüüdi, $\text{Cu}(\text{OH})_2$:



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 väävelhappu naatriumi (Na_2SO_4) vahelise reaktsiooni tulemusena saadakse väävelhappu baarium (BaSO_4) ja kloornaatrium (NaCl):

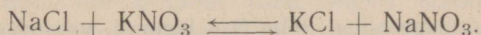


Alguses saadakse vahetusreaktsiooni tulemusena neli ainet: kaks lähteainet ja kaks reaktsioonisaadust. Reaktsioon on suunatud uute ainete tekkimise suunas siis, kui üks saadavatest ainetest eraldub reaktsiooni keskkonnast gaasi näol, sadestub põhja või tekivad vee molekulid. Eespool vaadeldud reaktsioonid lähevad lõpuni ja neid nimetatakse pöördumatuks reaktsioonideks. Neid kasutatakse soolade, aluste ja hapete saamiseks.

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

Näiteks keedusoola (NaCl) lahuse valamisel lämmastikhapu kaaliumi (KNO₃) lahusesse saadakse neli soola: keedu- sool (NaCl), lämmastikhapu kaalium (KNO₃), kloorkaalium (KCl) ja lämmastikhapu naatrium (NaNO₃).

Antud reaktsioon on pöörduv:



Harjutusi.

1. Missugused allpool toodud reaktsioonid soolade ja hapete vahel lähevad lõpuni? Miks?

- Kloorkaalium ja lämmastikhape.
- Kloorbaarium ja väävelhape.
- Lämmastikhapu hõbe ja soolhape.
- Lämmastikhapu seatina ja väävelhape.

Kirjutada keemiliste reaktsioonide võrrandid.

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

- lämmastikhapu tsink ja naatriumhüdrosüüd,
- süsihapu naatrium ja kaltsiumhüdrosüüd,
- kloorraud(III) ja kaaliumhüdrosüüd,
- lämmastikhapu vask(II) ja naatriumhüdrosüüd.

Selgitada, mispärast need reaktsioonid lähevad lõpuni.

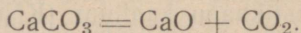
3. Kirjutada alljärgnevate soolade vaheliste reaktsioonide võrrandid ja märkida igal üksikjuhul, missugused tekkinud sooladest sadestuvad põhja:

- lämmastikhapu hõbe ja kloor-tsink,
- väävelhappu tsink ja kloorbaarium,
- lämmastikhappu seatina ja kloorraud(III),
- lämmastikhappu kaltsium ja süsihappu naatrium.

4. Valget värvi „litopooni“ valmistatakse toimides väävelbaariumiga väävelhappuse 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 süsihappu kaltsiumi lagu-

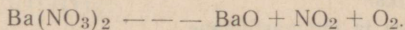
nemine, mille tulemusena saadakse tööstusele väga tähtsaid aineid — kustutamata lupja ja süsihappegaasi:



Harjutusi.

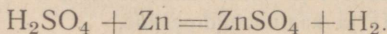
1. Süsihapu magneesium (MgCO_3) laguneb soojendamisel kaheks hapendiks, nagu lubjakivigi. Kirjutada lagunemisreaktsiooni võrrand ja arvutada, kui palju kumbagi hapendit tekib 210 kg süsihapu magneesiumi lagunemisel.

2. Tehnikas saadakse baariumhapendit lämmastikhapu baariumi — $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ kuumutamisel. Reaktsiooni skeem on järgmine:



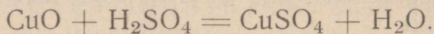
Leida valemis puuduvad tegurid. Arvutada, kui palju baariumhapendit võib saada 261 kg lämmastikhapust baariumist.

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:



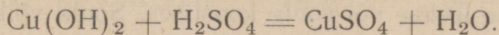
Samuti nagu tsink, võivad ka teised metallid vesinikku mitmesugustest hapetest välja tõrjuda ja moodustada soolaid. Hapetest ei tõrju vesinikku välja need metallid, mis metallide aktiivsuse reas asetsevad pärast vesinikku.

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

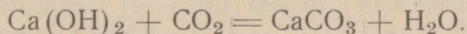


3. Hapete toimel alustesse. Sel teel saadakse väga paljusid soolaid, kusjuures üksteisesse ei toimi mitte ainult vees lahustuvad alused, vaid ka lahustumatud. Näiteks

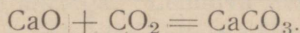
toimides väävelhappega vees lahustumatusse vaskhapendisse, saame väävelhapu vase(II):



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

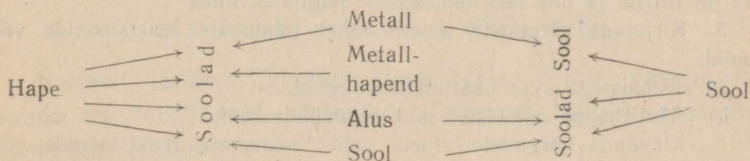


5. Metallide ja mittemetallide hapendite vastastikusel toimel. Mittemetallide hapendid võivad reageerida metallide hapenditega. Näiteks süsihappegaas võib otseselt ühineda kaltsiumhapendiga, moodustades süsihapu kaltsiumi:

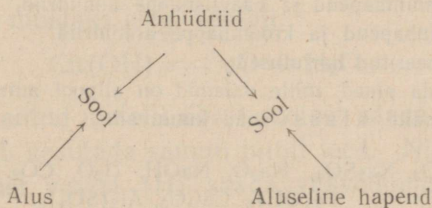


Tutvunud soolade omaduste ja nende saamise viisidega, võime koostada järgmised skeemid:

Skeem 1.



Skeem 2.



Esimene skeem näitab, et soolased võib saada mingisuguse soola happyäägi ühinemisel metalliga kas vabas olekus või mõne leelise või soola koostises. Soola võib saada ka metalli, metalli hapendi, aluse ja soola toimetel happesse.

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

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 toimetel vanarauasse. Kui palju väävelhaput rauda(II) võib saada sellisest vanaraua hulgast, mis sisaldab 1 tonn rauda?

3. Kirjutada järgmiste ainete vahel toimuvate reaktsioonide võrrandid:

- kaltsiumhapend ja väävelhape,
- hõbehapend ja lämmastikhape,
- magneesiumhapend ja soolhape,
- seatinahapend ja äädikhape.

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

5. Kirjutada järgmiste ainete vahel toimuvate reaktsioonide võrrandid:

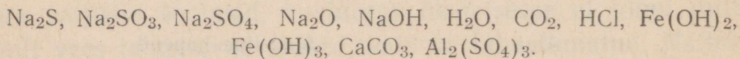
- süsihappegaas ja baariumhüdrosüüd,
- väävlishappe anhüdriid ja kaaliumhüdrosüüd.

6. Kirjutada järgmiste ainete vahel toimuvate reaktsioonide võrrandid:

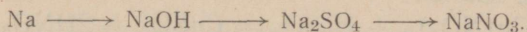
- kaltsiumhapend ja süsihappegaas,
- kaaliumhapend ja väävlishappeanhüdriid,
- magneesiumhapend ja väävlishappe anhüdriid,
- naatriumhapend ja kroomhappe anhüdriid.

7. Kombineeritud harjutused.

a) Nimetada ained, mille valemid on allpool antud, ja ütelda, misugusesse ühendite klassi nad kuuluvad:



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

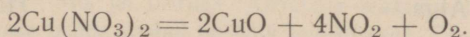


c) Missuguste allpool toodud ainetega reageerib lahjendatud soolhape: vask, alumiinium, vaskhapend, alumiiniumhüdrosüüd, ränihappe anhüdriid, ränihapu naatrium, lämmastikhapu hõbe? Kirjutada reaktsioonide võrrandid.

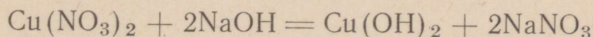
d) On antud alumiiniumhüdrosüüd, kaaliumhüdrosüüd, fosfor, väävel, hapnik ja vesi. Tarvis on nende abil saada väävlisahu kaalium, fosforhahu alumiinium, fosforhahu kaalium, alumiiniumhapend. Kirjutada reaktsiooni võrrandid.

Hapendite, aluste ja soolade vaheline side. Hapendite, aluste ja soolade omavahelist sidet võib täheldada terve rea ühendite reaktsioonide puhul.

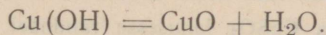
Hapest võime saada soola, toimides temasse metalliga, metalli hapendiga, alusega. Lenduva happe sooladest võime tagasi saada happe, mõjudes sellele vähem lenduva happega. Sooladest võime saada metalli aluse, toimides soolasse teise metalli alusega. Soolast võime saada mõnikord ka metalli hapendi. Nii näiteks soojendades lämmastikhaput vaske(II), saame vaskhapendi:



Samast lämmastikhapust vasest(II) võime vaskhapendi saada ka teisel teel, sadestades alguses lahusest leelisega vaskhüdrosüüdi:

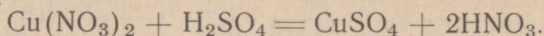


ja seejärel kuumutades saadud vaskhüdrosüüdi. See laguneb ja muutub mustaks isegi vee all:

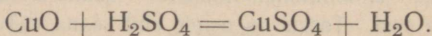


Selleks, et antud metalli ühest soolast saada sama metalli teist soola, võib kasutada samuti mitut teed. Nii näiteks võib lämmastikhapust vasest (II) saada väävelhaput vaske (II)

kontsentreeritud väävelhappe toimel, kusjuures tekkiv lämmastikhape lendub:

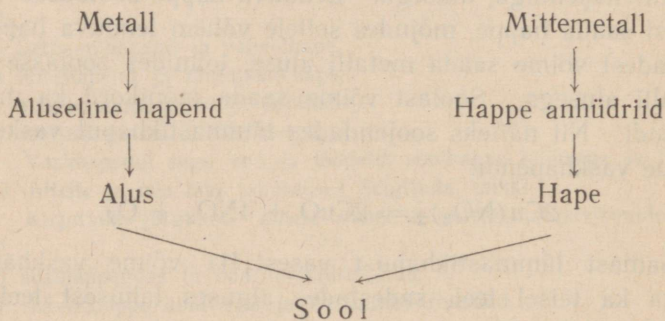


Lämmastikhaput vaske (II) saab lagundada ka kuumutamise teel, nagu eespool märgitud, ja selle järel võib tekkinud vaskhapendist saada väävelhapu vase (II) väävelhappe toimel:



Lõpuks võime läbi saada ka soojendamiseta, toimides $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ lahusesse naatriumhüdrosüüdiga, mille tulemusena saame $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Viimast väävelhappega mõjutades saame CuSO_4 .

O m a v a h e l i s e s i d e m e s k e e m .



Ülesandeid.

1. Leida viis, kuidas kloorbaariumist saadakse väävelhaput baariumi.
2. Leida mitu viisi vasevitrioli saamiseks vasest.

Katse. Asetada CuSO_4 lahusesse raudnael. Raudal tekkiv kirmel on vask. Sinise lahuse asemele tekkinud rohekas lahus on väävelhapperaud. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse. Katseklaasi, mis sisaldab AgNO_3 lahust, lisada tilk elavhõbedat. Eraldub metalliline hõbe. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse. Katseklaasi, mis sisaldab $Pb(NO_3)_2$ lahust, visata tükike tsinki. Natukese aja pärast eraldub seatina. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse. Katseklaasi, mis sisaldab kloorbaariumi lahust, lisada süsihapu naatriumi lahust. Katseklaasi, mis sisaldab lämmastikhapu kaltsiumi lahust, lisada süsihapu kaaliumi lahust. Anda seletus täheldatavate nähtuste kohta. Kirjutada vastavate reaktsioonide võrrandid.

Katse. Katseklaasi, milles on väävelhappe lahus, lisada kloorbaariumi lahust. Anda täheldatava nähtuse seletus. Kirjutada vastav reaktsiooni võrrand.

Katse. Võtta katseklaasi mõned keedusoolakristallid ja soojendada. Katseklaasi suudme juures tekib valge pilveke. Hoida selles pilvekeses veega niisutatud lakmuspaberi-tükikest. Paber muutub punaseks. Anda seletus täheldatava nähtuse kohta. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse. Valada kloorraua(III) lahusele juurde naatriumhüdrosüüdi lahust. Saadud pruun sade on raud(III)hüdrosüüd. Kirjutada vastav reaktsiooni võrrand.

Küsimusi kordamiseks.

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 filtritud. Mis jäi filtrile? Kirjutada reaktsiooni võrrand.
5. Missuguse happe soolad on kõik lahustuvad? *lämmastikhape*
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.

III p e a t ü k k.

Lahused.

24. Heljumid.

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. kaua 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 filtrimisega, kuid filtrid, milledena kasutatakse tavaliselt liiva või filterpaberit, ei eralda kõiki peeni osakesi. Kui mitte palja silmaga, siis näiteks mikroskoobi all võime näha filtraadis heljuvaid tahkeid osakesi.

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

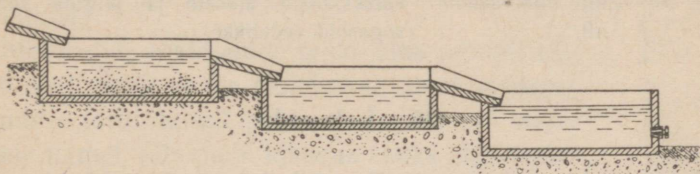
Selliseid sogaseid vedelikke nimetatakse heljumiteks ehk suspensioonideks.

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 heljum.

Heljumitel on tegelikus elus suur tähtsus, sest seistes sadestab heljum põhja väga väikesi aineosakesi. Seetõttu ainete saamiseks väga peenestatuna kasutataksegi uhtmist. Selleks segatakse peenestatud aine veega mingisuguses anumast ja pärast jämedamate osakeste põhjavajumist valatakse sogane vedelik teise anumasse, kus peenemad osakesed sadestuvad.

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



Joon. 9. Savi uhtmine.

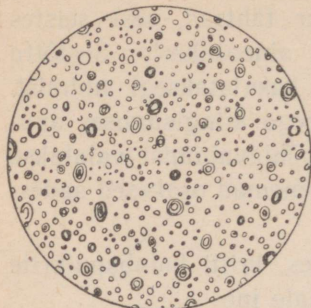
Katse. Hõõruda veega segamini tükk savi, kriiti, sütt ja kustutatud lupja. Saadud pudrud valada eraldi katseklaasidesse, peale kallata vett, loksutada segamini ja panna katseklaasid alusele seisma. Jälgida järkjärgulist settimist.

25. Emulsioonid.

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

Sogast vedelikku, milles on heljuvas olekus pisikesed teise vedeliku tilgakesed, nimetatakse emulsiooniks.

Harilik piim on emulsioon ja kujutab enesest vett, milles asuvad heljumina rasvatilgakesed.



Joon. 10. Piim mikroskoobi all.

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

K a t s e. Uksikutesse katseklaasidesse valada mõned tilgad taimeõli, bensiini, petrooleumi, bensooli ja loksutada neid tugevasti ning kestvalt, mille järel panna katseklaasid alusele ja jälgida saadud sogaseid vedelikke.

26. Lahused.

Vesi on hea lahustaja. Ta võib lahustada tahkeid, vedelaid ja gaasilisi aineid. Seetõttu looduslik vesi, ükskõik misugusest allikast ta ka pärineb, sisaldab alati mitmesuguseid lahustunud aineid. L a h u s kujutab enesest läbipaistvat vedelikku, 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 kulgevad kõige paremini lahustes. Eriti tähtsat osa etendavad lahused taimede, loomade ja inimese, 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 järkjärgult 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.

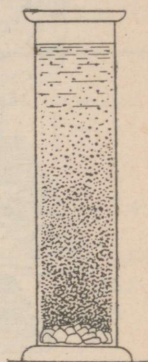
Et molekulid vahetpidamata liiguvad, siis jagunevad nad vedelikus ühtlaselt ja lõpptulemusena saame ühtlase lahuse.

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.

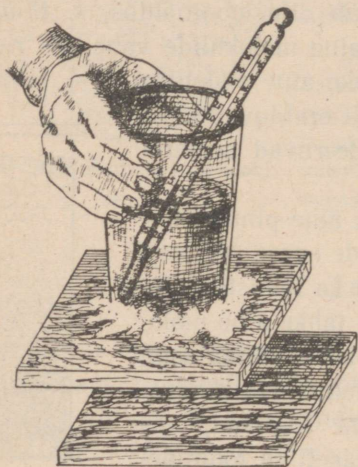
Lahustumist saab kiirendada ka soojendamisega, kuna soojendamisel molekulide liikumise kiirus suureneb. Peale



Joon. 11. Vasevitrioli difundeerumine vees.

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.



Joon. 12. Temperatuuri alane mine lämmastikhappe soola lahustumisel.

1. Jahtumine lahustumisel. Tahkete ainete lahustumisega vedelikes kaasneb väiksem või suurem soojuse neeldumine, mistõttu värskelt valmistatud lahus on madalama temperatuuriga kui võetud lahusti.

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 ammoniumi 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. (Sel juhul peab lahusti temperatuur olema 0° lähedal.)

Mõned soolad põhjustavad lahustumisel üsna tugevat jahtumist. Temperatuuri alanemist lahustumisel kasutatakse sageli nn. jahutussegude valmistamiseks, mida tegelikult 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) annavad temperatuuri kuni -55°C .

Järgnevas tabelis on toodud mõned ained, mis põhjustavad temperatuuri alanemist nende segamisel veega või sulava lumega.

| Soola nimetus | Valem | Aine kaaluosa 100 g vee kohta | Temperatuuri alanemine $^{\circ}\text{C}$ | Aine kaaluosa 100 g lume (jää) kohta | Saavutatav temperatuur $^{\circ}\text{C}$ |
|------------------------|---|-------------------------------|---|--------------------------------------|---|
| Kloornaatrium | NaCl | 36 | 2,5 | 33 | $-21,2$ |
| Väävelhapu kaalium | K_2SO_4 | 12 | 3 | 10 | $-1,6$ |
| Väävelhapu ammonium | $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ | 75 | 6,4 | — | — |
| Kristalliline sooda | $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ | 40 | 9,1 | 20 | $-2,4$ |
| Lämmastikhapu kaalium | KNO_3 | 16 | 10,2 | 13 | $-2,85$ |
| Kloorammoonium | NH_4Cl | 30 | 18,4 | 25 | $-15,8$ |
| Kloorkaltsium | CaCl_2 | 250 | 23,2 | 143 | -55 |
| Lämmastikhapu ammonium | NH_4NO_3 | 60 | 27,2 | 45 | $-17,35$ |

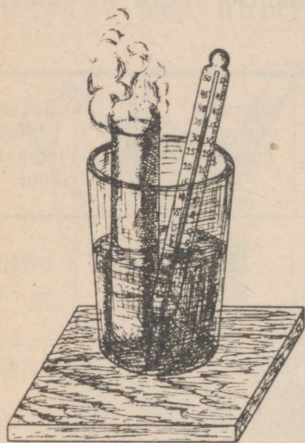
Jahtumine, s. t. soojuse neeldumine, lahustumisel on puhtfüüsikaline nähtus.

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.

Katse. Valada kahte katseklaasi vett $\frac{1}{3}$ nende mahust. Uhte katseklaasi puistata kloorammooniumi (NH_4Cl) kristalle, teise —

glaubrisoola ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) ja katsuda mõlema katseklaasi alumist osa käega. Jälgida temperatuuri alanemist.

2. Soojenemine lahustumisel. Mõnede ainete lahustumisel täheldatakse, vastupidi, soojenemist, s. t. soojuse eraldumist. Näiteks kui võtame klaasi külma veega ja asetame sellesse kristallilist naatriumhüdrosüüdi, siis segamisel viimane lahustub ja termomeeter näitab vedeliku tugevat soojenemist, mida võime tunda ka käega, kui katsume klaasi.



Joon. 13. Temperatuuri tõus kaaliumhüdrosüüdi lahustumisel.

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.

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 eraldada. Nii näiteks tuntakse väävelhappe puhul järgmisi hüdraate: $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ jt.; naatriumhüdrosüüd annab $\text{NaOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{NaOH} \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ jt. (punkt aine molekuli valemi ja vee molekuli valemi vahel tähendab keemilist sidet).

