
K. KARK — V. PRINKMAN — L. VISNAPUU

KEEMIA

XI KLASSILE

RK „PEDAGOOGILINE KIRJANDUS“

K. KARK – V. PRINKMAN – L. VISNAPUU

KEEMIA

XI KLASSILE

~~3271~~

PK

«PEDAGOOGILINE KIRJANDUS»

TALLINN 1948

2



A= 17340

Eessõna.

Käesolev õpperaamat on määratud XI kl. õpilastele ja võiks kanda pealkirja «Kokkuvõtteid keemia kursusest XI klassile».

Oleme püüdnud käsitleda põhilise tähtsusega küsimusi, arvestades ühtlasi nõudmisi, mida esitatakse keskkooli lõpetajaile õppekavade alusel.

XI klassi kava näeb ette elementide käsitlemist perioodilise süsteemi alusel. Tüüpiliste elementide käsitlemisel esineb käesolevas õpikus teataval määral VIII, IX ja X klassi kursuse kordamist, mis on tarvilik ülevaatliku pildi saamiseks. Õpikusse on aga võetud ka peatükid «Atomistlik-molekulaarse teooria alused ja olemus», «Keemilised valemid, võrrandid ja stöhhiomeetriselised arvutused» ning «Elementide perioodiline seadus ja süsteem» — sel kaalutlusel, et need küsimused on olulise tähtsusega ja ei neid eelmiste klasside õpikutes pole küllaldase põhjalikkusega käsitletud.

Üksikasjade konspektiivsus mõningates küsimustes on tingitud sellest, et vastav materjal on eelmiste kursuste õpikutes küllaldase põhjalikkusega esitatud. Vajaduse korral tuleb selles osas lõppklassis kasutada ka eelmiste klasside õpikuid.

Tekstis puuduvad lehekülgede piiratud arvu ja kava väga suure ulatuse tõttu kirjeldused katsete teostamise kohta. Need on aga väga tarvilikud õppeprotsessi näitlikuks tegemiseks ja veendumuste kujundamiseks, mis soodustavad materialistlikku maailma mõistmist. Seda puudust püüame kõrvaldada sellega,

et paigutame raamatu lõppu nende katsete nimestiku, mida on soovitatav XI klassis õpetajate poolt antavate seletuste kohaselt korraldada.

Raamatu lõppu paigutame peale soovitatavate katsete nimestiku veel tabeli metallide elektrokeemilise rea kohta, mis tahab abiks olla ülevaate saamisel metallide üldistest omadustest.

A u t o r i d.

I. Sissejuhatus.

1. Materია ja aine.

Kogu loodus koosneb materiast. Maailmas tähelepanndav nähtuste mitmekesisus kujutab endast liikuva materia mitmesuguseid vorme. Materia pole kunagi kellegi poolt loodud ega kao kunagi, ta eksisteerib väljaspool meie teadvust. «Materia on filosoofiline kategooria objektiivse reaalsuse thistamiseks, mis on antud inimesele tema aistinguis, mida kopeerivad, fotografeerivad, peegeldavad meie aistingud, millest sõltumatult ta eksisteerib» (Lenin). See on materia filosoofiline mõiste, mis vastab objektiivse reaalsuse küsimustele ja hõlmab kõiki materia tuntud ja tundmatuid olelemisviise.

Peale materia filosoofilise mõiste on olemas veel materia fuisiline mõiste. Materia fuisilise mõiste maravad meie teaduslikud teadmised materia struktuurist ja omadustest. Materia fuisiline mõiste muutub seoses teadmiste suurenemisega materiast ja thistab ainult teadmiste saavutatud taset.

Materia mõistega on haaratud kik, mis ümbritseb inimest nii läheduses kui ka suurimais kaugustes: ained, millest on tekkinud maakera, päike, planeedid ja kõik taevathed; ained, millest koosnevad inimene, loomad, taimed ja kõik organismid üldse. Need ained esinevad maailmas kord tahkel, kord vedelal, kord gaasitaolisel kujul. Kuid järjest avastab arenev teadus uusi materia vorme, näiteks igasuguste kiirguste näol.

Materia on lahutamatu seotud liikumise mõistega. Kõige algelisemaks materia liikumisvormiks on mehaaniline liikumine, s. o. asendi muutumine ruumis aja vältel. Kuid loodusteadus on avastanud veel palju teisigi materia liikumisvorme, näit. kehade soojenemise ja jahenemise, kõikjal levivate kiirgumisvõngete, elektrivoolu, keemiliste ja bioloogiliste protsesside jne. näol. Materia liikumisest kõige ulatuslikumas mõttes on tingitud materia esinemisvormide alatine muutumine. Ühed materia liikumisvormid võivad asendada teistega. Nii võib mehaaniline liikumine muunduda soojuseks, soojus võib esile kutsuda keemilisi toimusid, viimased omakorda võivad tekitada nähtust, mida kutsutakse elektrivooluks, jne. Need ühest liikumisvormist teise ülemineku võimalused kinnitavad, et materia ja selle liikumisvormid kujundavad maailmas ühtsa terviku. Kõik nähtused kogu maailmas, sealhulgas ka kõik looma- ja taimeriigi elunähtused, põhinevad ainuüksi materia ja materia liikumisel.

Praktilises elus tegeleb inimene materia konkreetsete vormidega. Iga eraldi esinevat materia vormi (vesi, raud, väävel), millel on kindlatel tingimustel püsivad füüsikalised omadused, nimetatakse aineks. Näit. vesi on aine. Tema omadused 4° C temperatuuril ja 760 mm rõhumisel on püsivad. Ta on värvusetu, lõhnatu ja maitsetu vedelik, mille erikaal võrdub ühega. Ained erinevad üksteisest omadustelt — värvuselt, lõhnalt, erikaalult, sulamistemperatuurilt, keemistemperatuurilt, kõvaduselt jne.