Katse. Kahte katseklaasi valada kummassegi 2—3 cm³ külma vett. Esimesse katseklaasi asetada väike tükike naatriumhüdroksüüdi, teise tilgutada ettevaatlikult mõni tilk kontsentreeritud väävelhapet. Jälgida temperatuuri muutumist.

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 CuSO₄, vaid sisaldavad ka vett, nimelt ühe molekuli CuSO₄ kohta 5 molekuli H₂O, ning vasevitrioli valem kujuneb järgmiseks: CuSO₄ · 5H₂O. Väävelhappu naatriumi kristallhüdraadi (glaubrisoola) valem on Na₂SO₄ · 10H₂O, jne.

Kristallvee sideme püsivus on eri ainete kristallides erinev. Paljud neist kaotavad kristallvee juba toatemperatuuril. Nii näiteks kristalliline sooda (pesusooda — Na₂CO₃ · 10H₂O) kaotab õhu käes seistes võrdlemisi kergesti vee ja muutub tuhniks ja laguneb pikkamööda pulbriks.

Teised kristallhüdraadid kaotavad kristallvee tugevamal kuumutamisel. Näiteks sinised vasevitrioli kristallid muutuvad kuumendamisel valgeks, kusjuures eraldub vesi.

Kui veetule väävelhapule vasele (CuSO₄) 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.

Katse. Soojendada klaastorukeses, hoides seda horisontaalselt, mõnda vasevitrioli kristalli. Jälgida kristallide valgeks muutumist ja veetilgakeste tekkimist klaastoru külmas osas. Pärast jahtumist tilgutada veest vabastatud soolale mõni tilk vett ja jälgida, kuidas sool muutub jälle siniseks ja soojeneb seejuures.

Olesandeid ja harjutusi.

1. Kui suur on järgmiste soolade veesisaldus protsentides: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$?
2. Mitu grammi vett eraldub 644 g glaubrisoola ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) kuumutamisel?
3. Missugusest hulgast $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ võib saada 80 g CuSO_4 ?
4. 55,4 g väävelhapu magneesiumi kristallhüdraadi ($\text{MgSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$) kuumutamisel tekib 30,2 g veetut soola. Määrata kristallhüdraadi valem.
5. Vene keemik Lovits sai esimesena (1796. a.) kaaliumhüdrosüüdi hüdraadi. Missugune on selle hüdraadi valem, kui on teada, et ta sisaldab 39,1% vett?

27. Tahkete, vedelate ja gaasiliste ainete lahustuvus vees.

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. NH_3 1:250

Suurimat aine kaalu 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 seni, kuni saadakse selline lahus, kus edaspidi juurdelisatavad ainekogused enam ei lahustu ka pikemaajasel segamisel.

Pärast seda lahus filtritakse, teatav hulk sellest kaalutakse portselankaussi, aurutatakse kuivaks ja kuivaine kaalutakse. Saadud andmete põhjal arvutatakse, kui palju ainet lahustub 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 · 5H ₂ O | 31,6 (0°) |
| | AgNO ₃ | 218 |
| Lahustuvad (keskmiselt) ained (1—10 g ainet 100 g vees) | KClO ₃ | 7,3 |
| | NaHCO ₃ | 9,6 |
| | Ba(OH) ₂ | 3,84 |
| 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 kogustes, et praktiliselt võib pidada neid lahustumatuiks.

Lahustumatuteks me nimetame väga väikese lahustuvusega aineid. Absoluutselt lahustumatuid aineid ei ole.

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).

Gaaside lahustuvus vees. Kõik gaasid lahustuvad suuremal või vähemal määral vees. Lahustunud gaasi hulk oleneb tema iseloomust ja välistest füüsilistest tingimustest.

Gaaside lahustuvus vees erineb tunduvalt tahkete ja vedelate ainete lahustuvusest.

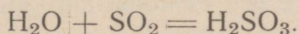
Gaasi lahustuvuseks nimetatakse arvu, mis näitab, mitu antud gaasi ruumala lahustub ühes vedeliku ruumalal 0° temperatuuril ja 1 at rõhul, s. t. normaaltingimustel.

Gaasid võivad olla vees hästi lahustuvad, nagu näiteks kloorvesinik (HCl), ammoniaak (NH₃) väävlisapend (SO₂) jt., või raskesti lahustuvad, nagu lämmastik, hapnik, vesinik jt. Lahustumatuid gaase ei ole olemas. Vesi lahustab ühel või teisel määral kõiki gaase.

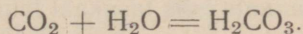
Toome mõningate gaaside vees lahustuvuse tabeli (0° temperatuuril ja 1 at rõhul).

| 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 | 0,021 |
| " " | 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 eelmistes teemades. Väävlishapend näiteks ühineb vees lahustudes veega ja moodustab väävlishape järgmise võrandi järgi:



Vees lahustudes reageerib veega ka CO₂, näiteks:



28. Küllastatud ja küllastamatud 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 küllastamiseks. Küllastamise nähtust saab seletada, lähtudes molekulaar-kineetilisest teoriast.

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 molekulid lahuses. Et viimane aine lahustudes järjest suureneb, siis saabub lõpuks moment, mil lahustumise kiirus muutub võrdseks kristalliseerumise kiirusega. Sel juhul on saavutatud lahuses dünaamiline tasakaal, mille puhul ajaühikus lahustub niisama palju molekule, kui palju neid lahusest välja kristalliseerub. Sellistel tingimustel muutub lahus küllastatuks.

Järelikult ei ole küllastatud lahus tardunud, surnud keskkond, vaid temas toimub vahetpidamatu molekulide liikumine, ja lahus jääb kogu aeg ühtlaseks.

Siit järgneb, et küllastatud lahuseks nimetatakse sellist lahust, mis ei suuda antud tingimustel enam lahustada antud aine uusi koguseid.

Küllastatud 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 küllastamatuks. Kui aga tõsta temperatuuri, siis enamiku ainete lahustuvus suureneb, mille tulemusena küllastatud lahus muutub küllastamatuks. Järelikult juhul, kui mingi aine lahus on suuteline lahustama veel teatavat kogust sama ainet, nimetatakse sellist lahust küllastamatuks.

29. Ainete lahustuvuse olenevus temperatuurist ja rõhust.

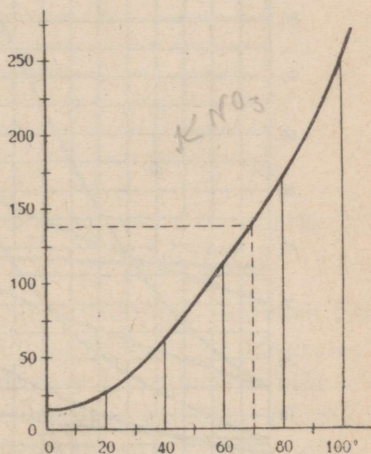
Tahkete ainete lahustuvus. Tahkete ainete lahustuvus vees oleneb suurel määral temperatuurist. Enamikul juhtudel temperatuuri tõusuga tahkete ainete

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 |
| CaCl ₂ | 49,6 | 60 | 74 | 110 | 129 | 142 | 154,8 |
| CuSO ₄ | 18,2 | 20,9 | 25,6 | 30,3 | 38,8 | 53,1 | 75,4 |
| KNO ₃ | 13,5 | 22,0 | 31,5 | 64 | 111 | 169 | 247 |

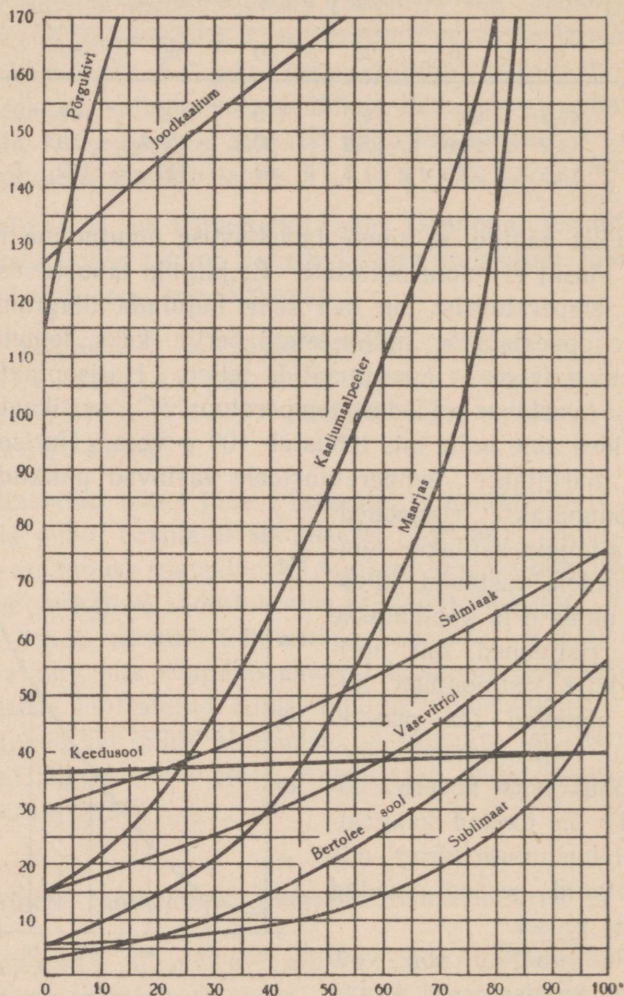
Tabelist nähtub, et ainete lahustuvuse muutumine temperatuuri tõusul ei toimu ühtlaselt. Et jälgida lahustuvuse oleuvust temperatuurist, on hea seda kujutada diagrammina. Selleks joonestatakse millimeeterpaberile kaks teineteisega risti asuvat telge — koordinaatide teljed. Horisontaalteljele kantakse vastavas määrdus 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 ristjooned, mis horisontaaltelje ristjoontega lõikudes annavad rea punkte. Viimaste ühendamisel saamegi lahustuvuse kõvera. Joonisel 14 on toodud kaalisalpeetri lahustuvuse kõver, mis on ehitatud eespool toodud andmete alusel.

Selle graafiku abil võib määrata kaalisalpeetri lahustuvust mistahes temperatuuril.



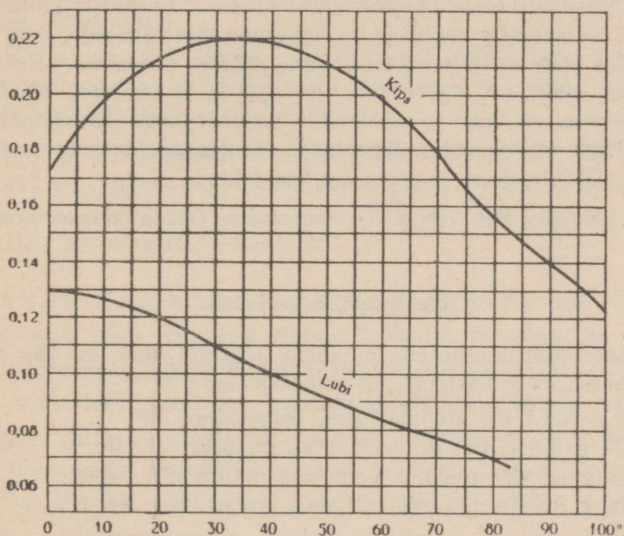
Joon. 14. Kaalisalpeetri lahustumise graafik.

Et võrrelda mitmesuguste tahkete ainete lahustuvust mitmesugustel temperatuuridel, on otstarbekohane joonestada ühele graafikule mitu lahustuvuse kõverat. Joonisel 15 on



Joon. 15. Mitmesuguste soolade vees lahustumise graafikud.

antud mitmesuguste ainete lahustuvuse kõverad. Graafikust nähtub, et mõnede ainete lahustuvus suureneb temperatuuri tõusuga alguses vähe, hiljem aga see suurenemine toimub kiiremini, nagu näiteks salpeetril, boorhappel ja maarjasel. Teiste ainete lahustuvus aga muutub ühtlasemalt ja kõvera asemel saame peaaegu sirge joone, nagu joodkaaliumi või keedusoola puhul.



Joon. 16. Lubja ja väävelhapu kaltsiumi lahustumise graafik.

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. Küstutatud lubi — $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — on üks vähestest tahketest ainetest, mille lahustuvus langeb tempe-

ratuuri tõusuga. Joonisel 16 on toodud $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ja CaSO_4 lahustuvuse kõverad.

Katse. Valada katseklaasi vett (umbes $\frac{1}{4}$) ja lahustada selles soojendamiseks veidi NaCl . Kui sool on täiesti lahustunud, lisada teda uuesti seni, kuni tekib küllastatud lahus. Lahustumatutelt kristallidelt valada tuline lahus teise katseklaasi ja lasta ära jahtuda. Jälgida kristallide väljalangemist. Anda selle nähtuse seletus.

Katse. Valada katseklaasi vett (umbes $\frac{1}{4}$), puistata sellesse veidi KNO_3 ja loksutada soola täieliku lahustumiseni. Tähele panna lahuse jahtumist. Lisada KNO_3 korduvalt ja lahustada loksutamisega, kuni katseklaasi põhja jääb soola, mis loksutamisega enam ei lahustu. Selle järel soojendada katseklaasi soola lahustumiseni ja lisada veel KNO_3 tulesse lahusesse seni, kuni on tekkinud küllastatud lahus (katseklaasi põhja peavad jääma lahustumatud kristallid). Soojendada lahust uuesti kuni kristallide lahustumiseni ja lasta seejärel jahtuda.

Teha järeldus NaCl ja KNO_3 lahustuvuse kohta külmas ning tules vees.

Ülesandeid ja harjutusi.

1. Kasutades lahustuvuse graafikut, määrata kindlaks, kas alljärgnevad lahused on küllastatud või küllastamatud:

- 33 g NaCl 100 grammis vees, temperatuur 18° ;
- 220 g KNO_3 200 grammis vees, temperatuur 60° ; *Kaesiumi lahutus*
- 100 g KJ 100 grammis vees, temperatuur 18° ; *soolalahutus*
- 100 g AgNO_3 100 grammis vees, temperatuur 10° . *pärakuivi*

2. Joonestada broomkaaliumi lahustuvuse kõver järgmiste andmete alusel:

| Temperatuur | Lahustuvus | Temperatuur | Lahustuvus |
|-------------|------------|-------------|------------|
| 0 | 52,7 | 50 | 82,5 |
| 10 | 62,0 | 60 | 85,7 |
| 20 | 65,0 | 70 | 92,0 |
| 30 | 71,0 | 80 | 95,2 |
| 40 | 76,0 | | |

3. 100 g vett on küllastatud 70^o temperatuuril lämmastikhapu kaaliumiga ja selle järel jahutatud kuni 10^o-ni. Mitu grammi soola kristalliseerub välja (vt. graafikut)?

4. Kasutades lahustuvuse graafikut lahendada järgmised ülesanded:

a) Mitu grammi lämmastikhaput seatina tuleb võtta 2 liitri vee küllastamiseks 20^o temperatuuril?

b) Mitu grammi lämmastikhaput seatina tuleb täiendavalt lahustada selles lahuses tema temperatuuri tõstmisel 90^o-ni, kui lahus peab jääma seejuures küllastatuks?

c) On olemas küllastatud lämmastikhapu seatina lahus 250 g vees 80^o temperatuuriga. Kui palju soola kristalliseerub välja, kui lahust jahutada kuni 15^o-ni?

5. Määrata lahustuvuse koefitsient 25^o temperatuuril, kui 25 g vee küllastamiseks soolaga sellel temperatuuril on tarvis 8,75 g soola.

6. Mitu grammi KNO₃ võib saada 30 g selle soola 60^o temperatuuril küllastatud lahuse väljaurutamisel?

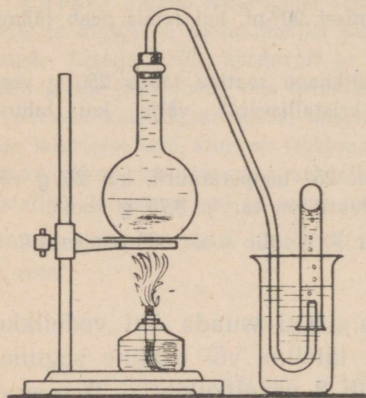
Vedelike lahustuvus. Kui valada üht vedelikku teisele, siis võib toimuda nende täieline või osaline segunemine. Osalisel segunemisel tekib 2 vedelikukihti. Temperatuuri tõstmisel vedelike vastastikune lahustuvus suureneb. Seejuures ühe vedelikukihi koostis muutub järjest lähedasemaks teise vedelikukihi koostisele ja lõpuks võivad need vedelikud seguneda täiesti ühtlaseks läbipaistvaks vedelikuks. Kihtide koostis muutub ühesuguseks ja nendevaheline piir kaob; vedelikud lahustuvad teineteises täielikult.

Katse. Valada katseklaasi 1—2 cm³ vett ja lisada sellele tilkhaaval piiritust. Loksutada. Jälgida piirituse segunemist veega mistahes vahekorras.

Katse. Valada katseklaasi umbes 10 cm³ vett. Lisada sellele 1—2 tilka tavalist eetrit. Kattes katseklaasi ava sõrmega, loksutada katseklaasi sisu tugevasti. Jälgida eetri lahustumist vees. Lisada uus kogus eetrit tilkhaaval ja loksutada iga tilga järel katseklaasi sisu. Seda toimetada seni, kuni tekib kaks segunemata kihti. Mida võib ütelda eetri lahustuvuse kohta?

Gaaside lahustuvus. Selle olenevus temperatuurist ja rõhust. Tegelikust elust on teada, et gaaside lahustuvus vees on temperatuurist, rõhust ja gaasi iseloomust.

Paljude katsetega on selgitud, et õhus sisalduvad gaasid lahustuvad vees. Selle tõestamiseks võib teha lihtsa katse.



Joon. 17. Vees lahustunud gaaside eraldumine veest.

Näiteks kui sooja tupp tuua karavin külma keetmata veega (jõe- 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 seades.

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.

Gaaside lahustuvuse olenevust temperatuurist saab piltlikult jälgida alljärgnevast tabelist, mille andmed on saadud katselisel teel.

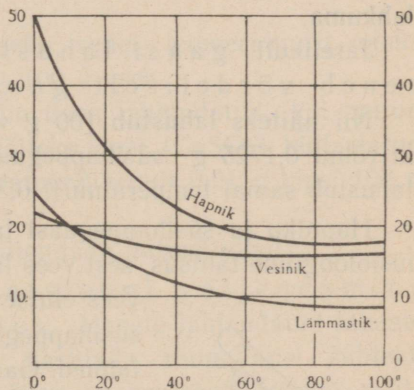
Gaaside lahustuvus vees.

(Gaasi ruumalad, mis lahustuvad ühes ruumalal vees 1 at rõhul mitmesugustel temperatuuridel.)

| Gaasid | T e m p e r a t u u r °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 | 0,018 | 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 horisontaal- teljele kantud temperatuurid kraadides ja vertikaal- teljele ühes liitris vees lahustuva gaasi hulk cm^3 , kui rõhk on 1 at.



Joon. 18. Gaaside lahustuvuse olenevus temperatuurist.

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 kihise-

mist. See toimub selle tõttu, et pudelis gaasi surve langeb ja gaasi lahustuvus seejuures väheneb ning gaas eraldub veest.

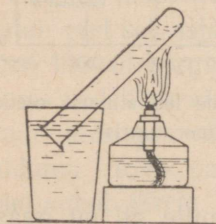
Molekulaar-kineetilise teooria seisukohalt saab gaaside lahustuvust vees seletada järgnevalt. Vedeliku peal kinnises nõus asuvad gaasi molekulid põrkavad rõhu tõttu vedeliku pinnaga kokku ja lahustuvad vedelikus. Lahustunud gaasi molekulid põrkavad vedeliku pinnaga juba seestpoolt kokku ja eralduvad vedelikust gaasi näol. Kui liikuvate 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.

Järelkult 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.



Joon. 19. Vees lahustunud õhu eraldumine.

Katse. Täita katseklaas kaevu- või veevärgiveega ja asetada ta veega täidetud klaasi avaga allapoole, nagu on näidatud joonisel 19. Võttes katseklaasi näpitsasse soojendada tema ülemist osa (vett mitte keemiseni viia). Jälgida õhu eraldumist ja teha järeldus, kas õhk lahustub paremini külmas või soojas vees.

30. Lahuste kontsentratsioonid.

Enamik keemilisi reaktsioone toimub lahustes. Neid lahuseid valmistatakse mitmesugustes kontsentratsioonides, s. t. lahusti ja lahustatud aine omavaheline koguseline suhe võib olla mitmesugune. Harilikult nimetatakse lahuse kontsentratsiooniks lahustunud aine hulka, mis on lahustunud teatavas kaalulises või ruumalalises lahuse koguses.

Lahustatud aine suurema kontsentratsiooniga lahuseid nimetatakse kangeteks lahusteks, väiksema kontsentratsiooniga lahuseid lahjendatud lahusteks. Ei tohi ära segada mõisteid „kontsentreeritud“ ja „küllastatud“. Näiteks lahus, mis sisaldab 20 g KNO_3 100 g vees on üsna kontsentreeritud lahus, kuid 20° temperatuuril ei ole ta kaugeltki veel küllastatud.

Küllastatud lahuse saamiseks sellel temperatuuril oleks tarvis lahustada 31,5 g KNO_3 100 g vees.

Küllastatud lahus võib olla üsna lahjendatud, kui antud aine lahustuvus on väike. Näiteks kipsi (CaSO_4) küllastatud lahus sisaldab 20° temperatuuril ainult 0,21 g kipsi 100 g vees.

Kontsentratsiooni saab väljendada mitmel viisil.

1. viis. 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. viis. Kontsentratsiooni väljendamine protsentides. Kontsentratsioon protsentides väljendab lahustunud aine kaalulist hulka protsentides kogu lahuse kaalulise koguse 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. 250 g vees on lahustatud 50 g suhkrut. Tarvis on leida lahuse suhkru sisaldus protsentides.

Lahendus.) Määrame saadud lahuse kaalu. See on $250 + 50 = 300$ g. 300 g lahuses sisaldub 50 g suhkrut, 100 g lahuses sisalduva suhkru koguse saame järgmiselt:

300 g lahuses sisaldub suhkrut 50 g;

100 „ „ „ „ „ x „

Siit saame: $300 : 50 = 100 : x$;

$$x = \frac{50 \cdot 100}{300} = 16,66\%.$$

Vastus: Lahuse kontsentratsioon on 16,66%.

Näide 2. Mitu grammi soodat sisaldub 200 g 5%-lises soodalahuses?

Lahendus. 100 g lahuses sisaldub 5 g soodat;

200 „ „ „ „ „ x „ „

Siit saame: $100 : 200 = 5 : x$;

$$x = \frac{200 \cdot 5}{100} = 10 \text{ g.}$$

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 kogus grammides.

Kui lahustatav aine võetakse kristallhüdraadi näol, siis lahuse valmistamisel, mille kontsentratsioon on arvestatud veetule ainele, tuleb arvesse võtta ka kristallvesi.

9. Puhastatud piiritus sisaldab 4% vett. Mitu g vett sisaldab üks liiter piiritust (piirituse erikaal on umbes 0,8)?

10. Kasutades lahustuvuse tabelit, määrata KNO_3 , NaOH ja MgSO_4 sisaldus protsentides nende küllastatud lahustes 18° temperatuuril.

11. Mitu grammi NaOH kulub 49 grammi 10%-lise väävelhappe-lahuse neutraliseerimiseks?

12. 200 g soolhappe neutraliseerimiseks kulub 10 g KOH . Missuguse protsentuaalse koostisega oli soolhappe lahus?

3. viis. Kontsentratsiooni väljendamine g-moolides (molaarne kontsentratsioon). Keemialaboratoriumides kasutatakse sageli molaarse kontsentratsiooniga lahuseid.

Molaarne kontsentratsioon väljendub lahustatud 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 lahustatud aine g-moolide arvu. Näiteks $2M$ lahus sisaldab ühes liitris 2 g-mooli lahustatud ainet; $0,5M$ tähendab 0,5 g-mooli ühe liitri lahuse kohta jne.

Olenevalt lahustatud aine g-moolide arvust 1 liitris lahuses märgitakse molaarseid lahuseid alljärgnevalt.

| Lahuse nimetus | Märkimisviis | g-moolide arv 1 liitris |
|-------------------------------|--------------|----------------------------|
| Molaarne lahus | M | 1 g-mool |
| Detsimolaarne lahus | $0,1M$ | 0,1 g-mooli |
| Sentimolaarne lahus | $0,01M$ | 0,01 g-mooli |
| Millimolaarne lahus | $0,001M$ | 0,001 g-mooli |
| Kahemolaarne lahus | $2M$ | 2 g-mooli |
| Poolemolaarne lahus | $0,5M$ | 0,5 g-mooli |

Lahuse molaarsust, s. t. ühes liitris lahuses sisalduvat gramm-molekulide arvu arvutatakse järgmiselt.

Näide 1. On tarvis määrata molaarsus lahusel, mis sisaldab 250 milliliitris 2,5 g NaOH.

Lahendus. NaOH molekulaal on 40. 2,5 g NaOH moodustab $2,5 : 40 = 0,0625$ g-mooli.

250 ml lahuses sisaldub 0,0625 g-mooli NaOH;

1000 „ „ „ „ „ „ „ „ „ „

$$x = \frac{1000 \cdot 0,0625}{250} = 0,25 \text{ g-mooli.}$$

Järelikult on antud NaOH lahuse molaarsus 0,25M.

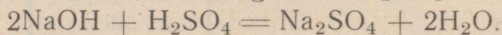
Lahendus. NaOH molekulaal on 40. 2,5 g NaOH lahust kulub 0,5 liitri 0,2-molaarse väävelhappe-lahuse neutraliseerimiseks?

Lahendus. Ühes liitris molaarses lahuses sisaldub üks g-mool lahustunud ainet. 0,5 liitris 0,2-molaarses väävelhappe lahuses sisaldub $0,5 \cdot 0,2 = 0,1$ g-mooli H_2SO_4 . Reaktsiooni võrrandist $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ nähtub, et ühe g-mooli väävelhappe neutraliseerimiseks kulub 2 g-mooli NaOH. 0,1 g-mooli väävelhappe neutraliseerimiseks kulub järelikult 0,2 g-mooli NaOH. 0,1-molaarses NaOH lahuses sisaldub 0,1 g-mooli NaOH. 0,2 g-mooli sisaldub järelikult 2 liitris lahuses.

Lahenduse kirjutame nii:

0,5 liitris 0,2-molaarses H_2SO_4 lahuses sisaldub

$$0,5 \cdot 0,2 = 0,1 \text{ g-mooli } \text{H}_2\text{SO}_4.$$



2 g-mooli 1 g-mooli

0,2 g-mooli 0,1 g-mooli

1 liiter 0,1-molaarset lahust sisaldab 0,1 g-mooli NaOH;

2 „ 0,1- „ „ „ „ 0,2 „ „ „

0,2 g-mooli sisaldub 2 liitris 0,1-molaarses NaOH lahuses.

Molaarsete lahuste valmistamine. Molaarsete lahuste valmistamiseks arvutatakse kõigepealt lahusta-

tava aine kaal; pärast kaalumist asetatakse aine vastava mahutavusega mõõtkolbi ja sinna lisatakse vett kuni märgini.

Näide 1. Valmistada 500 ml 0,1M NaOH lahust.

Lahendus. NaOH molekulaal on $23 + 16 + 1 = 40$. 1 liiter molaarset lahust sisaldab 1 g-mooli NaOH; 0,5 liitrit 0,1-molaarset NaOH lahust sisaldab $0,5 \cdot 0,1 = 0,05$ g-mooli NaOH. 0,05 g-mooli NaOH kaalub $40 \cdot 0,05 = 2$ g.

Vastus: 2 g.

2 g NaOH paigutatakse 500 ml mahutavusega mõõtkolbi ja valatakse destilleeritud vett kuni märgini.

Kui lahus valmistatakse kristalhüdraadist, siis molekulaalu arvutamisel võetakse arvesse ka kristallvee molekulaal.

Näide 2. Mitu grammi vasevitrioli on tarvis võtta 400 ml 0,5M lahuse valmistamiseks?

Lahendus. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ molekulaal on 250.

1 liiter molaarset lahust sisaldab 1 g-mooli $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; 0,4 liitrit 0,5-molaarset lahust sisaldab $0,4 \cdot 0,5 = 0,2$ g-mooli $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

0,2 g-mooli $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ kaalub
 $250 \cdot 0,2 = 50$ g.

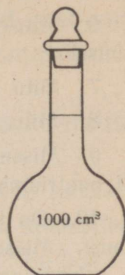
Vastus: 50 g.

Ülesandeid ja harjutusi.

1. Mitu grammi lämmastikhapet sisaldub 200 milliliitris 0,1M lahuses?

2. Missugune molaarsus on lahusel (s. t. mitu g-mooli on 1 liitris), mis sisaldab 300 milliliitris 10,5 g KOH?

3. Kui palju NaNO_3 tuleb võtta 500 ml 0,2M lahuse valmistamiseks?



Joon. 20.
Mõõtkolb.

4. Mitu grammi H_2SO_4 on tarvis 400 ml 2M väävelhappe lahuse valmistamiseks?
5. Mitu grammi NaOH sisaldub 1500 milliliitris 0,01M lahuses?
6. Mitu grammi $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ kulub 2 liitri 0,5M lahuse valmistamiseks?
7. Mitu grammi HCl kulub 600 ml 0,25M lahuse valmistamiseks?
8. Mitu grammi fosforhapet H_3PO_4 sisaldub 3 liitris 0,001M lahuses?
9. Missugune ruumala molaarseid soolhappe lahust kulub 1 liitri 2M naatriumhüdrosüüdi lahuse neutraliseerimiseks?
10. On tarvis neutraliseerida 400 ml molaarseid kaaliumhüdrosüüdi lahust. Missugune ruumala a) poolemolaarseid lämmastikhappe lahust, b) kahemolaarseid soolhappe lahust, c) detsimolaarseid 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 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ küllastatud lahus 18° temperatuuril. Määrata selle lahuse protsentuaalne ja molaarne kontsentratsioon.

31. 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 eraldub soojus viitab sellele, et lahustuva aine ja lahusti vahel toimub reaktsioon.

Lahused erinevad keemilistest ühenditest selle poolest, et keemiliste ühendite koostis on alati konstantne, lahuste koostis aga võib sageli muutuda üsna laiades piirides.

Peale selle saab lahuste omadustes eristada tema üksikute koostisosade 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.

Kokkuvõttes 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 tekkinud aine ühtlane segu.

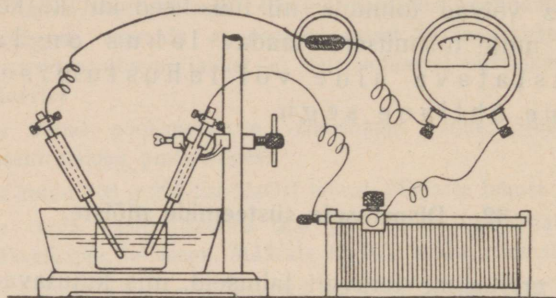
32. Disperssete süsteemide mõiste.

Senini eristasime teravalt lahuseid, mis kujutavad endast täiesti ühtlasi lahusti ja lahustatud aine segusid, ja sogaseid vedelikke — suspensioone ja emulsioone, milles aine on heljuvas olekus.

Suspensioonide ja emulsioonide iseärasuseks on nende ebapüsivus: aja jooksul nende osakesed sadestuvad põhja. Harilikud lahused aga on alati selles suhtes püsivad ja lahustunud ained välja ei sadestu. Meil on siin tegemist aine peenestusastmega. Suspensioonides ja emulsioonides on aine peenestus palju jämedam, mille tõttu osakeste raskuse mõjul toimubki sadestumine. Lahustes on peenestus viidud kuni molekulideni ja isegi molekulide osadeni, mistõttu selliseid lahuseid nimetatakse molekulaarseteks ehk tõelisteks lahusteks. Heljumite ja tõeliste lahuste vahel on aga olemas veel vahepealne aine peenestusaste. Kõikidel neil juhtudel on meil tegemist aine peenestusastmega ehk, nagu öeldakse, dispersioonistmega.

Heljumites ei ole kõik osakesed ühesuguse suurusega. Nende mõõted kõiguvad suurtes piirides. On teada, et kui vedelikus on tahked osakesed läbimõõduga üle 0,1 mikroni (1 mikron = 0,001 mm), siis ei ole vedelik päris läbipaistev ja heljuvaid osakesi saab hariliku mikroskoobi abil kindlaks teha.

Kunstlikult saab ainet peenestada nii väikesteks osakesteks, et neid sisaldav vedelik näib täiesti läbipaistvana ja ühtlasena, kuigi tegelikult ta ei ole ühtlane. Selleks võib teostada



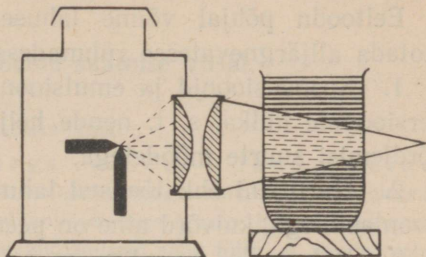
Joon. 21. Metallide pihustamine volta kaares.

järgmise katse. Asetame destilleeritud vette kaks hõbetaati ja ühendame need küllalt tugeva vooluallika näpitsatega. Vee all traadi otste teineteisele lähendamisel tekib nende vahel volta kaar ja ilmuvad pihustatud hõbeda tumepruunid pilveskesed (joon. 21). Lõpuks omandab kogu vesi tumepruuni värvuse. Saadud vedelikku filtrides saame püsiva läbipaistva tumepruuni värvusega vedeliku. Seda värvust põhjustavad ülipisikesed volta kaare poolt vette pihustatud hõbeda osakesed. Kui hõbeda asemel võtta kuld, siis saame purpurpunase vedeliku, mis sisaldab pihustatud kulla osakesi.

Kuigi sellisel teel saadud osakesi ei ole võimalik näha ka kõige suurema suurendusega mikroskoobis, saab nende olemasolu kindlaks teha nn. Tyndalli nähtuse abil.

Tyndalli nähtus seisab selles, et pisimaid heljuvaid osakesi sisaldavast vedelikust tugeva valgusevihu läbilaskmisel tekib selles vedelikus hele koonus, mida hästi näeb pimedas ruumis.

Heleda koonuse tekkimine on seletatav sellega, et iga heljuv osake hajutab temale langevat valgust ja muutub nagu helendavaks punktiks, mille tõttu muutub nähtavaks ka kogu kiirte tee vedelikus.

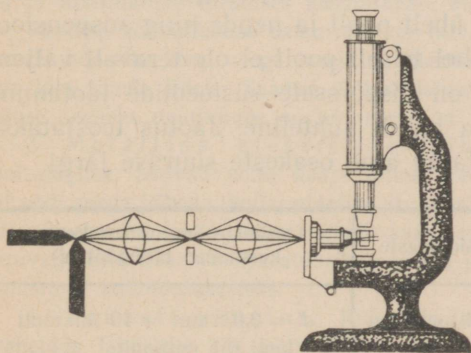


Joon. 22. Tyndhali nähtus.

Sellele põhimõttele on rajatud ultramikroskoobiks nimetatava aparadi ehitus. Ultramikroskoop võimaldab avastada vedelikus ka neid osakesi, mille läbimõõt on väiksem kui 0,1 mikronit ja mis on harilikus mikroskoobis nähtamatud.

Ultramikroskoobi all vaadeldavat vedelikku ei valgustata mitte alt, nagu harilikus mikroskoobis, vaid küljelt peenikese kiirte vihuga.

Valguse hajumise tõttu näivad heljuvad osakesed palju suurematena ja muutuvad seetõttu nähtavaks.



Joon. 23. Ultramikroskoop (skeem).

Kui osakeste läbimõõt on palju väiksem kui 0,1 mikronit, siis muutuvad üksikud osakesed nähtamatuks ka ultramikroskoobis, märgatavaks jääb aga siiski valguskiirte tee vede-

likus. Lõpuks, kui osakeste mõõted muutuvad väiksemaks kui 1 millimikron, muutub valguse hajumine niivõrd väheseks, et ka Tyndalli nähtus kaob ja vedelik muutub täiesti ühtlaseks. Sellised on näiteks mitmesuguste ainete tavalised lahused.

Eeltoodu põhjal võime lahused dispersiooniastme järgi jaotada alljärgnevasse rühmadesse.

1. Suspensioonid ja emulsioonid kuuluvad jämedate dispersioonide hulka, s. t. nende heljuvad osakesed on lahuses võrdlemisi suurte mõõdetega.

2. Harilikud ehk tõelised lahused on väga suure dispersiooniastmega, kuivõrd aine on peenestatud kuni molekulideni.

3. Vahepealse asendiga on sellised lahused, mille osakesed on küll suuremad kui tõelistel lahustel, kuid siiski veel niivõrd väikesed, et neid saab avastada ainult ultramikroskoobi abil. Selliseid lahuseid nimetatakse kolloidlahusteks. Aine peenestatud olekut neis lahustes nimetatakse kolloidolekuks ja osakesi endid — kolloidosakesteks.

Kolloidlahuste lähemal uurimisel on selgitatud, et nende ja tõeliste lahuste vahel ühelt poolt ja nende ning suspensioonide ja emulsioonide vahel teiselt poolt ei ole teravalt väljendatud piiri. Selle tõttu on disperssete süsteemide jaotamine ülaltoodud kolme rühma ainult suhteline. Jaotus teostatakse lahuses sisalduva pihustatud aine osakeste suuruse järgi.

| Süsteemid | Dispersiooniaste | Osakeste suurus (osakeste keskmine läbimõõt d) |
|------------------------------|--------------------------|--|
| Suspensioonid ja emulsioonid | Jäme dispersioon | $d = 0,01 \text{ mm} = 10 \text{ mikronit}$ kuni $0,1 \text{ mikronit}$ |
| Kolloidlahused | Kolloidne dispersioon | $d = 0,1 \text{ mikronit} = 100 \text{ millimikronit}$ kuni 1 millimikron |
| Tõelised lahused | Molekulaarne dispersioon | $d = \text{molekulide suurus} =$ mõned $0,1 \text{ millimikronit}$ |

Nii võime heljumid, kolloidlahused ja tõelised lahused ühendada ühisesse vedelate dispersioonide süsteemi, nagu näitab eelnev tabel.

33. Kolloidlahuste saamise viisid.

Kolloidlahuste saamiseks on mitu viisi.

1. Suurte molekulidega ainete lahustamine. Mõned ained, millel on suured molekulid, nagu valk, želatiin, kummi-araabik, tärklis jne., moodustavad kolloidlahuseid juba lihtsal kokkupuutel veega. Need ained annavad kolloidlahuseid selle tõttu, et nende molekulide mõõted on väga suured.

2. Aine mehaaniline peenestamine. Paljud kolloidlahused tekivad aine mehaanilise peenestamise või hõõrumise teel koos lahustiga. Käesoleval ajal kasutatakse selleks erilisi veskeid, mis viivad aine peenestamise kuni kolloid-dispersioonini (kolloidveskid). Neid veskeid rakendatakse laialdaselt mitmesuguste värvide, paberi ja kummi täiteainete valmistamiseks, samuti ka mitmesuguste toiduainete tööstuses ja arstirohtude tööstuses kasutatavate ainete peenestamiseks.

Tärglise kolloidlahuse saamiseks on tarvis pikema aja jooksul teda uhmris hõõruda koos veega, seejärel loksutada veega segamini ja filt-rida läbi tiheda filtri. Saadud ühtlast lahust tuleb proovida joodi abil; lahuse siniseks muutumine on tunnuseks, et lahuses on tärglist.

3. Metallide elektriline pihustamine. Nagu eespool nägime, tekivad volta kaare toimel vees metallide kolloidlahused. Nii võib saada hõbeda, kulla, plaatina jt. metallide kolloidlahuseid. Metallide pihustumist volta kaare toimel saab seletada sellega, et metallid auruvad volta kaare temperatuuril ja veega jahutatud metallid tihenevad pisimateks kolloidosakesteks.