2. Ainete muundumine.

Kõiki ainetega toimuvaid muutusi looduses, olgu see siis ümberkallatud vee kuivamine, metallide roostetamine, puude põlemine või aine lihtne mehaaniline ümberpaigutamine, nimetatakse nähtusteks. Mitmete nähtuste puhul ühed ained nagu

kaovad, kuna asemele tekivad uued ained uute omadustega. Nii tekib raua roostetamisel punakaspruun pulber, millel puuduvad raua omadused. Seepärast roostetamisel raud nagu kaob ja tekib uus aine. Selliseid nähtusi nimetatakse keemilisteks nähtusteks. Keemilised nähtused on nii looduses kui ka kõikides rahvamajanduse harudes väga levinud.

Teiste nähtuste puhul osutub, et aine, millest keha koosneb, säilitab küll endised omadused, kuid kehas tekivad siiski muutused, näiteks soojenemise, ruumala muutumise, elektriliste, magnetiliste või optiliste eriomaduste ilmsikstuleku näol. Sel korral kõneldakse füüsikalistest nähtustest.

Keemiliste protsessidega käivad alati kaasas füüsikalised nähtused. Nii näiteks tekib galvaani elementides keemiliste reaktsioonide tagajärjel elektrienergia. Puude põlemisel tekivad soojus, valgus jne. Seepärast ei saa me füüsikaliste ja keemiliste protsesside vahel teravat vahet teha. Füüsika tegeleb eeskätt mateeria esinemisvormidega ja mateeria liikumisnähtustega, keemia aga pühendab tähelepanu peamiselt 1) ainete omadustele ja koostisele, 2) ühtede ainete teisteks muundumisele, 3) nendele protsessidele, mis tekivad muundumisel.

3. Keemia ja keemiatööstus.

Tänapäeva elus, iseäranis aga tänapäeva tööstuses on keemial erakordselt suur tähtsus.

«See rahvas ja see maa, kes ületab teised rahvad keemia tundmises, on tulevikus esimesel kohal maa rikkuste ja rahva üldise heaolu poolest,» nii iseloomustas keemia tähtsust tuntud inglise õpetlane Ramsay juba möödunud sajandi lõpul.

Erakordselt suurt tähtsust omab keemia meie Nõukogude kodumaal. Masinate, traktorite ja autode tootmiseks on tarvis metalli, mida saadakse maakidest keemilisel teel. Meie põldude

viljakuse tõstmiseks on põllutöö mehhaniseerimise kõrval vajalikud mineraalväetised, mida saadakse keemilisel teel keemiatööstuses. Taimekahjurite vastu võitlemisel on tarvis aineid, mida valmistatakse keemiatööstuses, jne.

Revolutsioonieelsel Venemaal oli keemiatööstus tähtsusetu. Näit. oli väävelhappetööstus Venemaal 1913. a. 10 korda väiksem kui Ameerika Ühendriikides ja 7 korda väiksem kui Saksamaal. Superfosfaati toodeti 1913. a. Ameerika Ühendriikides 3,25 miljonit tonni, Venemaal aga samal ajal ainult 63 tuhat tonni. Üldse oli keemiatööstus revolutsioonieelsel Venemaal kodutöönduse ilmega ja sõltuv väliskapitalist.

Pärast Suurt Oktoobrirevolutsiooni rajati Nõukogude Liidus uus keemiatööstus. Partei XVII kongressil ütles sm. Stalin: «Meil ei olnud tõsist tänapäeva keemiatööstust. Nüüd on ta meil olemas.»

Stalinlike viisaastakute jooksul on kääbuskäitiste asemele, mis tuginesid mahajäänud tehnikale, käsitööle ja sisseveetavale toorainele, nüüd loodud hiiglakombinaadid uute tootmisharudega, mida ei tundnud tsaari-Venemaa. Uutest tööstusharudest võib nimetada sünteetilise lämmastikhappe ja soolade tööstusi, kunstkiudainete tööstusi, plastilise massi ja sünteetilise kautšuki tööstusi ning farmatseutilist keemiat.

Meie keemiatööstusel on oma toorainete baas. Meie maa on vabanenud keemiatööstuses vajatava tooraine impordist, sest nõukogude võimu aastail on avastatud rida toorainete allikaid, millede olemasolust tsaari-Venemaal polnud aimu või milliseid rikkusi ta polnud võimeline kasutama. Hibinõ apatiidid, Karabugasi sulfaadid, Solikamski kaalisoolade lademed, eheda väävli lademed, polümetallid, raadium, uued nafta, söe ja rauamaagi leiukohad — kõik need avastused on seatud teenima nõukogude keemiat.

1946.—1950. aastani kasvab keemiatööstus tugevasti. Nii suureneb superfosfaadi toodang 1950. aastaks 132 korda, vör-

reldes 1913. aastaga. Rauamaaki toodetakse 40 miljonit tonni, malmi 19,5 miljonit tonni, terast 25,4 miljonit tonni, kütteainetest sütt 250 miljonit tonni, naftat 35,4 miljonit tonni, maa-gaasi 8,4 miljonit m³, gaasi söest ja põlevkivist 1,9 miljonit m³ jne.

Jälgides keemiatööstust tema ajaloolises arengus näeme meie ette Nõukogude kodumaa suurt tõusu selles osas ja ühtlasi rahva jõukuse ja heaolu tõusu.

II. Keemia põhimõisted ja seadused atomistlik-molekulaarse teooria valgusel.

§ 1. Atomistlik-molekulaarse teooria alus ja olemus.

Atomistlik-molekulaarse teooria aluse moodustab 1804. a. inglise teadlase J. Dalton'i esitatud hüpotees aine atomaarse ehituse kohta. Teadmiste kasvamisega keemia alal arenes ja laienes J. Dalton'i hüpotees ning kujunes järk-järgult teooriaks, mis moodustab kogu kaasaegse keemia alusmüüri.

Atomistlik-molekulaarse teooria olemus avaldub järgmistes kokkuvõtetes:

1. Aine koosneb lahusolevatest ülipisikestest osadest — molekulidest, mis on üksteisest eraldatud vaheruumidega.

2. Kõik ühe ja sama aine molekulid on ühesugused ja erinevad teise aine molekulidest. Näiteks kõik hapniku molekulid on ühesugused ja nad erinevad vesiniku molekulidest.