4. Lahusti vahetus. Kui seebi lahust piirituses valada vette (vahetada lahustit), siis tekib seebi kolloidlahus vees. Lahusti vahetamisel toimub järelikult osakeste mõõdete suurenemine.

5. Keemilised meetodid. Paljude keemiliste reaktsioonide puhul eralduvad saadavad ained kolloidosakeste näol. Näiteks kui keevasse destilleeritud vette valada tilkhaaval kloorraua (FeCl_3) lahust, siis saame raud(III)hüdrosüüdi kolloidlahuse.

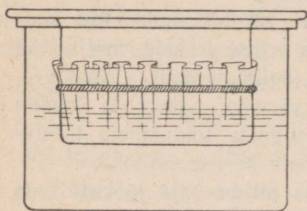
Kolloidlahuste saamise keemilisi viise on palju. Mõnedega nendest tutvume keemia kursuse järgnevate teemade juures.

34. Kolloidlahuste omadused.

Kolloidlahuste iseärasuseks on see, et kolloidosakeste suurte mөөdete tõttu kolloidlahused ei difundeeru läbi pool-läbilaskvate vaheseinte, nagu läbi pärgamentpaberi või põie. Sellele omadusele ongi rajatud kolloidlahuste eristamine tõelistest lahustest, mis tekivad keemiliste reaktsioonide puhul.

Sellist kolloidlahuse eristamist tõelisest lahusest nimetatakse dialüüsiks ja selleks kasutatavat aparati — dialüsaatoriks.

Teiseks kolloidlahuste iseärasuseks on nende omadus pikemaajase seismise järel (mõnikord mitme aasta jooksul)



Joon. 24. Dialüsaator.

sadestuda. See iseärasus on omane kolloidlahustele, mitte aga tõelistele lahustele. Niisiis on kolloidlahuste oluliseks erinevuseks, võrreldes tõeliste lahustega, nende väike püsivus. Seda saab seletada sellega, et kolloidosakesed, nagu ka tõeliste lahuste osakesed, on alalises kaootilises liikumises, mis ei lase neid oma raskuse

mõjul põhja sadestuda. Sellel liikumisel kolloidosakesed põrkavad kokku teiste kolloidosakestega, kleepuvad nende külge ja moodustavad suuremaid agregate. Osakeste mөөdete suurenemisel muutub kolloidlahus sogaseks, tekivad silmaga nähtavad helbed, mis aeglaselt sadestuvad põhja. Kolloidosakeste järkjärgulist suurenemist lahuses nimetatakse koaguleerumiseks ehk kalgen d u m i s e k s. Koaguleerumist saab esile kutsuda ka soojendamisega (näiteks valgu lahuse keetmisel). Paljud kolloidlahused koaguleeruvad neile mõjuvate soolade, aluste ja hapete lahuste toimel. Mõned kolloidid moodustavad koaguleerumisel sülditaolise massi, mida nimetatakse geeliks.

Sellist protsessi nimetatakse želatineerimiseks. Üldtuntud želatineerimise näiteks võib olla želatiin. Želatineerimisel haaravad kolloidid lahusest enesega palju vett kaasa, nagu see näiteks toimub piima hapnemisel.

Kõikides sültjates sademetes toimuvad aja jooksul sügavad muutused; nad vähenevad ruumalalt ja eraldavad kaasahaaratud vee. Näitena võib tuua tavalise süldi veeldumise, hapupiima muutumise kohupiimaks ja vadakuks.

Paljude kolloidlahustes toimuvate nähtuste iseloom on väga keeruline ja senini lõplikult selgitamata.

Kolloididel on määratu suur praktiline tähtsus mitmesugustes tööstusharudes, nagu nahaparkimisel, värvimisel, seebi-keetmisel, tehiskiu valmistamisel, fototehnikas jm. Kolloidid etendavad määratut osa bioloogilistes protsessides. Loomade veri, samuti ka taimede mahlad on kolloidlahused.

IV peatükk.

Leelismetallid.

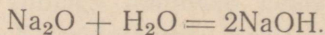
35. Naatrium.

Keemiline sümbol Na, aatomkaal 22,997.

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 97,9° temperatuuril ja keeb 880° temperatuuril.

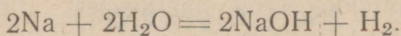
Keemilised omadused. Metalliline naatrium hapendub õhus väga kergesti, s. t. ühineb otseselt õhu hapnikuga ja moodustab naatriumhapendi (Na_2O).

Tekkinud naatriumhapend reageerib kergesti õhu niiskusega ja moodustab aluse — naatriumhüdrosüüdi (NaOH):

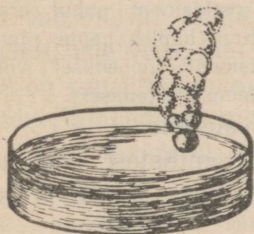


Selliselt saadud hüdrosüüdi katab naatriumi pinna halli kirmega. Seetõttu ei saa naatriumi hoida õhu käes, vaid teda hoitakse petrooleumi või bensiini all. Õhus või hapnikus soojendatuna põleb naatrium kollase leegiga. Leegi kollane värvus on naatriumi olemasolu tunnuseks keemilistes ühendites.

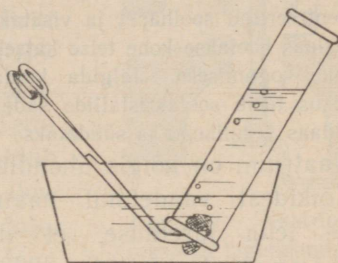
Kui metalliline naatrium asetada vette, siis ta ujub vee pinnal ja reageerib sellega energiliselt, kusjuures eraldub vesinik ja tekib naatriumhüdroksüüdi lahus vees:



Vee ja naatriumi vahelisel reaktsioonil eraldub soojust, mistõttu naatrium sulab ja muutub tilgaks-keraks, mis liigub vee pinnal edasiasetuna tekkivast vesinikust. Naatriumikerake väheneb järjest ja lahusesse läheb NaOH, mis on nähtav viirgudena. Lõpuks kleepub naatriumitükike tavaliselt klaas-



Joon. 25. Naatriumi toime veesse.



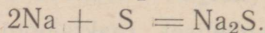
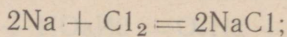
Joon. 26. Vee lagundamine naatriumi poolt ja vesiniku kogumine.

nõu seinte külge. Seejuures naatriumi temperatuur tõuseb sellisel määral, et ta süttib kollase leegiga ja pritsub laiali.

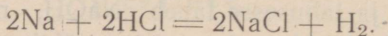
Kui naatriumitükike ei ole pinnalt naatriumhüdroksüüdist puhastatud, siis tekib plahvatus, mistõttu tuleb enne katset naatriumitükike alati koorikust vabastada ja puhtaks pühkida. Katse ajal ei tohi näoga nõu ligidale kummarduda. Katseks on soovitatav võtta tikupea-suurune naatriumitükike.

Katse. Võtta pургist pintsetiga tükike naatriumi, pühkida see filterpaberiga puhtaks ja lõigata noaga tema küljest tikupea-suurune tükike. See tükike visata vett sisaldavasse portselankaussi ja jälgida reaktsiooni, kattes kausi enne klaasiga. See ettevaatusabinõu on vajalik sellepärast, et tormilise reaktsiooni puhul võib naatriumitükike kausist välja viskuda ja põhjustada põletushaavu. Kui kogu naatrium on kadunud, siis võtta kausilt klaas ära ja proovida saadud lahust lakmusega.

Naatrium ühineb väga kergesti klooriga, joodiga, väävliga, fosforiga jt. elementidega. Sageli nende reaktsioonide puhul tekib leek ja toimuvad plahvatused:



Naatrium reageerib energiliselt hapetega, näiteks soolhappega (HCl), mille juures eraldub vesinik ja tekivad soolad.



Katse. Alusel asetsevasse katseklaasi valatakse ($1/4$ katseklaasist) kontsentreeritud soolhapet ja visatakse sellesse väike tükike naatriumi. Katseklaas kaetakse kohe teise katseklaasiga reaktsiooni puhul eralduva vesiniku kogumiseks. Jälgida, kuidas naatrium hüpleb happe pinnal ja vedelikus tekib soolakristallide sade. Reaktsiooni lõppemisel võetakse katseklaas vesinikuga ja süüdatakse vesinik tema tõestamiseks.

Naatrium on kõigis ühendites ühevalentne.

Kõikidest vaadeldud naatriumi keemilistest omadustest võime teha järelduse, et naatrium on keemiliselt aktiivne element.

Naatrium looduses. Oma keemilise aktiivsuse tõttu ei leidu naatriumi looduses vabas olekus. Ta esineb ainult ühendites, mis on üsna levinud maakera kooses. Levinuim naatriumisool on keedusool (NaCl). Teda leidub lahusesena 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 mitmesugustes NSV Liidu paikades: Solikamski lademed Molotovi oblastis, Iletski lademed Lõuna-Uuralis, Nahhitševani lademed Kaukaasias, Brjanski lademed Ukraina NSV-s.

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 soola-

tagavara, 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 ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$). Nimetatud soola sisaldab märgatavalt merevesi. Eriti palju mirabüliiti leidub Kara-Bo-gaz-Goli 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 krajs.

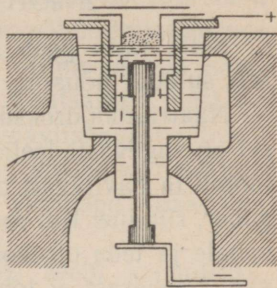
Peale nimetatud ühendite leidub naatriumi veel soodas ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$). Mõnede Siberi järvede vesi sisaldab soodat.

Lämmastikhaput naatriumi ehk tšiili salpeetrit (NaNO_3) leidub suuremal määral ainult Tšiilis (Lõuna-Ameerika). NSV Liidus leidub salpeetrit Turkmeenias, Kaukaasias, Krimmis ja Altais.

Naatriumi saamine. Naatriumi saadakse naatriumhüdrosüüdi elektrolüüsimisel.

NaOH lagundamist elektrivoolu toimele teostatakse hermeetiliselt suletud seadmes. Katoodil eralduvad metalliline naatrium ja vesinik, anoodil aga suurem osa vett auruna ja hapnik.

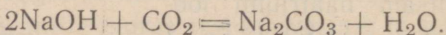
Naatriumi kasutamine. Metallilist naatriumi



Joon. 27. Naatriumhüdrosüüdi lagundamise seadeldis.

kasutatakse orgaaniliste ainete sünteesimisel ja laboratoorses praktikas.

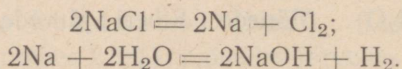
Tähtsamad naatriumi ühendid. a) Naatriumhüdroksüüd (NaOH) on tahke kristalliline äärmiselt hügrokoopne aine. Õhust süsihappegaasi neelates muutub ta süsihapuks naatriumiks (Na_2CO_3):



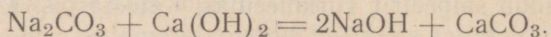
Selle tõttu peab naatriumhüdroksüüdi hoidma hermeetiliselt suletud nõus.

Naatriumhüdroksüüd lahustub hästi vees ja tema vesilahusel on tugevasti leelisene reaktsioon. Sööbeleelise (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 elektrolüüsisel. Protsessi iseloomustavad järgmised skemaatilised reaktsiooni võrrandid (tegelikult on reaktsioon keerulisem):



Väikesel hulgal valmistatakse naatriumhüdroksüüdi kustutatud lubja toimel soodalahusesse:



Reaktsiooni täielikumaks toimumiseks tuleb soojendada.

Kaltsiumkarbonaat (CaCO_3) on vees lahustumatu ja teda saab filtrimisega kõrvaldada. Naatriumhüdroksüüdi (NaOH) lahust aurutatakse malmkateldes kuni tahke produkti saamiseni.

Naatriumhüdroksüüdi (igapäevases elus nimetatakse teda seebikiviks) tarvitatakse tööstuses ja laboratooriumides laial-

daselt. Suurel hulgal kasutatakse teda seebi keetmisel, nafta-
produktide puhastamisel, tehissiidi valmistamisel, keemia-
tööstuses metallilise naatriumi saamiseks, klaasitööstuses jm.

b) Süsihapu naatrium ehk sooda. Üldise
nime all „sooda“ tuntakse kaht süsihaput naatriumi ehk naat-
riumkarbonaati: kristalliline sooda ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — pesu-
sooda) ja kaltsineeritud sooda (Na_2CO_3). Sooda on vees hästi
lahustuv sool leelise omadustega. Ta on põhikeemiatööstuse
tähtsamaid produkte. Teda kasutatakse mitmesuguste naat-
riumisoolade valmistamise lähteainena. Tähtsamad neist on
äädikhapu naatrium ($\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$), hapu väävlisapu naatrium
(NaHSO_3), broomnaatrium (NaBr), hapu süsihapu naatrium
(NaHCO_3), booraks ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$) ja ränihapu naatrium
(Na_2SiO_3).

Soodat kasutatakse suurtes kogustes seebi keetmiseks,
klaasi-, paberi- ja nahatööstuses, samuti võib ta olla lähte-
aineks tähtsama leelise — naatriumhüdrosüüdi (NaOH) val-
mistamisel. Soodat kasutatakse ka arstiteaduses, karastavate
jookide valmistamisel jne.

XVIII sajandi lõpuni toodeti soodat peamiselt mereveti-
kate solontšakmuldadel kasvavate taimede tuhast. XVII sajandi
lõpul avastati uus sooda saamise viis ja sellest ajast alates
valmistatakse teda tööstuslikult keedusoolast. Sooda tootmise
menetlusi vaatleme edaspidi.

Soodatööstuse keskusteks NSV Liidus on Donbass, Slav-
jansk ja Berežniki, kus on olemas selleks vajalik tooraine ja
energeetilised ressursid. Peale selle on sooda tootmise seisu-
kohalt tähtsad mõned Siberi järved (Petuhhovski, Mihhailovski
ja Doronini järv), millede veed on niivõrd soodarikkad, et osa
soodat sadeneb kristallidena järve põhja.

Revolutsioonieelsel Venemaal valmistati aastas 140 tuhat
tonni soodat. NSV Liidus kujunes sooda tootmine järgmiseks:
1930. a. — 270 tuhat tonni, 1932. a. — 285 tuhat tonni,
1936. a. — 496 tuhat tonni. Need andmed räägivad sellest, et

kahe stalinliku viisaastaku jooksul arenes soodatööstus jõudsalt. Neljanda stalinliku viisaastaku lõpuks 1950. a. tõuseb soodatoodang 800 tuhande tonnini.

c) 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 konserveeriva ainenä, 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.

36. Kaalium.

Keemiline sümbol K, aatomkaal 39,1.

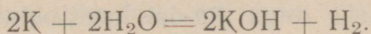
Füüsikalised omadused. Füüsikaliste omaduste poolest sarnaneb kaalium naatriumiga. Ta on hõbevalge pehme metall. Teda saab lõigata noaga nagu vaha; ta on veest kergem — erikaaluga 0,86, sulab $63,5^{\circ}$ temperatuuril ja keeb 76° temperatuuril.

Keemilised omadused. Kaalium on keemiliselt aktiivsem kui naatrium. Ta hapendub õhus kiiremini ja energilisemalt, moodustades seejuures kaaliumhappendi (K_2O).

Teda tuleb hoida nagu naatriumigi puhtas petrooleumis või bensiniis, 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 kaaliumhüdrosüüd KOH. Reaktsioonil eralduva soojuse tõttu süttib niihästi vesinik kui

ka kaalium. Põlemine lõpeb väikese plahvatusega. Katse jaoks tuleb võtta tikupea-suurune tüki ke kaaliumi. Reaktsioon kulgeb järgmise võrrandi järgi:



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.

K a a l i u m i s a a m i n e. Käesoleval ajal saadakse kaaliumi kaaliumhüdrosüüdi elektrolüüsil. Metallilist kaaliumi kasutatakse peamiselt keemialaboratoriumides.

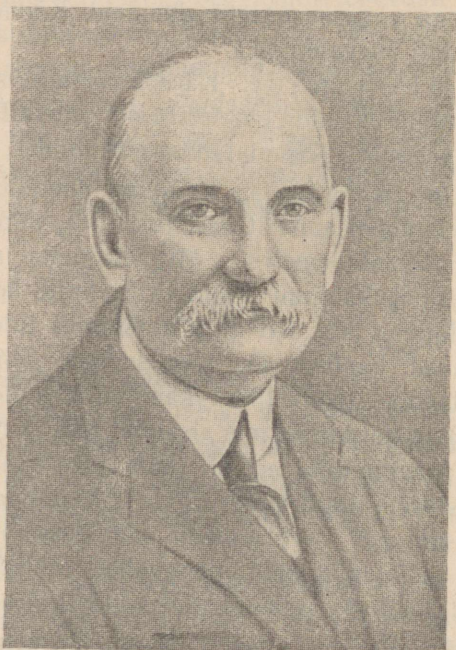
K a a l i u m l o o d u s e s. Kaaliumi ühendid on looduses üsna laialt levinud peamiselt KCl ja K_2SO_4 näol merevees ja lisandina kivisoolalademetes. Mitmesuguste anorgaaniliste ühenditena esineb kaalium mulla ja kivimite koostises, nagu vilkkivis, põldpaos jms. Kivimite porsumise tulemusena tekiavad lahustuvad kaalisoolad. Kaalisoolade leiukohti esineb harva. Tähtsamad looduslikud kaaliumiühendid on sülviniit ($NaCl \cdot KCl$) ja karnalliit, mis sisaldab KCl ja $MgCl_2$.

Esimese Maailmasõja eel oli tuntumaks kaalisoolade leiu kohaks Stassfurt (Magdeburgi ligidal Saksamaal). Saksamaa vedas kaalisoolasid väetusainena kõikidesse maailma maa desse ja oli sellel alal õieti monopolist. Mahajäänud tsaari venemaa pidi kaalisoola samuti Saksamaalt sisse vedama.

Juba 1916.—1917. a. avastati Kama jõe ülemjooksul Soli kamski linna lähedal kaalisoolade olemasolu, kuid tehnilise mahajäämuse ja kapitalistliku korra tõttu ei võimaldatud õpetlastel neid lademeid laialdasemalt uurida. Pärast Suurt Oktoobrirevolutsiooni muutus olukord Venemaal ja maapõue varad 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 kaalisoolalademeteleidmiseks. Need tööd andsid tulemusi: 1926. a. avastasid akadeemik Kurnakov ja insener Preobraženski Kama jõe ülemjooksul Solikamski linna ligidal kaalisoolalademed, mis on rikkalikemad maailmas.



N. S. Kurnakov.

Solikamski rajoonis töötavad intensiivselt kaevandused, mis juba 1936. a. andsid 1 797 000 tonni kaalisoolasid. Tuleb märkida, et 1935. a. avastati veel Tškalovi linna ligidal Iletski soolamassiivides kaalisoolalademed. Peale selle on suured kaalisoolalademed Uuralis Emba rajoonis, Lääne-Kasahstanis,

Turkmeenias, Lõuna-Tadžikistanis ja Lääne-Ukrainas Lvovi ligidal.

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 Semjonovištš Kurnakov sündis 6. detsembril 1860. a. Nolinski linnas Vjatka kubermangus. Ta õppis Nižni-Novgorodi sõjaväe-gümnaasiumis, mille lõpetas 1877. a. Juba gümnaasiumiõpilasena tundis ta erilist huvi keemia vastu ja seadis kodus sisse väikese koduse laboratooriumi. Gümnaasiumi lõpetamise järel astus N. S. Kurnakov Peterburi Mäeinstituuti, mille lõpetas 1882. a. Juba üliõpilasena tegi ta teaduslikke töid ja pärast lõpetamist jäeti ta instituudi juurde töötama keemia alal. 1893. a. määrati ta anorgaanilise keemia kateedri professoriks. 1913. a. valiti akadeemikuks. Ta tundis eeskujulikult mitmeid tööstusharusid, milledega ta oli kontaktis kogu oma eluaja. 1916. a. võttis Kurnakov osa ekspeditsiooni organiseerimisest Kara-Bogaz-Goli lahe juurde, et uurida selle soolatagavarade kasutamist naatriumsulfaadi tootmiseks.

Tsaarivalitsus aga ei tundnud huvi Kurnakovi uurimiste vastu ja ei andnud talle vajalikku abi.

Pärast Oktoobrirevolutsiooni said Kurnakovi uurimised NSV Liidu maapõuevarade alal teise hoo.

1918. a. asutas Kurnakov Kara-Bogaz-Goli 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.

Kurnakov tõstis üles kodumaise kaalisoola küsimuse. Ta hakkas koos oma õpilastega uurima kaaliumi sisaldavaid mineraale, mida leidis Solikamski rajoonis. Ta oletas, et Solikamski piirkonnas peab kahtlematult leiduma sülviniidilademed, millel on mitte ainult teaduslik, vaid ka suur rahvamajanduslik tähtsus. Tsaarivalitsus ja kohalik mõisnik Stroganov ei pööranud sellele vajalikku tähelepanu.

Kurnakovi unistused täitusid alles pärast Oktoobrirevolutsiooni. Nõukogude valitsuse ülesandel teostati laialdane Solikamski rajooni uurimine ja 1926. a. 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. 1930. a. määrati talle esimene Mendelejevi preemia. 1939. a. anti talle Tööpunalipu orden tema saavutuste eest keemia alal. Tema 80. sünnipäeva tähistas NSV Liidu valitsus teenelise teadlase nimetuse andmisega. 1941. a. määrati talle Stalini preemia tööde eest füüsilises keemias.

Akadeemik N. S. Kurnakov suri 19. märtsil 1941. a.

no Tähtsamad kaaliumi ühendid. a) 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 keemialaboratuuriumides.

b) Kloorkaalium (KCl) on valge kristalliline aine. Lahustub hästi vees. Looduses leidub mineraali sulviinina. Kasutatakse väetusainena.

c) Süsihappu 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 ime-

likult — teda eksporditi välismaale ja asemele veeti Stassfurdi kaalisoola.

Praegu toodetakse potast samal viisil nagu soodat.

Ülejäänud kaaliumisoolasid käsitleme 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 tunduvalt 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.

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 ebaumajanduslikult 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



Joon. 28. Kaalisoolade mõju odra arenemisele.

| T u h a l i i k | 100 osas tuhas sisaldub | | |
|----------------------------|--|--|--------------|
| | kaalium- hapendit K ₂ O | fosfor- hapendit P ₂ O ₅ | lupja CaO |
| Talinisupõhutuhk | 13,65 | 4,81 | 5,76 |
| Suvinisupõhutuhk | 28,91 | 5,15 | 6,59 |
| Rukkipõhutuhk | 19,24 | 5,15 | 8,58 |
| Odrapõhutuhk | 22,85 | 4,48 | 7,77 |
| Kaerapõhutuhk | 22,12 | 4,69 | 8,86 |
| Hirsiõhutuhk | 46,86 | 11,89 | 18,43 |
| Tammetuhk | 13,05 | 1,14 | 77,92 |
| Kasepuutuhk | 17,85 | 5,07 | 61,55 |
| Männipuutuhk | 10,05 | 2,83 | 46,14 |
| Kuusepuutuhk | 10,02 | 4,12 | 40,40 |

ühiskondlik tuha kogumine ja õige säilitamine. Tuhk annab väetisena häid tulemusi kõikidel muldadel, kõige efektiivsemalt mõjub ta aga kaaliumivaestel muldadel: liivastel, kergedel liiv-savistel, leetelistel ja happelistel muldadel.

Kaaliumi vajavad kõik taimed, eriti nõudlikud on aga kaaliumi suhtes juurviljad (peet, kartul), teised köögiviljad, luhataimed, lina, oder, samuti viljapuud.

37. Naatriumiga ja kaaliumiga sarnanevad elemendid.

Leelismetallide hulka kuuluvad peale naatriumi ja kaaliumi veel liitium, rubiidium ja tseesium. Vaatleme lühidalt nende omadusi ja iseärasusi.

a) Liitium (Li). Liitiumi aatomkaal on 6,94, ta on kergem kõigist teistest metallidest; erikaal on 0,534. Ta ujub isegi petrooleumi pinnal. Liitium on hõbevalge värvusega; õhus hapendub ta ja annab liitiumhapendi (Li₂O). Reageerib otseselt veega, kusjuures tekib vesinik ja liitiumhüdrosüüd (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.

b) Rubiidium (Rb). Rubiidiumi aatomkaal on 85,48. Ta on hõbeda värvusega metall erikaaluga 1,52. Õhus hapendub ja süttib kergesti. Veega reageerib tormiliselt, kusjuures tekib rubiidiumhüdrosiid (RbOH), millel on tugevad leelise omadused. Rubiidium on energilisem metall kui liitium, naatrium ja kaalium. Teda leidub väga harva.

c) Tseesium (Cs.) Tseesiumi aatomkaal on 132,91, erikaal 1,87. Tseesium on metallidest kõige energilisem ja aktiivsem, õhus süttib ise, vees plahvatab silmapilkselt.

38. 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 kloorsoolaid 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, sulamis- ja keemistemperatuurid aga 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.

Kokkuvõttes võime öelda, et Li, Na, K, Rb ja Cs, moodus-

tades 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 erinevus 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 | 0,534 | 0,97 | 0,86 | 1,52 | 1,87 |
| Sulamistemperatuur . . | 179° | 98° | 63,5° | 39° | 28,5° |
| Keemistemperatuur . . . | 1330° | 883° | 762° | 700° | 670° |
| Valents | 1 | 1 | 1 | 1 | 1 |
| Hapendid | Li ₂ O | Na ₂ O | K ₂ O | Rb ₂ O | Cs ₂ O |
| Hüdroksüüdid | LiOH | NaOH | KOH | RbOH | CsOH |
| Aluste iseloom | Tugevad leelised | | | | |
| Elemendi keemiline aktiivsus (reaktsioonveega) | Rahulikult | Energiliselt | Üsna energiliselt | Tormiliselt | Väga tormiliselt isesüttimisega |
| Annavad põleti leegile värvuse | Vabarna-punase | Kollase | Violetse | Violett-punase | Sinise |
| Tähtsamad looduslikud ühendid | LiCl | NaCl | KCl | Haruldased elemendid | |

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. Talvekuudel sadestub Kara-Bogaz-Goli lahes umbes 5 000 000 tonni glaubrisoola. Leida veetu väävelhapu naatriumi kogus selles.

7. Kui palju süsihaput naatriumi tuleb võtta, et toimides temasse lubjapiimaga saada 28 kg naatriumhüdroksüüdi?

8. Kaalisoolade tagavarad NSV Liidus olid 1937. a. 18 371 miljonit tonni, arvestatuna K_2O -le. Missugusele kogusele puhtale KCl -le see vastab?

9. Mitu grammi naatriumhüdroksüüdi tekib ühe gramm-aatomi naatriumi reageerimisel veega?

10. Mitu g-mooli kaaliumhüdroksüüdi tekib 3,9 g kaaliumi reageerimisel veega?

11. 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.

12. Mitu grammi vesinikku võib saada 2,3 g naatriumi toimele soolhappesse, mida on ülehulgas? Mitu grammi soola seejuures tekib?

13. Lahuses on üks g-mool naatriumhüdroksüüdi. Mitu g-mooli a) lämmastikhapet, b) väävelhapet, c) ortofosforhapet kulub selle lahuse neutraliseerimiseks?

14. Mitu liitrit süsihappegaasi võib neelata 56 g kaaliumhüdroksüüdi? (1 liiter CO_2 kaalub normaaltingimustel 1,96 g.)

V peatükk.

Halogeenid. - loolakiinutaja

39. Kloor.

Keemiline sümbol Cl, aatomkaal 35,5.

Füüsilised omadused. Kloor on metalloid. Harilikul temperatuuril on ta kollakasroheline, terava lõhnaga gaas. Tema nimetus on tuletatud kreekakeelsest sõnast „kloros“, mis tõlkes on „roheline“. Kloor on mürgine gaas. Väikeste kloori kontsentratsioonide sissehingamine põhjustab tugevat kõri, nina ja hingamisteede limanahkade ärritust, tekitab kopsudes valu, ajendab 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 2,5 ruumala kloori.

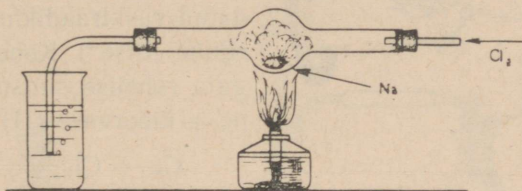
Kloori lahust vees nimetatakse kloorveeks.

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.

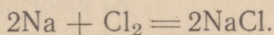
Kloori omadustega tutvumiseks teostame mõned katsed.

1. Kuulikesega klaastorusse paigutame tükikese metallist naatriumi ja läbi toru kloori lastes hakkame naatriumi



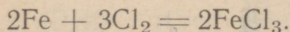
Joon. 29. Naatriumi põlemine klooris.

soojendama (joon. 29). Naatrium „põleb“ klooris heleda leegiga ja toru seintele sadestub valge pulber, mis on keedusool. Naatriumi ja kloori ühinemisreaktsioon toimub vastavalt järgmisele võrrandile:

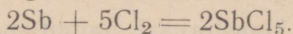


Metallide ja teiste ainete ühinemisreaktsioonil klooriga eraldub alati soojust. Sellised reaktsioonid on keemilisest seisukohast täiesti analoogilised mitmesuguste ainete põlemisega hapnikus. Järelikult tuleb meil laiendada põlemise mõistet. Selle põhjal võime öelda, et põlemiseks võime nimetada mingi aine ja gaasi vahel toimuvat reaktsiooni, mille puhul eraldub soojust ja valgust.

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. 30).

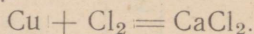


3. Järgmisesse kloori sisaldavasse purki puistame anti-
moni (Sb) pulbrit. Antimon ühineb energiliselt klooriga,
süttib seejuures ja põleb valge leegiga. Tekib viieliskloor-
antimon (SbCl_5) valge suitsu näol.



Joon. 30. Rauapulbri põlemine
klooris.

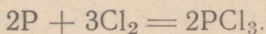
4. Paneme kloorisse eel-
nevalt puhastatud ja kuumen-
datud vasktraadikimbu (elekt-
rijuhe „litse“). Kohe võib mär-
gata roheline suitsutaolise ai-
ne — kloorvase (II) tekkimist.



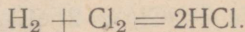
Klooriga ühinevad energili-
selt ka inglistina, kaltsium ja
isegi kuld (õhukeste lehekeste
näol). Metallide ühinemisel
klooriga tekivad soolad, mida
nimetatakse klooriidideks.

Et kloor ühineb otseselt metal-
lidega, siis on hakatud teda
nimetama „soolasünnitajaks“ ehk kreeka keele järgi „halo-
geeniks“.

5. Järgmisesse kloori sisaldavasse purki viime lusikake-
sega veidi punast fosforit, mis seejuures ise süttib ja põleb
nõrga leegiga, moodustades kolmeliskloorfosfori (PCl_3).



6. Eriti kergesti ühineb kloor vesinikuga. Selleks võtame
vesiniku saamise seadise, proovime vesiniku puhtust, süütame
vesiniku gaasijuhtetoru otsas ja viime selle koos vesinikulee-
giga kloorisse. Vesinik põleb seal edasi valge leegiga ja
kloori värvus kaob. Tekib kloorvesinik (HCl) udupilvekese
näol.

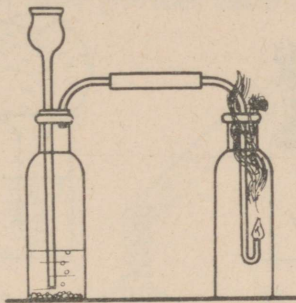


Kui segada võrdsed ruumalad kloori ja vesinikku ning segu süüdata, siis ühinevad mõlemad gaasid silmapilkselt tugeva plahvatusega, mis meenutab paukgaasi plahvatust. Järelikult on nimetatud kloori ja vesiniku segu hädaohtlik plahvatussegu ja selle valmistamisest tuleb hoiduda.

Vesiniku ja kloori võrdsete ruumalade segu plahvatab ka ereda päikese- või kunstvalguse käes (magneesiumvalgus).



Joon. 31. Fosfori põlemine klooris.



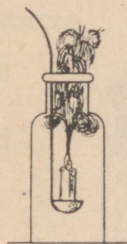
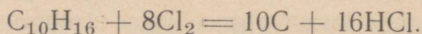
Joon. 32. Vesiniku põlemine klooris.

Hajutatud valguses ja tavalisel temperatuuril ühineb kloor vesinikuga järk-järgult. Pimeduses toimub ühinemine väga aeglaselt. Huvitav on märkida, et kloori reaktsioonidele avaldab määratud mõju veeauru või niiskuse juuresolu. Päris kuiv kloor ei reageeri metallidega, näiteks ta ei mõju kloori hoidmiseks kasutatavatele teraspuudelitele. Vesi toimib siin nähtavasti katalüsaatorina, s. t. reaktsiooni kiirendajana.

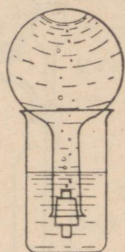
7. Kloor ei reageeri aktiivselt mitte ainult vaba vesinikuga, vaid võtab vesiniku ära ka mitmesugustelt vesinikuühenditelt. Laseme põleva steariinküünla kloori sisaldavasse purki. Küünal põleb edasi tuhmi punaka leegiga ja eraldab suurel hulgal tahma. Steariin või steariinhape on ühealuseline hape koostisega $H(H_{35}C_{18}O_2)$. Kloor ühineb selle reaktsiooni puhul

ainult steariini vesinikuga, moodustades kloorvesiniku; süsinikuga kloor ei ühine ja viimane eraldub tahma näol.

8. Kui lasta kloori sisaldavasse purki tärpentiniga niisutatud filteerpaperitükike, siis süttib tärpentin varsti iseenesest ja põleb punaka leegiga, andes seejuures tugevasti tahma. Toimub järgmine reaktsioon:



Joon. 33.
Küünla põlemine klooris.

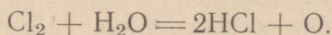


Joon. 34.
Kloori toime veesse.



Joon. 35.
Riide värvuse valastamine kloori poolt.

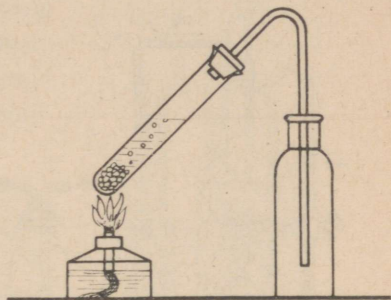
9. Isegi selliselt püsivalt ühendilt, nagu vesi, võib kloor vesiniku ära võtta. Kui kloorveega kolb jätta ereda päikesevalguse kätte, siis mõne aja pärast kaob kloori kollane värvus ja kolbi koguneb teatav hulk hapnikku, lahusesse aga on tekkinud soolhape.



10. Nimetatud reaktsiooni tõttu on kloorvesi tugeva hapendava toimega, mispärast kloorvesi või märg kloor valastab värve. Kui võtta ribake värvitud riiet, niisutada seda veega ja asetada kloori sisaldavasse purki, 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 tulemusena värvained kaotavad oma värvuse.

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 rääkisime eelmises peatükis.



Joon. 36. Kloori saamine laboratooriumis.

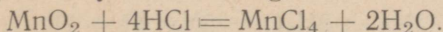
Kloori saamine.

Laboratooriumides saadakse kloori soolhapest mitmesuguste hapendajate toimele, s. t. selliste ainete toimele, mis oma hapniku kergesti ära annavad. Viimane ühineb soolhappe vesinikuga ja vabastab kloori. Hapendajana võib võtta permangaanhaput kaaliumi (KMnO₄), mangaandioksüüdi (MnO₂), bertolee soola (KClO₃) või kaaliumdikromaati (K₂Cr₂O₇).

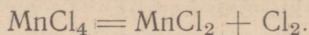
Vaatleme kloori saamise reaktsioone.

1. Kui valada mangaandioksüüdile soolhapet, siis juba harilikul temperatuuril algab kloori eraldumine, mis muutub intensiivsemaks soojendamisel. MnO₂ ja HCl vahel toimub asendusreaktsioon (mangaan ja vesinik asendavad teineteist).

Alguses tekib neljaliskloormangaan:

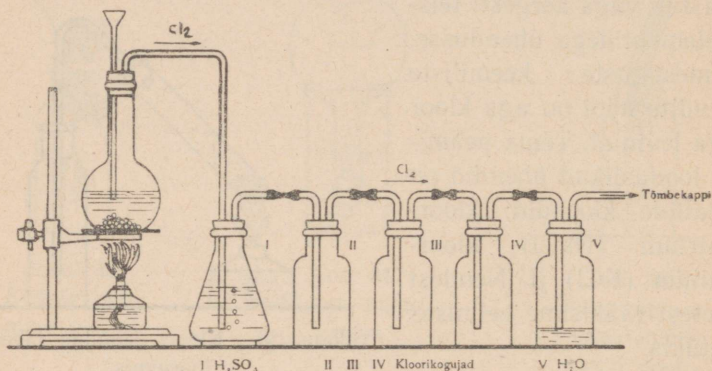
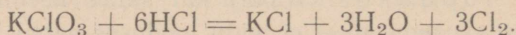


Soojendamisel MnCl_4 laguneb:



Võrrandist nähtub, et võetud mangaandioksüüdist tekivad lõpptulemusena kloormangaan ja kloor.

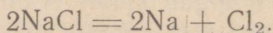
2. Reaktsioon soolhappe ja bertolee soola vahel toimub järgmiselt:



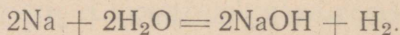
Joon. 37. Kloori saamine laboratooriumis.

Toodud reaktsiooni teostamiseks tuleb võtta mõni kristallike bertolee soola, vastasel korral tekib kergesti plahvatus. Väikeste koguste puhul on katse täiesti ohutu.

Tehnikas saadakse kloori tavaliselt suurtes kogustes mitte soolhapest, vaid odavamast aineist — keedusoolast — selle elektrolüütilisel lagundamisel. Selleks lastakse elektrivool läbi keedusoola vesilahuse, mispuhul anoodil eraldub kloor ja katoodil naatrium:



Eraldub naatrium reageerib kohe veega, moodustades naatriumhüdrosüüdi:



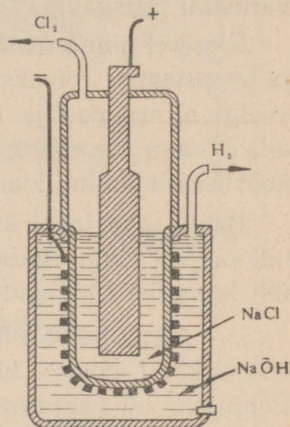
Peale selle on veel rida teisi kloori saamise viise, mida käsitletakse keemilise tehnoloogia erikursustel.

Kloori kasutamine. Kloori kasutatakse mitmesugustes tööstusharudes. Eriti tähtsat osa etendab kloor värvainete ja arstirohtude valmistamisel. Rohkesti tarvitatakse kloori paberivabrikutes paberimassi pleegitamiseks. Edasi kasutatakse kloori tekstiilitööstuses kangaste pleegitamiseks. Kloor tapab mikroorganisme, mistõttu teda kasutatakse joogivee vabastamiseks mikroorganismidest. Teda rakendatakse ka põllumajanduses taimekahjuritega võitlemiseks.

Kloori kasutamine sõjas. Esimese Maailmasõja ajal omandas kloor kurva kuulsuse inimete 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. a. lii-

kuma 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, millel olid niisama kohutavad tagajärjed.

Sama aasta 31. mail teostati esimene gaasirünnak Vene



Joon. 38. Kloori tehniline saamine.

vägede vastu Bolimovi all. Siberi polgu 4000 soldatist ja ohvitserist langes rivist välja üle 3000, nendest suri juba esimesel ööl 1500. Nii algas Saksa ülemjuhatuselt poolt alustatud gaasisõda.