3. Molekulid on alatises liikumises. Nende liikumise kiirus oleneb aine loomusest ja olekust, milles nad viibivad. Temperatuuri tõusuga tõuseb kõikide molekulide liikumise kiirus. Kaudselt võib molekulide liikumist näha «Brown'i liikumise» näol.

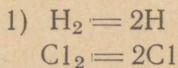
4. Molekul on pisim aineosake, mis võib esineda iseseisvalt ja millel on ainega samane protsendiline koostis. Kõikide füüsikaliste nähtuste puhul jäävad molekulid muutumatuks, keemilistel reaktsioonidel aga lagunevad nad aatomiteks. Nii näiteks vee lagunemisel lagunevad tema molekulid vesiniku- ja hapniku-aatomiteks.

5. Aatomid on kõige väiksemad keemiliste elementide osakesed, mis võivad esineda liht- ja liitaine molekulides.

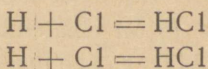
6. Liitaine tekkimisel ühinevad erisuguste elementide aatomid omavahel. Teiste sõnadega, liitaineks nimetatakse sellist ainet, mille molekulid koosnevad keemiliselt erisugustest aatomitest. Vee molekul koosneb vesiniku- ja hapnikuaatomitest, vesi on liitaine.

7. Ühe ja sama elemendi aatomid tekitavad omavahel ühinedes lihtaine molekuli ehk teisiti väljendatult: lihtaineks nimetatakse sellist ainet, mille molekulid koosnevad keemiliselt ühesugustest aatomitest. Näit. hapniku molekul koosneb kahest hapnikuaatomist — O_2 , ta on liitaine.

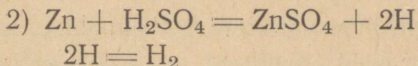
8. Keemilised reaktsioonid toimuvad aatomite ja aatomirühmade vahel. Keemilistest reaktsioonidest osavõtvate ainete molekulid lagunevad aatomiteks ja aatomigruppideks. Aatomid ja mainitud aatomigrupid tekitavad omavahel uutes kombinatsioonides ühinedes uusi molekule. Vaatleme reaktsiooni 1) kloori ja vesiniku vahel ning 2) väävelhappe ja Zn vahel. Et reaktsioon saaks toimuda, peavad kloori ja vesiniku molekulid esmalt lagunema aatomiteks:



Hiljem ühinevad aatomid omavahel:



Tekib kaks molekuli kloorvesinikku — $2HCl$.



§ 2. Keemiliste elementide mõiste.

Mõistele «keemiline element», mida sageli ekslikult samastatakse mõistega «lihtaine», on toonud selgust atomistlik-molekulaarne teooria.

Lihtainet iseloomustatakse kindlate füüsikalise-keemiliste omadustega, mis on kindlaks määratud meie meelte kaudu. Kui mõni lihtaine ühineb teisega, siis kaotab ta suurema osa oma omadustest. Näit. raud kaotab väävliga ühinedes metalse läike, taotavuse, magnetilised omadused jne. Järelikult väävelrauas pole raua niisugusena, nagu meie teda tunneme, — iseseisva aina. Et aga väävelrauast on keemiliste reaktsioonide teel võimalik uuesti saada metallet raua, siis räägitakse elemendist rauast, mõistes siinjuures seda põhimaterjali, millest on ehitatud metall raud.

Samuti ei kuulu vee koostisse ained vesinik ja hapnik neid iseloomustavas gaasilises olekus, vaid hapnik ja vesinik elementidena, olles kaotanud oma vaba oleku iseloomulikud omadused.

Elementid ei saa vabalt püsida. Kui nad ei saa ühineda teiste ainetega, siis ühinevad ühe ja sama elemendi aatomid omavahel, tekitades lihtaine. Kõik ained koosnevad elementidest. Lihtaine koosneb ühe ja sama elemendi aatomitest, lihtaine kahest või enamast elemendist.

Juba möödunud sajandi 60-ndatel aastatel seostati mõisted «lihtaine» ja «element» molekulide ja aatomitega: «iga aine koosneb molekulidest, keemiline element aga aatomitest». Selle järgi hakati aatomile vaatama kui elemendi kõige väiksemale osale, mis esineb molekulides ja on elemendi kõikide omaduste kandja. Seega on keemiline element atomistlik-molekulaarse teooria seisukohalt kindlate omadustega aatomite liik. Iga eraldi olev aatom on element, kuid aatomite kombinatsioon pole seda enam, sest siin tekivad uued omadused, mida pole aatomitel.

Erinevus lihtaine ja elemendi vahel saab eriti selgeks, kui puutume kokku teatava elemendi allotroopsete modifikatsioonidega. Paljud elemendid, nagu seda on hapnik, fosfor, süsinik, räni ja teised, esinevad vabalt mitme erisuguse ainaena. Näit. tuntakse süsinikku teemandi, grafiidi ja söe näol.

Allotroopia seletub ühte liiki kuuluvate aatomite omavahealiste kombinatsioonidega. Näit. moodustuvad hapnikus molekulid kahest aatomist — O_2 , osoonis aga kolmest — O_3 . Need on element hapniku kaks allotroopset modifikatsiooni. Tänapäeval tuntakse 96 elementi ja ligikaudu 230 lihtainet¹. Lihtainete ja elementide erinev arv seletub allotroopsete modifikatsioonide esinemisega.

§ 3. Ainemassi jäävuse ja koostise püsivuse seadus.

Ainemassi jäävuse seadus: reaktsioonist osavõtnud ainete mass võrdub reaktsioonil saadud ainete massiga. (1789) [Lomonossov (1711—1765), Lavoisier (1743—1794)].

Koostise püsivuse seadus: antud aine tekimisel ühinevad elemendid temas kindlas kaalulises vahekorras [Proust (XIX saj. I poolel)].

Keemilistel reaktsioonidel jäävad aatomid jagumatuks, järelikult peab ka nende kaal keemilistel reaktsioonidel muutumatuks jääma.