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 hirksamad ja tugevamini mõjuvad keemilised ründaained, nagu fosgeen, ipriit jt. Enamik keemiliste ründaainete koostisesse kuulub kloor.

Itaalia anastajad kasutasid keemilisi ründaaineid 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 vaevaltmürgatav 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 ründaaineid ka Nõukogude sõjaväe vastu Krimmi frondil, kuid saades mõjuva hoiatuse NSV Liidult, loobusid nende edasisest kasutamisest. Nii ei leidnudki keemilised ründaained kasutamist Teises Maailmasõjas.

Katse. Võtta katseklaasi 2—3 bertolee soola (KClO_3) kristallikest ja valada neile mõned tilgad soolhapet. Jälgida eralduva gaasi värvust ja panna tähele lõhna. Gaasi nuusutades ei tohi katseklaasi nina alla

CH_2ClCH_2
 CH_2ClCH_2

NaCl

YH_2O_4

CO_2

YH_2O_4

$CHCl_3$
võõel

CCl_4

Na

sool

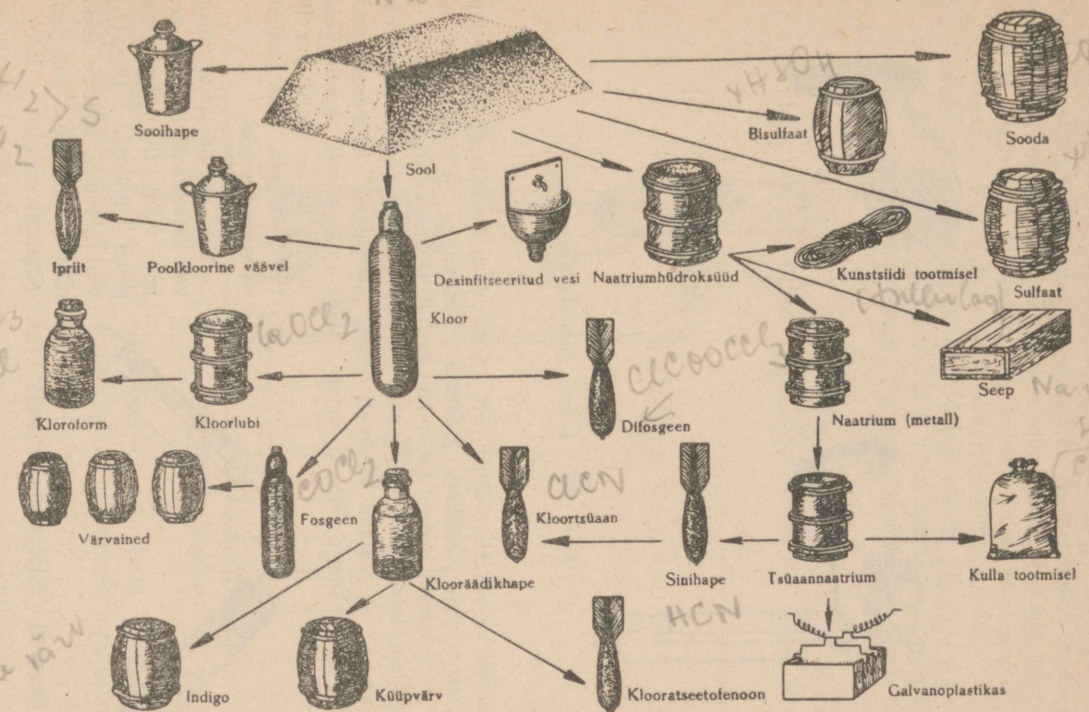
CO_2

Na

sinine värv

HCN

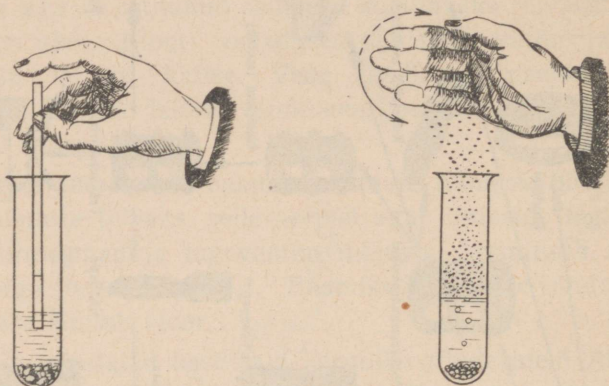
HCN



Joon. 39. Kloori ja tema ühendite kasutamine tehnikas.

viia ja sügavalt hingata; hingata tuleb lühikeste tõmmetega, õhujuga käeliigutusega enese poole suunates.

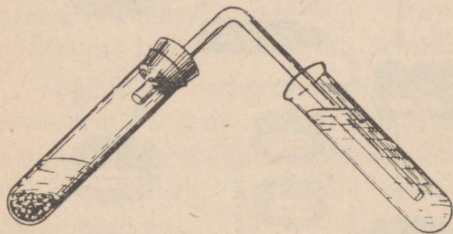
Katse. Koostada joon. 41 kujutatud seadis, asetada ülemisse katseklaasi veidi MnO_2 ja valada sinna niisama palju kontsentreeritud soolhapet.



Joon. 40. Kloori nuusutamise võte.

Katseklaasi valada $\frac{3}{4}$ mahust vett. Soojendada katseklaasi kergelt kuni gaasi tekkimiseni (töö tuleb teostada tõmbekapis). Pärast seda kui kloori on 5 minuti jooksul veest läbi lastud, lõpetada soojendamine ja saadud kloori lahus vees — kloorvesi — hoida alal järgnevate katsete jaoks.

Katse. a) Valada kloorvett kolme katseklaasi. Esimesse lisada veidi sinise lakmuse lahust, teise valada pisut tinti, kolmandasse visata tükike sinist puuvillriiet. Jälgida, mis toimub värviga.



Joon. 41. Kloorvee saamine.

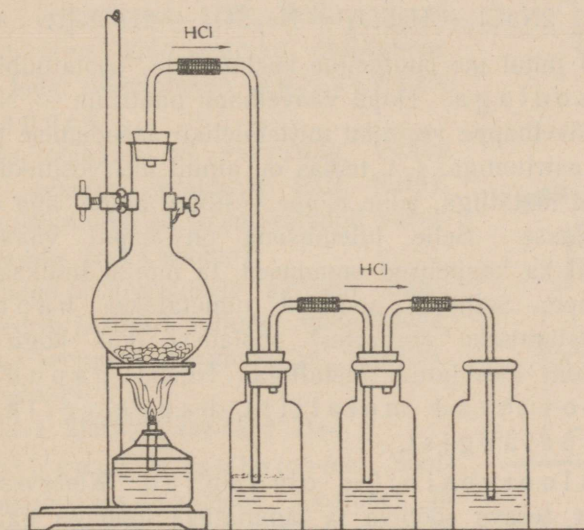
b) Valada veidi kloorvett katseklaasi ja lisada sellele mõni tilk lämmastikhaput hõbedat ($AgNO_3$). Panna tähele sademe tekkimist ja seletada, mis seda põhjustab.

*Tuult AgCl sadu
võrremini lahustub*

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mispärast kloori ei leidu looduses vabal kujul?
2. Nimetada tähtsamad kloori ühendid ja arvutada nende kloorisisaldus protsentides.
3. Missugust osa etendab MnO_2 kloori saamisel soolhapest?
4. Nimetada kloori füüsilised ja keemilised põhiomadused.
5. Mispärast kloor valastab ainult märga riidet? *ei ole abikloori*
6. Kui palju MnO_2 tuleb võtta 142 g kloori saamiseks soolhapest?
7. Mitu grammi kloori tekkib 73 grammi soolhappe toimel bertolee soolasse?

Kloorvesinik ja soolhape. a) Kloorvesiniku saamine. Tähtsamaks kloori ühendiks on

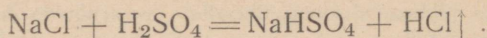


Joon. 42. Kloorvesiniku saamine ja tema neelamine vee poolt.

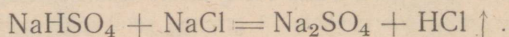
kloorvesinik (HCl). Me juba teame, et teda võib saada kloori otsesel ühinemisel vesinikuga. Harilikult aga saadakse teda väävelhappe toimel keedusoolasse.

Kui valada keedusoolale kontsentreeritud väävelhapet, siis juba harilikul temperatuuril hakkab eralduma kloor-

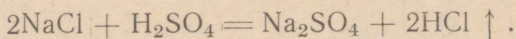
vesinik. Nõrgal soojendamisel, (mitte üle 450°) toimub reaktsioon selliselt, et tekib hapu väävelhapu naatrium:



Tugeval soojendamisel (umbes 700°-ni) reageerib hapu väävelhapu naatrium veel ühe keedusoola molekuliga, moodustades normaalse väävelhapu naatriumi (Na_2SO_4):



Kui teostada protsessi küllalt kõrgel temperatuuril, siis toimub kloorvesiniku tekkimine järgmise summaarse võrrandi järgi:



Antud juhul me puutusime kokku uue soolatüübiga — hapu soolaga. Hapu väävelhapu naatrium — NaHSO_4 — on väävelhappe vesiniku mittetäieliku asendamise produkt metalli naatriumiga, s. t. temas on ainult üks vesiniku aatom asendatud metalliga, teine happe vesiniku aatom aga on jäänud soolasse. Selle tulemusena on hapul väävelhapul naatriumil ka happelised omadused, ta mõjub indikaatoritele nagu hape. Selliseid soolasid nimetatakse hapudeks nende eristamiseks kesksetest sooladest, kus kogu happe vesinik on asendatud metalliga. Niisiis hapud soolad koosnevad metallist, happe vesinikust ja happejäägist.

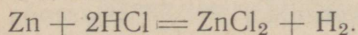
b) Kloorvesiniku omadused. Kloorvesinik on värvusetu, terava sööbiva ja lämmatava lõhnaga gaas. Ta on poolteist korda õhust raskem. Õhu käes „suitseb“, neelates niiskust ja moodustades väikesi soolhappetilgakesi. Kloorvesinik lahustub hästi vees: 1 ruumala vett lahustab 0° temperatuuril 507 ruumala HCl, 15° temperatuuril — 450 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 veetilkaades, mis satuvad pudelisse; tekib hõrendus ja läbi toru voolab vesi fontäänina pudelisse.

c) 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.

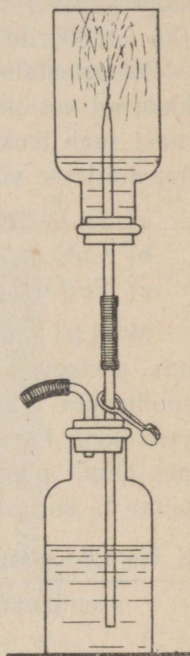
Puhas soolhape on värvusetu, terava lõhnaga vedelik (eralduva HCl tõttu). Tehniline soolhape on lisandite poolt värvitud kollaseks (raua soolad).

Soolhape on keemiliselt aktiivne hape. Ta reageerib kergesti paljude metallidega, eraldades seejuures vesinikku ja moodustades soolasisid:



Soolhappe kasutamine. Soolhapet kasutatakse laialdaselt tööstuses ja laboratooriumides, peamiselt metallide kloorisoolade valmistamiseks, väikeste kloorikoguste saamiseks, värvainete, arstimate ja liimi valmistamisel, metallide puhastamisel, jootmisel jne.

Soolhape on suure füsioloogilise tähtsusega inimese ja loomade seedimisprotsessis. Inimese maomahlas sisaldub



Joon. 43. Kloorvesiniku lahustamine vees.

teda umbes 0,5%. Haigetele, kes kannatavad maomahla vähese happesuse all, soovivad arstid tarvitada lahjat soolhappe lahust.

200 Soolhappe soolad. Soolhappe soolasid nimetatakse kloriidideks. Kui kloori ühendites on metalli valents muutlik, siis kasutame järgmisi nimetusi: FeCl_2 puhul nimetame soola kloorraud(II) (ka ferrokloriid), FeCl_3 puhul — kloorraud(III) (ka ferrikloriid).

Kloormetalle võib saada kas metalli otsesel ühinemisel klooriga või soolhappe vesiniku asendamisel metalliga. Viimast saab teostada soolhappe toimel kas metallidesse, nende hapenditesse või hüdroksüüdidesse:

- a) $\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$;
- b) $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- c) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} = \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

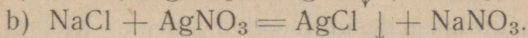
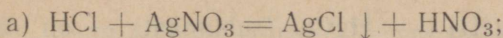
Metallide toime soolhappesse. Kõik metallid, mis asetsevad aktiivsuse reas kuni vesinikuni, lahustuvad soolhappes hästi, moodustades soola ja asendades temas vesinikku. Erandi moodustab seatina, mis lahustub soolhappes ainult pinnalt, sest seejuures tekivad PbCl_2 katab metalli pinna ja kaitseb teda 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: $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$.

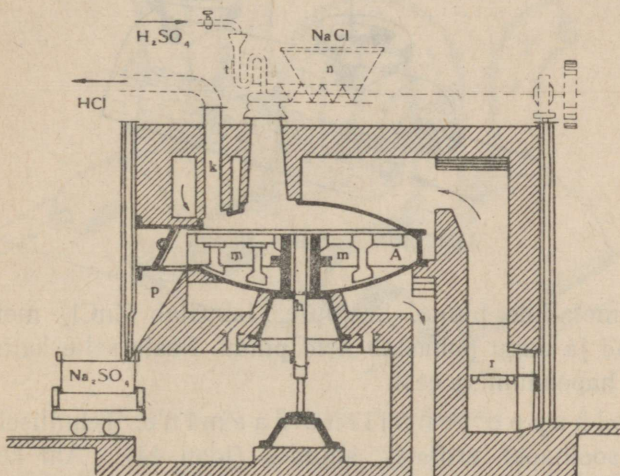
Enamik soolhappe soolasid lahustub vees. Lahustumatud on kloorhõbe — AgCl — ja kloorvask(I) — CuCl ; raskesti lahustuv on kloorseatina — PbCl_2 . Sel asjaolul on suur praktiline tähtsus.

Kui soolhappe lahusele või tema soolade lahustele lisada lämmastikhaput hõbedat, siis tekib valge kohupiima-taoline sade — kloorhõbe, mis vees ei lahustu:



Lämmastikhappes lahustumatu kloorhõbedasademe tekimine on soolhappe ja tema soolade iseloomustavaks tunnuseks. Selle tõttu kasutatakse lämmastikhaput hõbedat (AgNO_3) soolhappe ja selle soolade reaktiivina.

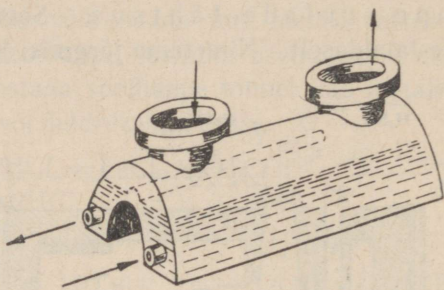
Soolhappe soolade tähtsus. Soolhappe soolaid kasutatakse laialdaselt. Nimetame järgmisi kasutusalasid.



Joon. 44. Kloorvesiniku ja naatriumsulfaadi saamise ahi.

Kloornaatrium on mitmete keemiliste ainete tootmise tooraineks (vt. teemat „Naatrium“). Kloorkaalium on tähtsamaid väetusaaineid. Kloorkaltsiumi kasutatakse vett neelava ainaena (veetu CaCl_2 ja kahe vee molekuliga kloorkaltsium — $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — neelavad vett ja muutuvad $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$). Kloorbaariumi kasutatakse võitluses taimekahjuritega, peamiselt parasiitide hävitamiseks suhkruppeedipõldudel. Ta on mür-

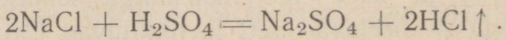
gine. Kloorelavhõbe(II) — HgCl_2 (sublimaat) — on väga mürgine. Teda kasutatakse desinfitseeriva ainenä. Kloorelavhõbe(I) — Hg_2Cl_2 — on väikestes doosides kasutusel arstirohuna (lahtistaja). Kloortsinki tarvitatakse raudteeliiprite immutamiseks kaitseks mädanemise vastu ja jootmisel „jootvedeliku“ nime all. Tõlvikuga soojendamisel aurub vesi, milles ZnCl_2 on lahustatud, ja ZnCl_2 sulab ning katab joode-



Joon. 45. Turillide skeem.

tavate metallide pinna. Seejuures lahustab ZnCl_2 metallide hapendid ja nagu puhastab neid pindu. Peale selle kaitseb ta metalli hapendumise eest.

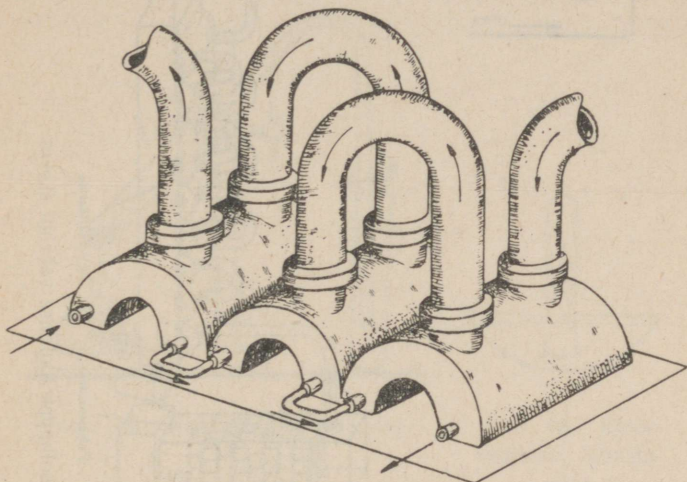
Soolhappe tehniline saamine. Tehniliselt saadakse soolhapet erilistes ahjudes (joon 44). Ahi koosneb malmuhvlist (A), mille sisse on asetatud pöörlevale vertikaalteljele (h) nukkidega segaja (m). Keedusool laetakse lehitritesse (n) ja nendest antakse teda koos väävelhappega, mis voolab torust (t) tigu abil muhvliisse. Kogu muhvel on liikumatu ja on müüritud telliskivialusele. Ahju köetakse koldest (r) tulevate tuliste gaasidega. Muhvliis toimub reaktsioon:



Reageeriv mass pöörleb koos segaja nukkidega sellise kiirusega, et ühe täispöörde jooksul on reaktsioon teostunud.

Eralduv kloorvesinik lahkub toru (*k*) kaudu ja tekkinud tahke väävelhapu naatrium (Na_2SO_4) kukub lehrisse (*p*) ja laaditakse vagonetti.

Tekkinud HCl juhitakse happekindlast materjalist puhastustorni, kus ta alt üles liikudes puhastub mehaanilistest lisanditest ja märgatavalt jahtub. Puhastatud ja jahtunud HCl-



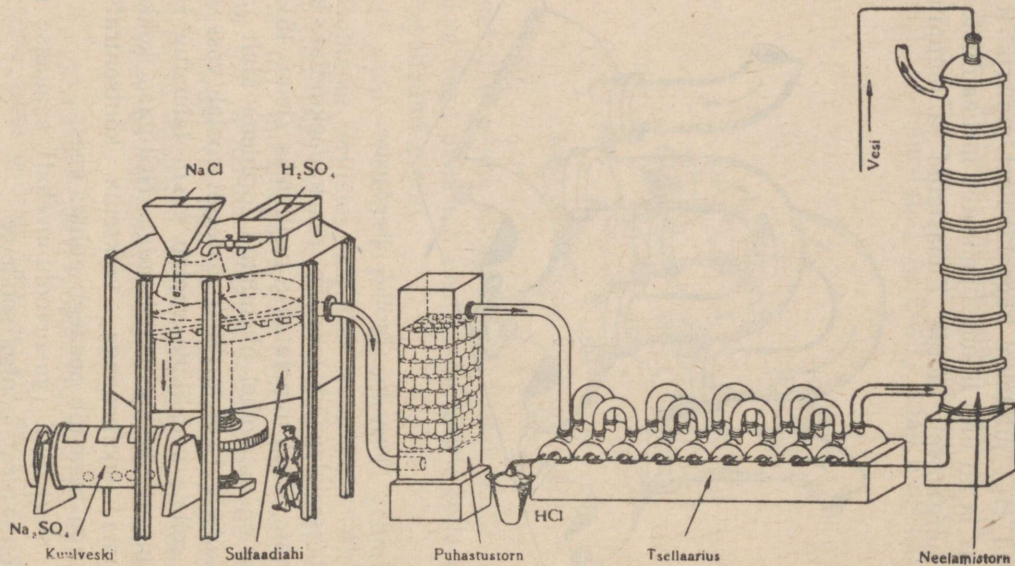
Joon. 46. Turillide ühendamise.

gaas juhitakse lahustamiseks läbi rea happekindlate keraamiliste anumate, mida nimetatakse turillideks (joon. 45).