Seega molekuli kaal võrdub molekuli moodustavate aatomite kaalude summaga. Kõikidel keemilistel reaktsioonidel muutuvad vaid aine molekulid: ühed molekulid lagunevad, teised tekiavad. Aatomid jäävad aga siinjuures muutumatuks. Neid ei teki ega hävi, nende üldine arv on enne ja pärast reaktsiooni üks

¹ Literatuuris on nimetatud 96 elementi, kuid neid tuntakse tänapäeval rohkem (100).

ja sama. Siit selgub, et aine jäävuse seadus on kooskõlas atomistlik-molekulaarse teooriaga.

Iga keemiline ühend koosneb ühesugustest molekulidest, seepärast on tema koostis sama, mis üksikul molekulil. Teades, et vee molekul moodustub kahest vesiniku- ja ühest hapniku-aatomist ja et hapniku aatom on ümmarguselt 16 korda vesiniku omast raskem, saame vesiniku ja hapniku kaalulise vahekorra vees 1 : 8.

Et aga kõik vee molekulid on ühesugused, siis ükskõik mis-sugusel viisil me vett saaksimegi, jääb vesiniku ja hapniku kaaluline vahekord 1 : 8.

Sellest kokkuvõte: atomistlik-molekulaarne teooria mitte ainult ei selgita keemia põhilist «aine jäävuse ja koostise püsivuse seadust», vaid see seadus ise on tuletatav atomistlik-molekulaarsest teooriast.

III. Keemilised valemid. Võrrandid ja stöhhiomeetrised arvutused.

§ 4. Aatom- ja molekulkaal.

Kuigi elementide aatomite kaalud on tänapäeval küllaldase täpsusega teada, peavad keemikud tarvilikuks kasutada ühikuid, mis väljendavad seda, mitu korda antud elemendi aatom on raskem ühe teatava elemendi aatomist. Nimetatud tarviduse põhjus seisab selles, et 1) suhteliste aatomkaalude ühikud tehti kindlaks juba 100 aastat tagasi, ajal, mil tõelise aatomkaalu määramist ei tuntud (see määramine teostus alles XX sajandil), 2) aatomite suhteline kaal avaldub võrdlemisi väikes-tes arvudes, mis sageli on lähedased täisarvudele.

Aatomkaalude arvutamisel lähtuti esialgu vesinikust kui kõige kergemast elemendist, võttes tema aatomkaaluks 1 ja võrreldes sellega teiste elementide aatomeid. Hapniku jaoks saadi sel juhul murdarv, mis võrdub 15,88-ga. Suurema osa elementide aatomkaalud leitakse aga hapnikuühendite uurimise kaudu, mispärast arvutamisel on otstarbekohasem 15,88 asemel kasutada arvu 16. Viimane tingib aga omakorda vesiniku aatomkaalu paranduse. Ühe asemel on vesiniku aatomkaal 1,008.

Seega on tänapäeval aatomkaalu ühikuks $\frac{1}{16}$ hapniku-aatomi kaalust. See on nn. h a p n i k ü h i k. Vesiniku aatomkaal võrdub 1,008 hapnikühikuga, väävli aatomkaal 32,06 hapnikühikuga.

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

Iga aine molekulkaal võrdub teda moodustavate aatomite aatomkaalude summaga, mispärast on ka mõistetav, et molekulaale väljendatakse samades ühikutes kui aatomkaalegi. Nii näiteks on vee molekulkaal 18,016 hapnikühikut, gaasilise hapniku molekulkaal 32 hapnikühikut jne.

Liht- ja liitaine molekulkaaluks nimetatakse nende ainete molekulide kaalu, mis on väljendatud hapnikühikutes.

§ 5. Gaasiliste ainete molekulaalu määramine.

Avogadro seadus: kõikide gaaside võrdsed ruumalad sisaldavad (ühesugusel temperatuuril ja rõhul) võrdse arvu molekule (1811. a.).

a) Gaasi molekulkaal võrdub tihedusega teise gaasi suhtes, korrutatud teise gaasi molekulaaluga.

Mitmesuguste gaaside tihedust määratakse sageli vesiniku kui kõige kergema gaasi suhtes. Et vesiniku molekulaal võrdub 2,016-ga, siis saame arvutamiseks järgmise valemi:

$$M = 2,016D.$$

Ümardades vesiniku molekulaalu kahele saame:

$$M = 2D.$$

Kui süsihappegaasi tihedus vesiniku suhtes võrdub 22-ga, siis leiame CO_2 molekulaalu

$$M = 2 \cdot 22 = 44.$$

Sageli on tarvis arvutada gaasi molekulaalu, lähtudes selle gaasi tihedusest õhu suhtes. Kuigi õhk on gaaside segu, võime siiski rääkida õhu keskmisest molekulaalust, mis võrdub 29-ga. Tähistades uuritava gaasi tiheduse õhu suhtes tähega D_1 , saame molekulaalu arvutamiseks järgmise võrrandi:

$$M = 29 D_1.$$

Arvu 29 on otstarbekohane meeles pidada, sest väga sageli tuleb meil arvutada seda, kas antud gaas on õhust raskem või kergem. Võrrandist ilmneb, et

$$D_1 = \frac{M}{29}.$$

Et arvutada, mitu korda on süsihappegaas õhust raskem, peame süsihappegaasi molekulaalu (44) jagama 29-ga:

$$D_1 = 44 : 29 = 1,52.$$

Süsihappegaas on õhust 1,52 korda raskem.

b) Gaasi molekulaalu on võimalik arvutada teisel teel.

Keemias kasutatakse grammi kõrval veel erilist mõõtühikut — gramm-molekuli (lühendatult g-mool).

Gramm-molekuliks nimetatakse aine hulka, mille mass grammides on võrdne aine molekulaaluga.

Näit. vesiniku g-mool võrdub ümardatult 2 grammiga, vee g-mool võrdub 18 grammiga.

Gramm-aatomiks nimetatakse aine hulka, mille mass grammides on võrdne tema aatomkaaluga.

Näit. hapniku g-aatom on 16 g, väevli g-aatom 32 g jne.

G-mooli definitsioonist tuleneb, et olenemata aine liigist on g-moolis molekulide arv sama.

Erisuguste ainete g-moolid on erisuguse kaaluga, kuid sisaldvad ühesuguse arvu molekule.

Tänapäeval on katseandmete põhjal molekulide arv g-moolis kaunis täpselt välja arvutatud. See võrdub $6,02 \cdot 10^{23}$.

Avogadro seadust aluseks võttes teeme järelduse, et kõikide ainete g-moolide ruumalad gaasilises olekus ühesugusel rõhul ja temperatuuril on võrdsed.

On teada, et kõikide gaaside g-mooli ruumala normaalsetes tingimustes (s. o. 0° temperatuuril ja 760 mm rõhul) on 22,4 l.

See ruumala kannab gramm-molekulaarse ehk g-molaarse ruumala nimetust.

Kasutades g-molaarset ruumala on kerge arvutada gaasiliste ainete molekulkaalu. Selleks arvutatakse 22,4 liitri gaasilise aine kaal grammides, mis võrdubki molekulkaaluga. Molekulkaalu võib määrata järgmise võrrandi järgi:

$$M = 22,4 \cdot A,$$

kus A = ühe liitri gaasi või auru kaaluga normaalsetes tingimustes.

§ 6. Aatomkaalu määramine.

Selleks et selgitada elementide aatomkaalu määramist, käsitleme üksikasjaliselt väävli aatomkaalu määramise küsimust.

Elemendi protsendilist koostist ühendis on võimalik mitmesugusel teel kindlaks teha.

1. Väävelvesinik sisaldab 94,12% väävlit ja 5,88% vesinikku.
2. Kloorväävel „ 47,41% „ „ 52,59% kloori.
3. Väävlisgaas „ 50,00% „ „ 50,00% hapnikku.

üks aatom, seepärast peab väävli aatom võrduma 32-ga. Kloorväävli molekulis on 64 kaaluühikut, mis on 32-st 2 korda suurem, seepärast kuulub kloorväävli molekuli 2 aatomit väävli.

Selle näite põhjal võib tuletada aatomkaalu määramiseks reegli:

et määrata teatava elemendi aatomkaalu, on vaja teostada selle elemendi mitme lenduva ühendi analüüs ja kindlaks määrata ühendite molekulaalud; seejärel tuleb arvutada kokkulepitud kaaluühikutes elemendi hulk, mis kuulub mitmesuguste ühendite koostisse. Kõige väiksem leitud hulkadest moodustab antud elemendi aatomkaalu.

Et elemendi aatomkaal pole mõni murdosad leitud arvust, on seda tõenäolisem, mida rohkem ühendeid analüüsiti. Tavaliselt kontrollitakse sel viisil leitud aatomkaalu mõnel muul teel, näiteks Dulong-Petit' seadust rakendades. Dulong-Petit' seaduse järgi on enamiku tahkete ainete korrutis aatomkaalust ja erisoojusest 6,3 ümber, väävli puhul näiteks $0,175 \cdot 32 = 5,6$, raua puhul $0,112 \cdot 55,8 = 6,3$. Leitud aatomkaalu järgi asetatakse element perioodilisse süsteemi ja kontrollitakse, kas tema omadused vastavad tema asukohale perioodilises süsteemis.

Ülesandeid.

A. Aatomkaalu määramise kohta:

1. Metaani tihedus vesiniku suhtes on 8, temas on 75% C; glütseriini tihedus on 46, temas on 39,25% C; bensooli aurude tihedus on 39, temas on 92,31% C. Arvutada nende andmete põhjal süsiniku aatomkaal ja süsinikuaatomite arv nimetatud ainete molekulides.

2. Lämmastikhapendi tihedus vesiniku suhtes on 15 ja temas on 46,67% N; lämmastik-kahelishapendi tihedus on 23, temas on 30,43% N; lämmastikushapendi tihedus on 22, temas on 63,64% N. Arvutada nende andmete põhjal lämmastiku aatomkaal ja nimetatud ainete molekule moodustavate aatomite arv.

B. Molekulkaalu määramise kohta:

1. Milline on tihedus vesiniku suhtes ja molekulkaal süsihappegaasil (CO_2), vingul (CO), lämmastikul (N_2), hapnikul (O_2) ja viina-
piirituse aurudel ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)?

2. Milline on metaani (CH_4) ja atsetüleen (C_2H_2) tihedus õhu suhtes?

3. Mitu korda on väävlisgaasi (SO_2), kloori ja broomi aurud õhust raskemad?

C. Gramm-molekulaarse ruumala kohta:

1. 0,7924 g kloori ruumala on 250 cm^3 0° temperatuuril ja 760 mm rõhul. Kui suur on kloori molekulkaal?

2. Üks liiter lämmastikku kaalub 0° temperatuuril ja 760 mm rõhul 1,25 g. Kui suur on lämmastiku molekulkaal?

3. 2,56 g hapnikku võtab enda alla 0° temperatuuril ja 760 mm rõhul ruumala, mis võrdub 0,896 l. Kui suur on hapniku molekulkaal?

§ 7. Keemilise ühendi valemi tuletamine.

Olles tutvunud aatom- ja molekulkaalu kindlaksmääramisega, vaatleme nende keemiliste valemite koostamist, millega meil on tegemist kogu kursuse vältel.

Analüüsi andmed esitatakse protsentides, kuna keemiline valem annab meile aine koostise aatomites. Keemiliste valemite koostamine seisabki seetõttu protsentide ülekandmises aatomitele. Toome mõned näited.

Näide 1. On vaja koostada 40% väävlit ja 60% hapnikku sisaldava aine valem. Otsitavas valemis S_aO_b peavad a ja b olema täisarvud, millega tähendatakse aatomite arvu molekulis. Et väävli aatomkaal on 32 ja hapniku oma 16, siis võime suhet väävli ja hapniku kaaluühikute vahel kirjutada $32a : 16b$. Seda suhet võime oma ülesandes antud andmetele vastavalt väljendada 40% : 60% ehk 40 : 60.