Turillid on omavahel ühendatud torudega ülalt ja klaasitorudega 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 peaaegu piirilise kontsentratsiooniga soolhape.

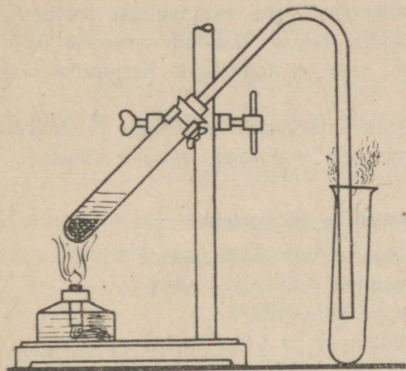
Viimased kloorvesiniku jäägid neelatakse kõrges tornis,



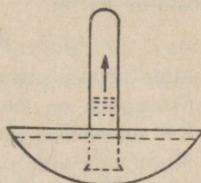
Joon. 47. Soolhappe tootmise vabriku skeem.

mis on täidetud koksiga, mille kihist lastakse vesi läbi tilkuda. Seejuures tekkiv lahja soolhape suunatakse turillide süsteemi tema edasiseks küllastamiseks HCl-ga.

Katse. Katseklaasi või väikesse kolvikesse puistata umbes 3—4 cm³ peenekshõõrutud keedusoola (umbes $\frac{1}{5}$ katseklaasist); lisada sinna kanget väävelhapet sellises koguses, et see ainult niisutaks soola, ja sulgeda katseklaas kohe korgiga, mida läbib gaasijuhtetoru (joon. 48).



Joon. 48. Kloorvesiniku saamine.



Joon. 49. Kloorvesiniku lahustamine.

Gaasijuhtetoru vaba ots lasta peaaegu põhjani kuiva katseklaasi ja katta see vatiga või filterpaberiga. Soojendada veidi katseklaasi sisu. Pöörata tähelepanu HCl-gaasi värvusele ja lõhnale. Kui katseklaas on täitunud, siis tekib tema ava juures valge pilveke. Tõsta ettevaatlikult kogu seadis koos statiiviga selliselt, et gaasijuhtetoru tuleb katseklaasist välja. Katseklaas sulgeda kohe korgiga.

Katse. Seadise gaasijuhtetoru lasta teise, veega täidetud katseklaasi nii, et toru ots ei oleks vees. Jälgida HCl lahustumist katseklaasi vees. Pöörata tähelepanu raskema lahuse jugadele, mis siirduvad pinnalt põhja.

Katse. Võttes korgi kloorvesinikku sisaldavalt katseklaasilt, katta katseklaasi ava põidlagaga ja asetada see katseklaas avaga allapoole vette; vee all võtta põial katseklaasilt ära (joon. 49). Jälgida vee tungimist katseklaasi. Anda täheldatava nähtuse seletus. Katseklaasi temasse tun-

ginud vedelikuga veest välja võtmata asetada pöial uuesti tema avale; seejärel tõsta katseklaas veest välja ja pöörata avaga uuesti ülespoole. Lisada saadud lahusele sinise lakmuse lahust. Miks lakmuse värvus muutub?

Katse. Jaotada saadud soolhappe kahte ossa. Ühele osale soolhappetele lisada tüki tsinki. Panna tähele gaasimullikeste tekkimist. Teisele osale lisada lämmastikhapu hõbeda lahust. Jälgida sademe tekkimist. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse. Lahustada destilleeritud vees mingisugust soolhappe soola ja lisada sellele mõni tilk AgNO_3 lahust. Saadud sademele lisada lämmastikhapet. Panna tähele, et sade ei lahustuks. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse. Võtta õpetajalt neli katseklaasi vedelikuga ja määrata kindlaks, missugustes on soolhappe või soolhappe soolade lahused. Kirjeldata teostatud katset.

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Mille poolest erineb kloorvesinik soolhapest?
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, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ vahel.
6. Mitu liitrit kloorvesinikku saab 490 g väävelhappe reageerimisel keedusoolaga (HCl liitri kaal on 1,6)?
7. Kui palju on tarvis võtta väävelhapet 10 g keedusoola kohta kloorvesiniku saamiseks?

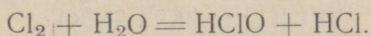
Hapnikku sisaldavad kloori ühendid. Kloor ei ühine otseselt hapnikuga. Kloori ühendeid hapnikuga saadakse kaudsel teel. Nende praktiline tähtsus on väike. Vaatleme hapnikku sisaldavatest klooriühenditest happeid ja soolasid, millel on suur rahvamajanduslik tähtsus. Need on järgmised:

| Happe nimetus: | Happe valem: | Struktuurivalem: | Sool: |
|----------------|-----------------|--|-----------------------------------|
| Alakloorishape | HClO | $\text{H} - \text{O} - \text{Cl}$ | KClO — kaaliumhüpoklorit |
| Kloorhape | HClO_3 | $\text{H} - \text{O} - \text{Cl} \begin{matrix} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{matrix}$ | KClO_3 — kaaliumkloraat |

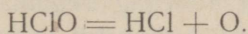
Need kõik on vähepüsivad ained, mis lagunevad kergesti hapnikku eraldades, mille tõttu evivad tugevaid hapendavaid omadusi. Hapendavad omadused väljenduvad tugevamini madalama kloori-valentsiga ühendites, suurema kloori-valentsiga üendid on aga väiksema hapendava toimega ja seejuures ka eelmistest püsivamad. Kloori valents tema hapnikühendites muutub järgmiselt: 1, 3, 5, 7.

Vaatleme tähtsamaid kloori hapnikühendeid.

a) Alakloorishape ja selle soolad. Kloori toimel veesse tekivad alakloorishape ja soolhape:



Alakloorishape laguneb kergesti juba külmalt, eriti otsese päikesevalguse käes, mille puhul eraldub aktiivne hapnik:

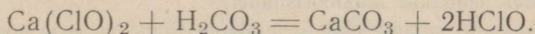


Eralduv atomaarne hapnik toimibki pleegitavalt, nagu nägime eespool.

Alakloorishappe soolasid saadakse kloori toimel külma-desse leeliste lahustesse ja neid nimetatakse alakloorishappe sooladeks ehk hüpoklorititeks.

Praktikas toodetakse hüpoklorititest KClO , NaClO ja eriti suurtes kogustes $\text{Ca}(\text{ClO})_2$. Alakloorishappe soolad on ebapüsivad, lagunevad kergesti hapniku eraldamisega. Seetõttu kasutatakse neid tekstiili- ja paberitööstuses pleegitajatena.

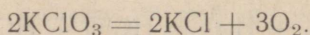
Kaltsiumhüpokloritit kasutatakse ruumide, prügikastide ja käimlate desinfitseerimiseks, mürgitustajana (keemiliste ründeainete lagundajana) jne. Nimetatud otstarbeks on võimalik kaltsiumhüpokloritit kasutada selle tõttu, et ta ka nõrkade hapete (H_2CO_3) toimel laguneb, kusjuures tekib vaba alakloorishape:



Alakloorishape eraldab edasi lagunedes vaba hapniku, mis toimibki desinfitseerivalt ja keemilisi ründeaineid lagundavalt.

Praktiliselt kasutatakse kaltsiumhüpokloriti asemel odavam ainet — kloorlupja. Kloorlubi on sama kaltsiumhüpokloritit sisaldav aine. $Ca(OCl)_2 + CaCl_2$

b) Kloorhape ja selle soolad. Kloorhape ($HClO_3$) sooladest on tähtsaim kaaliumkloraat ($KClO_3$) ehk bertolee sool. Bertolee sool on tuleohtlik ja mürgine. Ta laguneb soojendamisel, eraldades seejuures hapniku:



Ta annab kergesti hapniku ära ja tema segu hapenduvate ainetega on plahvatav. Bertolee soola peab käsitlema suure ettevaatusega ja mitte millegagi segama. Katsete tegemiseks tuleb teda võtta väikestes kogustes ja vastava ettevaatusega. $KClO_3$ kasutatakse tikutööstuses, mõnede lõhkeainete valmistamisel, värvitööstuses, arstiteaduses ja laboratooriumides.

Katse. Klaasis lahustada vees lusikatäis kloorlupja ja lahus filt-rida. Filtritud lahus valada kahte klaasi ja kummalegi lisada sinise lakmuse lahust. Kuidas muutub lakmuse värvus? Uhte klaasi lisada veidi väävelhapet ja teisest klaasist lasta läbi süsihappegaas (puhuda läbi toru õhku). Mis toimub?

Katse. Filtrida kloorlupja lahus ja jaotada kahte ossa. Uhele lahuse osale valada juurde tinti ja teisesse lasta tükike värvilist puuvillriiet. Jälgida värvi valastumist.

Katse. Puistata portselan-uhmrise mõned bertolee soola kristallid ja niisama palju väävliit pulbrina. Neid uhmrise hõõrudes täheldada tugevat praksumist ja lõhna (bertolee soola tuleb plahvatusest hoidumiseks võtta vähe).

Küsimusi ja ülesandeid.

1. Nimetada kloori hapnikühendeid.
2. Kuidas saadakse alakloorishapet?
3. Missuguste omadustega on alakloorishape ja selle 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 kõigi kloori hapnikühendite ühine omadus?

40. Broom.

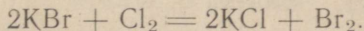
Keemiline sümbol Br, aatomkaal 79,92.

Füüsilised omadused. Puhtal kujul on broom punakaspruuni värvusega raske vedelik. Tema erikaal on 3,14. Ta aurub kergesti ja keeb 58,7^o temperatuuril; hoida tuleb teda hästi suletud nõudes. Harilikul temperatuuril eralduvad punakaspruunid aurud. Broomi lõhn on terav ja ebameeldiv, meenutades kloori lõhna. Broomi aurud ärritavad limanahka; ta on lämmatav ja mürgine. Vedel broom tekitab nahale raskeid põletushaavu. Broom lahustub hästi bensiidis, piirituses, eetris ja teistes vedelikkudes. Lahustudes vees annab broomvee.

Gaasilise broomi molekul koosneb kahest aatomist Br₂. Broom on tüüpiline mittemetall.

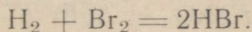
Keemilised omadused. Keemiliste omaduste poolest sarnaneb broom klooriga. Ta ühineb otseselt peaaegu kõikide metallidega ja paljude mittemetallidega. Kloorist erinevalt aga toimib ta vähem energiliselt ja on passiivsem.

Broomi keemiline aktiivsus teiste elementide suhtes on väiksem kui klooril, mistõttu kloor tõrjub teda ühenditest välja:

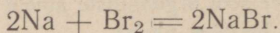


Broom aga ei suuda kloori selle ühenditest välja tõrjuda.

Vesinikuga ühineb broom soojendamisel kuni 300^o-ni palju raskemini kui kloor, kusjuures tekib broomvesinik:

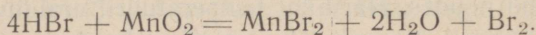


Metallidega ühineb broom otseselt ja moodustab soolaid, mispärast teda nimetatakse soolatekitajaks ehk halogeeniks.

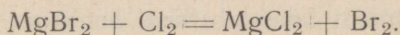


Broom looduses. Looduses broomi vabal kujul ei leidu. Ta esineb ainult keemilistes ühendites — NaBr, KBr, MgBr₂ jne. Neid ühendeid leidub merevees, mõnede järvede vees ja peale selle vees, mis voolab koos naftaga viimase puuraukudest välja. Lõpuks leidub neid lisandina kaalisoolalademetes.

Broomi saamine. Broomi saadakse nii laboratooriumides kui ka tööstuses sama meetodiga, mis kloori, näiteks broomvesiniku toimel MnO₂-sse:

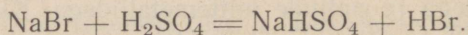


Tööstuses kasutatakse peale selle viisi veel broomi asendamisreaktsiooni klooriga:



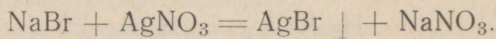
Broomi kasutatakse laialdaselt orgaaniliste ainete sünteesimisel.

Broomvesinik ja selle soolad. Kontsentreeritud väävelhappe toimel broomnaatriumis (NaBr) saadakse broomvesinik (analoogiliselt kloorvesiniku saamisele):



Broomvesinik on värvusetu, terava lõhnaga gaas. Vees lahustub kergesti (1 ruumala vett lahustab 10^o C puhul 580 ruumala HBr) ja annab tugeva broomvesinikhappe, mis sarnaneb soolhappega.

Broomvesinikhappe soolaid nimetatakse broommetallideks ehk bromiidideks. Enamik bromiide, peale broomhõbeda (AgBr), on vees lahustuvad. Broomvesinikhappe ja tema soolade reaktiiviks on AgNO₃:



Suure praktilise tähtsusega on broomkaalium (KBr) ja broomnaatrium (NaBr). Nende soolade lahuseid kasutatakse arstiteaduses arstimitena (närvete rahustavad vahendid). Broomhõbedat kasutatakse laialdaselt päevapildistuses.

Broomhõbe (AgBr) laguneb valguse mõjul broomiks ja metalliliseks hõbedaks (peeneks pihustatud hõbe on musta värvusega), mille tulemusena sool laguneb, tekitades pihustatud hõbedat, mis on must. Teda kasutatakse valgustundlike plaatide, filmide ja paberite valmistamiseks.

Broomi hapnikühenditest tuntakse hästi alabroomishapet (HBrO) ja broomhapet (HBrO₃) ning nende soolaid, mis saadakse analoogiliselt vastavatele kloori sooladele.

Tsaari-Venemaal broomi ei toodetud. NSV Liidus toodetakse broomi Krimmi järvedest ja Solikamskis, samuti nafta puuraukude veest.

Katse. Puistata katseklaasi mõni kristallike KBr või NaBr ja niisama palju MnO₂ ning valada väävelhappega üle. Jälgida eralduva broomi auru.

Katse. Valada katseklaasi veidi NaBr või KBr lahust ja lisada kloorvett ning mõni tilk bensiini (võib olla ka eeter, kloroform või bensool); loksutada katseklaasi tugevasti, kattes põidlagat selle avat. Tähele panna lahuse ja bensiini värvuse muutumist. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse. Valada katseklaasi veidi broomvett, lisada sinna tšingi tolmu ja loksutada tugevasti seni, kuni broomvesi pole valastunud. Anda broomvee värvuse muutumise kohta seletus. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

Katse. Valada katseklaasis olevale NaBr lahusele juurde mõni tilk AgNO₃. Mis värvi on väljalangev sade? Kirjutada reaktsiooni võrrand.

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.

41. Jood.

Keemiline sümbol J, aatomkaal 126,92.

Füüsilised omadused. Vabas olekus on jood kristalliline metalliläikega hallikasmusta värvusega aine. Tema erikaal on 4,94. Rõhu all sulab ta $184,4^{\circ} C$ 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 .

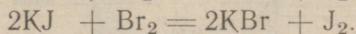
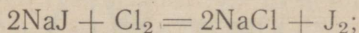
Jood lahustub halvasti vees, kuid hästi joodkaaliumi vesilahuses. Ta lahustub hästi ka bensiinis, eetris ja piirituses. Joodi lahust piirituses nimetatakse joodtinktuuriks (*tinctura Jodi*).

Joodi lahus piirituses ja eetris on pruuni värvusega, bensoolis ja kloroformis — violetse värvusega.

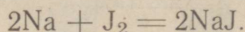
Kui tärglisekliistrile lisada mõni tilk joodi lahust, siis

värvub vedelik siniseks. Värvus kaob soojendamisel ja ilmub uuesti jahtumisel. Sellisel teel on võimalik avastada ka kõige pisemaid joodi jälgi lahustes. Tärglis on järelikult joodi reaktiiviks.

Keemilised omadused. Jood on tüüpiline mitte-metall. Oma keemiliste omaduste poolest sarnaneb ta klooriga ja broomiga. Jood ühineb otseselt paljude metallidega ja mitte-metallidega, kuid erinevalt kloorist ja broomist kulgevad 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:

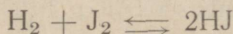


Jood ühineb otseselt metallidega, kuid palju passiivsemalt kui kloor ja broom:



Seejuures tekivad soolad, mille tõttu ka jood kannab halogeeni nimetust.

Joodi ühendid. Jood ühineb vesinikuga ainult soojendamisel üle 200° ja ka siis mitte täielikult, sest reaktsioon



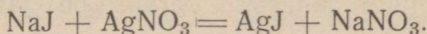
on pöörduv. Seejuures tekib joodvesinik (HJ).

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 aktiivsusest seisab joodvesinikhape lähedal soolhappele. Joodvesinikhappe soolad nimetatakse joodmetallideks ehk jodiidideks. Enamik neist lahustub hästi vees.

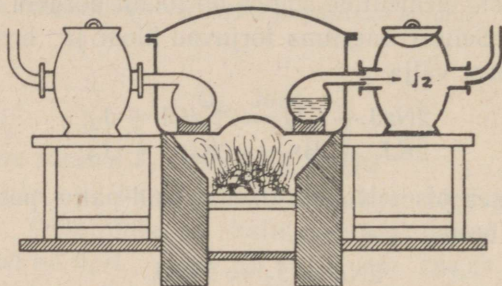
Joodhõbe (AgJ) vees ei lahustu, nagu ka vastavad kloori

ja broomi soolad. Joodvesinikhappe ja selle soolade reaktiiviks on lämmastikhapu hõbe (AgNO_3):



Joodhõbe on valgustundlik aine ning teda kasutatakse päevapildistuses. Joodi hapnikühenditest tuntakse joodhappe (HJO_3) ja perjoodhappe (HJO_4) soolasid.

Jood looduses ja tema kasutamine. Vabal kujul joodi looduses ei leidu, sest ta on keemiliselt aktiivne.



Joon 50. Seadeldis joodi puhastamiseks sublimeerimise teel.

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 boržommis jt., ning nafta puuraukude 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.

Joodi toodetakse merevetikate tuhast. NSV Liidus saadakse teda veel nafta puuraukude veest. NSV Liit on esimene maa,

kus joodi saamiseks kasutatakse nafta puuraukude vett. Nime-
tatud jooditehased töötavad Bakuu lähedal ja mujal. Selliselt
toodetud jood on odavam kui vetikate tuhast saadav jood.

Joodi puhastatakse sublimeerimise teel erilistes aparaa-
tides.

Tsaari-Venemaal joodi ei toodetud ja alles Esimese Maa-
ilmasõja 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 Isa-
maasõda moodustas NSV Liidu jooditoodang umbes 300 tonni
aastas, s. t. kattis meie vajaduse. Maailma jooditööstuses on
NSV Liidul teine koht pärast Tšiilit. Oma jooditööstuse arene-
mine vabastas meie kodumaa täielikult joodi sissevedamise
vajadusest.

Joodi ja selle ühendeid kasutatakse laialdaselt peamiselt
arstiteaduses. Apteekides müüakse teda 10%-lise joodilahu-
sena piirituses ja ta on parimaid desinfitseerivaid aineid
mitmesuguste haavade puhul.

Katse. Asetada joodikristallike kuiva katseklaasi ja soojendada.
Täheldada joodiaurude värvust ja joodi sublimeerumist.

Katse. Kui joodi sisaldav katseklaas ära jahtub, valada sellesse
veidi vett ja loksutada. Jälgida saadud lahuse (joodvee) värvust. Valada
joodvesi teise katseklaasi ja esimesse panna veidi piiritust. Võrrelda joodi
lahustuvust vees ja piirituses.