Nii saame koostada võrde

$$\frac{32a}{16b} = \frac{40}{60}, \text{ kust } \frac{a}{b} = \frac{40}{60} : \frac{32}{16} = \frac{40 \cdot 16}{60 \cdot 32} = \frac{1}{3}.$$

Kui $a = 1$, siis $b = 3$ ja otsitav valem peab olema SO_3 .

Näide 2. Bensool sisaldab 92,31% C ja 7,69% H. Bensooli tihedus on 39. Leida C_aH_b ?

Valemi $M = 2D$ järgi on bensooli molekulkaal 78.

Andmete põhjal kirjutame:

100 k.-ü. bensooli sisaldab 92,31 k.-ü. C,

78 k.-ü. „ „ „ „ x „ „ C.

$$\frac{100}{78} = \frac{92,31 b}{x}; \quad x = \frac{78 \cdot 92,31}{100} = 72 \text{ k.-ü.}$$

Järelikult 78 k.-ü. bensooli sisaldab 72 k.-ü. C, mis moodustab 6 süsinikuaatomit. $72 \text{ k.-ü.} : 12 \text{ k.-ü.} = 6$ aatomit. Vesiniku kohta tuleb 6 k.-ü., mis annab 6 vesinikuaatomit. Seega on bensooli valem C_6H_6 .

Ülesandeid.

1. Leida liitaineline lihtsaim valem, kui on teada, et aine sisaldab

a) $\text{Cu} = 80\%$; $\text{O} = 20\%$;

b) $\text{Ca} = 40\%$; $\text{C} = 12\%$; $\text{O} = 48\%$.

2. Leida aine molekuli valem, kui on teada, et

a) $\text{C} = 92,31\%$; $\text{H} = 7,69\%$; $d = 39$;

b) $\text{C} = 75\%$; $\text{H} = 25\%$; $d = 8$.

§ 8. Arvutused valemite järgi.

Praktikas on vaja sageli teada, missugune protsent antud elementi kuulub teatavasse ühendisse.

Näit.: Mitu protsenti rauda on punases rauamaagis, mille valem on Fe_2O_3 ?

Arvutame esmalt Fe_2O_3 molekulaalu:

$$\text{Fe}_2\text{O}_3 : 112 + 48 = 160.$$

160 k.-ü. Fe_2O_3 sisaldab 112 k.-ü. rauda,

100 k.-ü. „ „ „ x „ „

$$\frac{160}{100} = \frac{112}{x}; x = \frac{100 \cdot 112}{160} = 70 \text{ k.-ü. ehk } 70\% \text{ Fe.}$$

Sel teel võib lahendada ka hulga teisi küsimusi.

Näit.: Mitu kg seatina on võimalik välja sulatada 9560 kg seatinaläigust, mille valem on PbS ?

$$\text{PbS} : 207 + 32 = 239.$$

$$\frac{239}{9560} = \frac{207}{x}; x = \frac{9560 \cdot 207}{239} = 8280 \text{ k.-ü. ehk } 8280 \text{ kg Pb.}$$

§ 9. Arvutused võrrandite abil.

Keemiliste võrrandite alusel on võimalik arvutada ainete hulki, mida tarvis läheb, ja ainete hulki, mida saadakse reaktsioonidel.

Väävelraua saamise reaktsiooni $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$ alusel on võimalik saada arvutuste teel vastused järgmist tüüpi küsimustele:

a) Kui palju rauda läheb tarvis 22 kaaluühiku väävelraua saamiseks?

b) Kui palju väävlit läheb tarvis 176 kaaluühiku väävelraua saamiseks?

c) Missuguse hulga väävelraua valmistamiseks on nõutav 28 kaaluühikut rauda?

d) Missuguse hulga väävelraua valmistamiseks on nõutav 128 kaaluühikut väävlit?

Koostame võrde:

$$245 : 100 = 67,2 : x$$

$$x = \frac{100 \cdot 67,2}{245} = 27,4 \text{ l.}$$

Ülesandeid.

1. Kui palju bertolee soola peame reaktsiooniks võtma, et saada 4 l hapnikku?
2. Kui palju kaalub normaalsetes tingimustes 1 liiter süsihappegaasi, 1 liiter osooni ja 1 liiter metaani?
3. Kui suure ruumala võtavad normaalsetes tingimustes enda alla 80 g hapnikku, 120 g süsihappegaasi ja 15 g lämmastikhapendit?

IV. Elementide perioodilisuse seadus ja perioodiline süsteem.

§ 10. Perioodilisuse seadus.

Elementide klassifikatsiooni katseid teostati XIX sajandil korduvalt, kuid põhjalikult väljatöötatud klassifikatsiooni andis esimesena vene teadlane D. I. Mendelejev. Klassifikatsiooni aluseks võttis Mendelejev aatomkaalu, tähendab, suuruse, mis iseloomustab aatomi massi. Asetades kõik elemendid aatomkaalu tõusu järjekorda avastas Mendelejev selles järgsuses, milles elementide omadused muutuvad üleminekul ühest teisele, tähelepanuvääriva seaduspärasuse.

Et selle seaduspärasusega tutvuda, kirjutame välja, alates liitiumist, 18 elementi ja asetame need aatomkaalu tõusu järjekorda (vesiniku ja heeliumi jätame ajutiselt kõrvale).

Meie teame juba, et elementide sarnasus näit. halogeenidel, väävlirühmal jne. on seotud aatomite välise elektronikihi ühtsa struktuuriga, kuna erinevus nimetatud rühmade elementide vahel on seotud nende aatomite välise elektronikihi erisuguse struktuuriga.

Analüüsidest aatomkaalu tõusu järjekorda asetatud 18 elemendi omadusi, vaatleme, kuidas mõjub elementide omadustele elektronide hulk aatomite välisel elektronihil juhul, kui elektronkihtide hulk on sama (tab. 1).

Jälgime, kuidas muutuvad elementide omadused aatomkaalu tõusu suunas ja elektronide arvu kasvamisel välisel elektronihil.

Tabel 1.

Elemendid	Aatomkaal	Tuumalaeng	Elektronide üldarv	Elektronide asetus elektronikihtides			
				I	II	III	IV
Liitium	7	+3	3	2	1		
Berüllium	9	+4	4	2	2		
Boor	11	+5	5	2	3		
Süsinik	12	+6	6	2	4		
Lämmastik	14	+7	7	2	5		
Hapnik	16	+8	8	2	6		
Fluor	19	+9	9	2	7		
Neon	20	+10	10	2	8		
Naatrium	23	+11	11	2	8	1	
Magneesium	24	+12	12	2	8	2	
Alumiinium	27	+13	13	2	8	3	
Räni	28	+14	14	2	8	4	
Fosfor	31	+15	15	2	8	5	
Väävel	32	+16	16	2	8	6	
Kloor	35,5	+17	17	2	8	7	
Argon	39,9	+18	18	2	8	8	
Kaalium	39	+19	19	2	8	8	1
Kaltsium	40	+20	20	2	8	8	2

Vaatleme esmalt elementide rida, mis omab ainult kahte elektronkihti, alates liitiumist kuni neonini.

Liitium on metall. Välises elektronkihis on tal üks elektron. Ta on alati positiivselt ühevalentne, hapendub õhu käes kergesti ja lagundab harilikul temperatuuril vett, tõrjudes välja vesiniku ja tekitades liitiumi-aluse (LiOH).

Berüllium on metall. Välises elektronkihis on tal kaks elektroni. Ta on alati positiivselt kahevalentne; ei reageeri veega isegi kuumutamisel; tõrjub hapetest vesiniku välja. $\text{Be}(\text{OH})_2$ on kaunis nõrk alus.

B o o r on mittemetall. Välises elektronkihis on tal 3 elektroni. Ta on kolmevalentne element; ei tõrju vesinikku veest ega hapetest välja; otse vesinikuga ei ühine; tekitab boorhappeanhüdriidi (B_2O_3) ja boorhappe (H_3BO_3). Boorhape on väga nõrk hape.

S ü s i n i k on mittemetall. Ta välises elektronkihis on 4 elektroni. Veest ja hapetest ei tõrju vesinikku välja; ühineb vesinikuga otse volta kaare leegi temperatuuril; tekitab süsihappeanhüdriidi (CO_2), mis veega annab süsihappe (H_2CO_3).

L ä m m a s t i k on tüüpiline mittemetall. Välises elektronkihis on tal 5 elektroni, järelikult on ta positiivselt viie- ja negatiivselt kolmevalentne. Tekitab lämmastikhappeanhüdriidi, millele vastab tugev lämmastikhape (HNO_3). Vesinikuga ühineb otse 600° temperatuuril ja teatava rõhu all.

H a p n i k on tüüpiline mittemetall. Välises elektronkihis on tal 6 elektroni. On negatiivselt kahevalentne. Vesinikuga ühineb otse, nende segu plahvatab $600^\circ C$ temperatuuril.

F l u o r on kõige energilisem mittemetall. Välises elektronkihis on tal 7 elektroni. Fluor tekitab ainult negatiivseid ioone. Vesinikuga ühineb otse plahvatusega harilikul temperatuuril ja tekitab HF.

N e o o n on inertne gaas, mis ei ole võimeline astuma keemilistesse reaktsioonidesse. Tema valents on null, mida tingib välise elektronikihi 8-elektroniline struktuur.

Õeldust võime tuletada järgmist.

Aatomkaalu suurenedes liitiumilt neonini nõrgenevad metallilised ja tugevnevad mittemetallilised omadused, saavutades maksimumi fluori juures.

Metalliliste omaduste nõrgenemine ja mittemetalliliste omaduste tugevnemine on seoses elektronide arvu suurenemisega välises elektronkihis.

Järelikult aatomi elektronide arvu suurenemisega välises elektronkihis sama hulga elektronkihtide esinemisel ilmneb mittemetalliliste omaduste tugevnemine.

Asume järgnevate elementide vaatlusele. Peale fluori tuleks nagu oodata veel enam mittemetalliliste omadustega elemente, kui on seda fluor. Tõeliselt aga kohtume inertse gaasiga — neoniga — ja selle järel naatriumiga — positiivselt ühevalentse metalliga, mis omadustelt meenutab liitiumi. Naatriumi aatomil on 3 elektronkihti ja tema väliskihis on üks elektron, nagu liitiumilgi. Naatrium on liitiumist energilisem, ta lagundab vett, tekitades aluse NaOH, mis on aktiivsem LiOH-st.

Magneesium on metall. Tema välises elektronkihis on 2 elektroni. Ta on positiivselt kahevalentne. $100^{\circ} \text{ t}^{-1}$ tõrjub vesiniku veest välja, hapetest tõrjub vesiniku välja väga energiliselt. Annab aluse $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Magneesium on omadustelt sarnane berülliumiga, kuid metallilised omadused on siin kujunenud tugevamaks.

Alumiinium on kolmevalentne element, nagu boor; tema välises elektronkihis on 3 elektroni. Kui boor on mittemetall, siis alumiinium on amfoteerne aine.

Räni on neljavalentne mittemetall. Välises elektronkihis on tal 4 elektroni. Omadustelt sarnaneb ta süsinikuga. Räni ei tõrju vesinikku veest ega hapetest välja. Vesinikuga otse ei ühine, kuid kaudselt võime saada ühendi, mille valem on SiH_4 . Ränihappeanhüdriidile SiO_2 vastab ränihape — H_2SiO_3 .

Fosfor on energiline mittemetall. Omadustelt on ta sarnane lämmastikuga. Välises elektronkihis omab 5 elektroni. Valents positiivselt 5 ja negatiivselt 3. Vesinikuga otse ei ühine, kuid kaudselt on võimalik saada fosfiini — PH_3 . Fosforhappeanhüdriidile vastab hape — H_3PO_4 .

Väävel on tüüpiline mittemetall. Omadustelt sarnaneb hapnikuga. Välises elektronkihis on tal 6 elektroni. Positiiv-

selt kuuevalentne, negatiivselt kahevalentne. Vesinikuga ühineb otse väävelvesinikuks — H_2S .