Katse. Valada katseklaasi veidi joodvett ja lisada mõni tilk beni-
siini (või eetrit või bensooli). Katta katseklaasi ava pöidlaga ja loksu-
tada energiliselt, mille järel jätta katseklaas rahulikult seisma. Pöörata
tähelepanu joodvee märgatavale valastumisele ja bensiini värvumisele.

Katse. Proovida tärgliselahuse toimet tugevasti lahjendatud joodi-
lahusesse. Proovida sedasama kartulitükikesel.

Katse. Kahte katseklaasi valada KJ lahust; esimesse neist lisada
kloorvett ja teise broomvett. Kummasegi katseklaasi valada seejärel
mõned tilgad bensiini. Jälgida joodi eraldumist. Kirjutada reaktsiooni
võrrandid.

Katse. Segada katseklaasis mõned NaJ kristallid vähese hulga MnO_2 -ga. Lisada mõni tilk kontsentreeritud väävelhapet ja soojendada kergelt. Jälgida joodiaurude tekkimist. Kirjutada reaktsiooni valem.

Katse. Valada katseklaasi NaJ lahust ja lisada veidi $AgNO_3$ lahust. Tähdeldada sademe ilmumist. Kirjutada reaktsiooni võrrand.

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.

42. Fluor. -283 -197

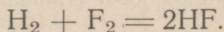
Keemiline sümbol F, aatomkaal 19. 1,11

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 kreekakeelsest sõnast „*ftorios*“ — „söövitav“.

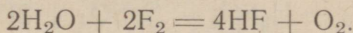
Gaasilise fluori molekul koosneb kahest aatomist F_2 .

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:



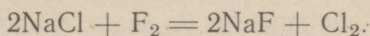
Keemiline aktiivsus vesiniku suhtes on nii suur, et ta tõrjub hapniku veest välja. Reaktsioon toimub momentaanselt, kusjuures tekib fluorvesinik:



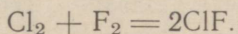
Fluor reageerib energiliselt kõikide metallidega, mis temas põlevad (isegi kuld ja plaatina soojendamisel), moodustades fluormetalle.

Mittemetallid väävel, fosfor, arseen ja süsinik süttivad fluoris ise.

Fluor tõrjub kloori, broomi ja joodi nende ühenditest metallidega ja vesinikuga välja:



Isegi kloor põleb fluoris, moodustades fluorkloori (kloorfluoriidi):



Fluor ei ühine ainult väärismetallidega (heelium, argoon, neon, krüpton ja ksenoon). Hapnikuga ühineb fluor kaudsel teel.

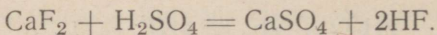
Fluor looduses ja tema saamine. Oma keemilise aktiivsuse ja reageerimisenergia tõttu ei leidu fluori looduses vabal kujul.

Tähtsam fluori looduslik ühend on võrdlemisi laialdaselt levinud sulapagu (CaF_2), samuti ka krüoliit ($\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$) jt.

Fluori ühendeid tunti juba ammu, pikema aja jooksul aga ei suudetud teda saada vabas olekus tema suure keemilise aktiivsuse tõttu.

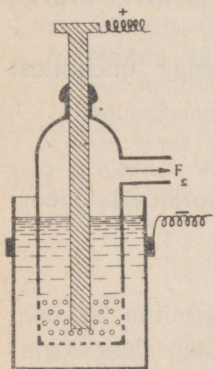
Käesoleval ajal elektrolüüsitakse sulatatud KHF_2 nikkelnõudes, kasutades nikkel-elektroode fluori saamisel. Nikkel kattub fluoriühendite kihiga, mis kaitseb teda edasise korrosiooni eest.

Fluorvesinik ja fluorvesinikhape. Fluorvesinikku saadakse tavaliselt kontsentreeritud väävelhappe toimel sulapaosse:



Reaktsiooni teostatakse seatinast nõus.

Fluorvesinik on harilikul temperatuuril väga lenduv vedelik, mis keeb juba 19,4° 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.



Joon. 51. Fluori saamise seadeldis.

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 soolaid nimetatakse fluormetallideks ehk fluoriidideks. 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. Teise Maailmasõja ajal leiutati uus mürkaine, mis mõjub peale elavate organismide intensiivselt ka optilistele riistadele, mis tema mõjul tuhmuvad. Missugune element peab kuuluma selle mürkaine koostisesse?
4. Mis on fluorvesinikhape?
5. Kuidas demonstreerida fluorvesinikhappe toimet klaasisse?

43. 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 „halogeenid“ (kreekakeelsetest sõnadest „*halos*“ — „sool“ ja „*genas*“ — „sünnitab“).

Kõikidel halogeenidel on väga terav lüümatav 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 halogeenid 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 aatomkaaludega. Selleks vaatleme järgnevat tabelit.

| O m a d u s e d | Fluor F | Kloor Cl | Broom Br | Jood J |
|---|--|---|--|---|
| Aatomkaal | 19 | 35,46 | 79,92 | 126,92 |
| Erikaal | 1,108 | 1,56 | 3,14 | 4,94 |
| | vedelikuna —187 °C | vedelikuna —34 °C | vedelikuna 0 °C | tahkena 4° |
| Olek harilikul temperatuuril | Gaas | Gaas | Vedelik | Tahke |
| Sulamistemperatuur . . . | —223 °C | —101,5 °C | —7,3 °C | + 113,5 °C |
| Keemistemperatuur . . . | —197 °C | —34 °C | + 58,8 °C | + 184 °C |
| Värvus gaasilisena . . . | Pleekinud kollane | Kollakas- roheline | Punakas- pruun | Tumeviolett |
| Valents vesiniku ja metal- lide suhtes | 1 | 1 | 1 | 1 |
| Valents hapniku suhtes (suurim) | — | 7 | 5 | 7 |
| Reaktsioon vesinikuga . . | Ühineb plah- vusega ka pimedas soo- jendamisetä | Ühineb ainult valguse käes või soojen- damisel | Ühineb ainult soojendami- sel, ühend on püsiv | Ühineb ainult soojendami- sel, ühend on ebapüsiv |
| Tõrjub välja ühenditest metallidega ja vesini- kuga | 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 metalloidsem halogeen on fluor ja kõige metallilisem halogeen jood. Metallilisuse suurenemise tunnusena esineb joodil ka metalliline 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 vaatlama rühmade viisi, märkides seejuures ära nende sarnasuse ja erinevuse rühma piirides.

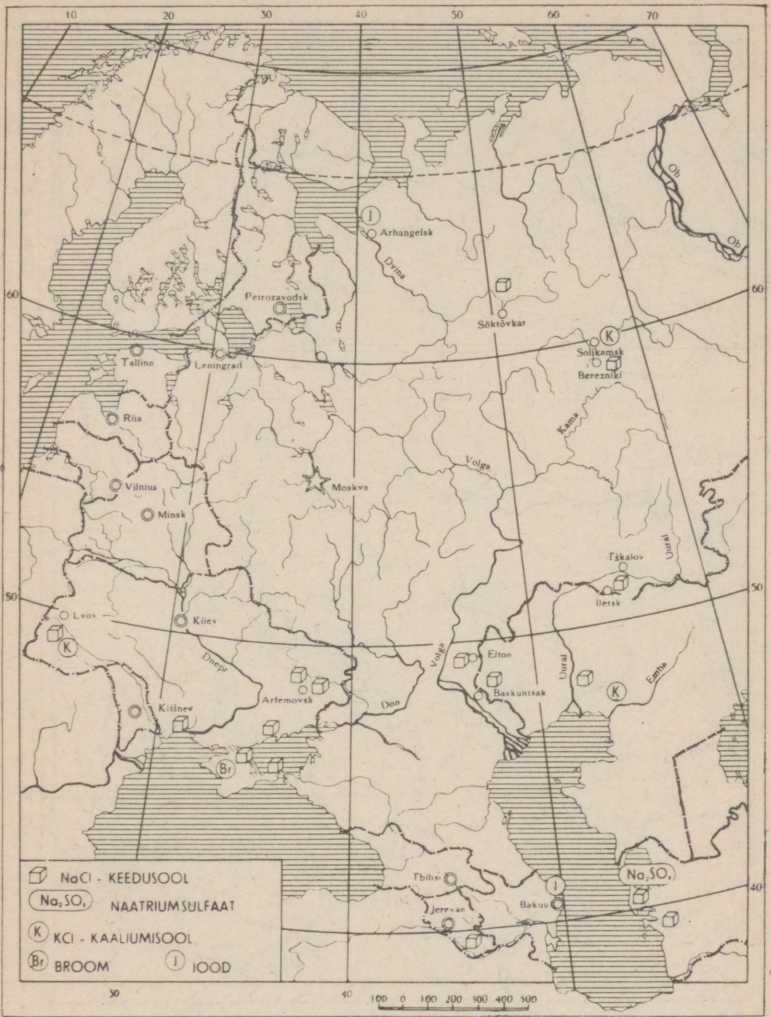
Küsimusi ja ülesandeid.

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 metalloidsem 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.

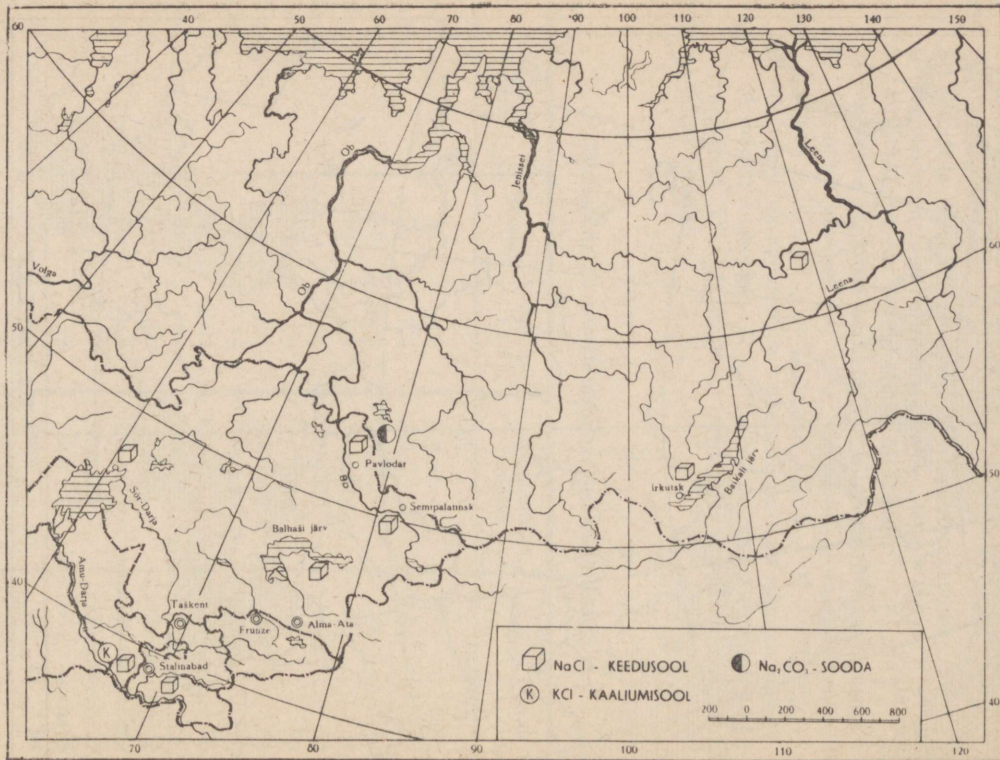
Tabel 1.

Tähtsamate elementide aatomkaalud (ümardatult).

| Elemendi nimetus | Sümbol | Aatomkaal | Elemendi nimetus | Sümbol | Aatomkaal |
|------------------|--------|-----------|------------------|--------|-----------|
| Alumiinium | Al | 27 | Kroom | Cr | 52 |
| Antimon | Sb | 122 | Kuld | Au | 197 |
| Arseen | As | 75 | Lämmastik | N | 14 |
| Baarium | Ba | 137 | Magneesium | Mg | 24 |
| Boor | B | 11 | Mangaan | Mn | 55 |
| Broom | Br | 80 | Naatrium | Na | 23 |
| Elavhõbe | Hg | 201 | Nikkel | Ni | 59 |
| Fluor | F | 19 | Plaatina | Pt | 195 |
| Fosfor | P | 31 | Raud | Fe | 56 |
| Hapnik | O | 16 | Räni | Si | 28 |
| Hõbe | Ag | 108 | Seatina | Pb | 207 |
| Inglüstina | Sn | 119 | Sfrontsium | 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 |



Joon. 52.



Joon. 53.

| | ¹ K | ¹ Na | ² Ba | ² Ca | ² Mg | ³ Al | Cr (III) | Fe (II) | Fe (III) | Mn (II) | ² Zn | ¹ Ag | Hg (II) | Cu(II) | Pb (II) |
|---|----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|----------|---------|----------|---------|-----------------|-----------------|---------|--------|---------|
| ¹ OH | l | l | l | vl | vl | e | e | e | e | e | e | — | — | e | e |
| ¹ Cl | l | l | l | l | l | l | l | l | l | l | l | e | l | l | vl |
| ² S | l | l | l | vl | l | — | — | e | — | e | e | e | e | e | e |
| ² SO ₃ | l | l | e | e | e | — | — | e | — | e | e | e | e | e | e |
| ² SO ₄ | l | l | e | vl | l | l | l | l | l | l | l | vl | l | l | e |
| ³ PO ₄ | l | l | e | e | e | e | e | e | e | e | e | e | e | e | e |
| ² CO ₃ | l | l | e | e | e | — | — | e | e | e | e | e | e | e | e |
| ² SiO ₃ | l | l | e | e | e | e | e | e | e | e | e | e | — | e | e |
| ¹ NO ₃ | l | l | l | l | l | l | l | l | l | l | l | l | l | l | l |
| ¹ H ₃ C ₂ O ₂ | l | l | l | l | l | vl | l | l | l | l | l | l | l | l | i |

Vasakpoolses lahtris on antud happejäägid ja hüdroksüül, ülemises reas — metallid. Rooma numbrid tähistavad nende valentsi. Tabelis täht „l” tähendab lahustuvat ühendit, „vl” — raskesti lahustuvat ja „e” — lahustumatut.

Aluste ja soolade lahustuvus vees 18°C t⁰-l.

Tabel 3.

| | K | Na | Li | Ag | Ba | Sr | Ca | Mg | Zn | Pb |
|-------------------------------|-------|-------|-------|---------------------|---------------------|--------|---------------------|--------|--------------------|---------------------|
| Cl | 32,95 | 35,86 | 77,79 | 0,0 ₃ 13 | 37,24 | 51,09 | 73,19 | 55,81 | 203,9 | 1,49 |
| Br | 65,86 | 88,76 | 168,7 | 0,0 ₄ 1 | 103,6 | 96,52 | 143,3 | 103,1 | 478,2 | 0,598 |
| J | 137,5 | 177,9 | 161,5 | 0,0 ₆ 35 | 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 ₃ 5 | 0,01 |
| SO ₄ | 11,12 | 16,83 | 35,64 | 0,55 | 0,0 ₃ 23 | 0,011 | 0,20 | 35,43 | 53,12 | 0,0041 |
| CrO ₄ | 63,1 | 61,21 | 111,6 | 0,0025 | 0,0 ₃ 35 | 0,12 | 0,4 | 73,0 | — | 0,0 ₄ 2 |
| C ₂ O ₄ | 30,27 | 3,34 | 7,22 | 0,0035 | 0,0085 | 0,0046 | 0,0 ₃ 56 | 0,03 | 0,0 ₃ 6 | 0,0 ₃ 15 |
| CO ₃ | 108,0 | 19,39 | 1,3 | 0,003 | 0,0023 | 0,0011 | 0,0013 | 0,1 | 0,004 | 0,0 ₃ 1 |

Sisukord.

| | Lk. |
|--|-----|
| I peatükk. Atomistlik-molekulaarne teooria. | |
| 1. Aine ehitusest | 3 |
| 2. Atomistlik-molekulaarse teooria arenemise lühike ajalugu | 4 |
| 3. Atomistlik-molekulaarse teooria olemus | 8 |
| 4. Keemiline element | 17 |
| 5. Aatomkaal | 19 |
| 6. Keemiliste elementide tähistamine | 20 |
| 7. Liht- ja liitained | 21 |
| 8. Koostise jäävuse seadus | 23 |
| 9. Molekulkaal | 23 |
| 10. Keemilised valemid | 25 |
| 11. Keemilise ühendi valemi tuletamine | 27 |
| 12. Valents | 28 |
| 13. Valemite koostamine valentsi järgi | 31 |
| 14. Gramm-atom ja gramm-molekul | 33 |
| 15. Arvutused valemite järgi | 34 |
| 16. Keemilised protsessid atomistlik-molekulaarse teooria valgusel. Aine kaalu jäävuse seadus | 37 |
| 17. Keemilised võrrandid | 39 |
| 18. Arvutused keemiliste võrrandite järgi | 42 |
| II peatükk. Anorgaaniliste ainete klassifikatsioon. | |
| 19. Ainete klassifikatsiooni mõiste | 45 |
| 20. Hapendid | 46 |
| 21. Alused | 53 |
| 22. Happed | 58 |
| 23. Soolad | 66 |
| III peatükk. Lahused. | |
| 24. Heljumid | 80 |
| 25. Emulsioonid | 81 |
| 26. Lahused | 82 |
| 27. Tahkete, vedelate ja gaasiliste ainete lahustuvus vees | 88 |
| 28. Küllastatud ja küllastamatud lahused | 91 |
| 29. Ainete lahustuvuse olenevus temperatuurist ja rõhust | 92 |

| | | |
|-----|---|-----|
| 30. | Lahuste kontsentratsioonid | Lk. |
| 31. | Lahused kui üleminekuühendid segudelt keemilistele ühenditele | 101 |
| 32. | Disperssete süsteemide mõiste | 108 |
| 33. | Kolloidlahuste saamise viisid | 109 |
| 34. | Kolloidlahuste omadused | 113 |
| | | 114 |

IV peatükk. Leelismetallid.

| | | |
|-----|--|-----|
| 35. | Naatrium | 116 |
| 36. | Kaalium | 122 |
| 37. | Naatriumiga ja kaaliumiga sarnanevad elemendid | 128 |
| 38. | Leelismetallide loomulik rühm | 129 |

V peatükk. Halogeenid.

| | | |
|----------|---|----------|
| 39. | Kloor | 132 |
| 40. | Broom | 155 |
| 41. | Jood | 158 |
| 42. | Fluor | 162 |
| 43. | Halogeenide üldine iseloomustus | 165 |
| Tabel 1. | Tähtsamate elementide aatomkaalud (ümardatult) | 168 |
| | Kaardid | 169, 170 |
| Tabel 2. | Soolade ja aluste lahustuvus vees | 171 |
| Tabel 3. | Aluste ja soolade lahustuvus vees 18°C t ⁰ -l. | 172 |

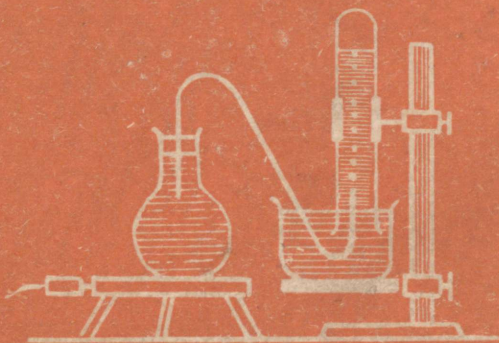
Vastutav toimetaja K. Kärk.
Keeleline toimetaja E. Kindlam.

Ladumisele antud 17. VI 1949. Trükkimisele antud 20. VII 1949. Trükiarv 7600. Paber 56×79; 1/16. Trükipoognaid 11. Trükitähti trükipoognas 36 110. Arvutuspoognaid 9,9. MB-04826. Trükikoda „Noor-Eesti“, Tartu, Kastani 38. Tellimise nr. 814.

На эстонском языке.
К. Принкман. Химия для VIII класса.

RBL. 4.50

A-17915



TÜ RAAMATUKOGU



1 0300 00495206 7

49 769