Kloor on energiline mittemetall, halogeen. Välises elektronkihis on tal 7 elektroni. Vesinikuga ühineb otse, tekitades kloorvesiniku — HCl ; kaudselt ühineb hapnikuga. Kloorile järgneb väärisgaas argon, mis on inertne aine ega oma võimet astuda keemilistesse reaktsioonidesse. Tema välises elektronkihis on 8 elektroni; valents on null.

Peale argoni hakkavad elementide omadused uuesti korduma, kusjuures nende metallilised omadused tugevnevad.

Kalium on energiline aluseline metall. Tal on üks valents-elektron ja ta on naatriumist energilisem. Lagundab vett aktiivsemalt. Aluse valem on KOH jne.

Seega, vaadeldes elementide omadusi naatriumist argonini, märkame sedasama järjekindlat elementide omaduste muutumist, mis esines liitiumist neonini.

Teeme järelduse: elektronkihtide arvu suurenemisega ühe ja sama elektronide arvuga välises elektronkihis käib kaasas elemendi metalliliste omaduste kasvamine.

Õeldust teeme kokkuvõtte: keemiliste elementide omaduste muutumine selles suunas, milles toimub aatomite massi suurenemine ning nende struktuuri muutumine seoses elektronkihtide arvu ja välises elektronkihis olevate elektronide arvu suurenemisega, ei toimu pidevalt ühes sihis, vaid kannab perioodilist iseloomu, s. t. teatava arvu elementide järel hakkavad omadused jälle korduma.

D. I. Mendelejev tuletas perioodilisuse seaduse, kõrvutades elementide aatomkaalu kõikide tol ajal tuntud elementide omadustega. Aatomi ehitust tunti siis vähe.

Seadus: lihtainete kui ka elementidest tekkinud ühendite kuju ja omadused on perioodilises sõltuvuses elementide aatomkaalust.

§ 11. Elementide perioodiline süsteem.

Toetudes oma seadusele lõi D. I. Mendelejev elementide tabeli, mille ta nimetas elementide perioodiliseks süsteemiks.

Perioodide iseloomustus. Elementide rida, kus omadused muutuvad pidevalt, nagu on seda kaheksast elemendist koosnev rida liitiumist neonini või naatriumist argonini, nimetas Mendelejev perioodiks.

Kui kirjutame nimetatud kaks perioodi teineteise alla nii, et liitiumi alla tuleks naatrium ja neoni alla argon, siis saame järgmise elementide asetuse:

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

Sellise asetuse juures satuvad veergudesse omadustelt sarnased ja välises elektronkihis ühesuguse elektronide arvuga elemendid, näit. Li ja Na, F ja Cl jne.

Jaotades kõik elemendid perioodidesse ja asetades perioodid üksteise alla nii, et sarnased elemendid omadustelt ja valentsilt satuksid üksteise alla, saigi Mendelejev oma elementide perioodilise süsteemi.

Mendelejevi tabelis on 7 perioodi, mis võtavad enda alla 10 rida ja 9 rühma.

Esimeses perioodis on 2 elementi — vesinik ja heelium. Nende elementide aatomeil on üks elektronkiht. On teada, et esimeses, tuumale kõige lähemal olevas kihis võib esineda maksimaalselt 2 elektroni. Esimeses perioodis on selles kihis vesinikul üks elektron, heeliumil kaks.

Teises, samuti kolmandas perioodis on 8 elementi. Neid elemente käsitlesime eelmises peatükis. Nad asetsevad tabelis

MENDELEJEVI PERI

PERIOD DID	READ	ELEMENTIDE				
		I	II	III	IV	V
1	I	H ¹ 1,0080				
2	II	Li ³ 6,940	Be ⁴ 9,02	B ⁵ 10,82	C ⁶ 12,010	N ⁷ 14,008
3	III	Na ¹¹ 22,997	Mg ¹² 24,32	Al ¹³ 26,97	Si ¹⁴ 28,06	P ¹⁵ 30,98
4	IV	K ¹⁹ 39,096	Ca ²⁰ 40,08	Sc ²¹ 45,10	Ti ²² 47,90	V ²³ 50,95
	V	Cu ²⁹ 63,57	Zn ³⁰ 65,38	Ga ³¹ 69,72	Ge ³² 72,60	As ³³ 74,91
5	VI	Rb ³⁷ 85,48	Sr ³⁸ 87,63	Y ³⁹ 88,92	Zr ⁴⁰ 91,22	Nb ⁴¹ 92,91
	VII	Ag ⁴⁷ 107,880	Cd ⁴⁸ 112,41	In ⁴⁹ 114,76	Sn ⁵⁰ 118,70	Sb ⁵¹ 121,76
6	VIII	Cs ⁵⁵ 132,91	Ba ⁵⁶ 137,36	La ⁵⁷ 138,92	Hf ⁷² 178,6	Ta ⁷³ 180,88
	IX	Au ⁷⁹ 197,2	Hg ⁸⁰ 200,61	Tl ⁸¹ 204,39	Pb ⁸² 207,21	Bi ⁸³ 209,00
7	X	Fr ⁸⁷	Ra ⁸⁸ 226,05	Ac ⁸⁹ 227	(Th)	(Pa)
KÕRGEIMATE MÄPENDINGITE JA VEŠINIKU ÜHENDITE TÕÜBID.		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2 RH_4	R_2O_5 RH_3

LANTA

Ce ⁵⁸ 140,13	Pr ⁵⁹ 140,92	Nd ⁶⁰ 144,27	Il ⁶¹	Sm ⁶² 150,43	Eu ⁶³ 152,0	Gd ⁶⁴ 156,9
-----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	----------------------------------

AKTI

Th ⁹⁰ 232,12	Pa ⁹¹ 231	U ⁹² 238,07	Np ⁹³
-----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------

OODILINE SÜSTEEM

RÜHMAD

VI		VII		VIII			O
							He ² 4,003
8 O 16,0000	9 F 19,00						Ne ¹⁰ 20,183
16 S 32,06	17 Cl 35,457						Ar ¹⁸ 39,944
Cr ²⁴ 52,01	Mn ²⁵ 54,93	Fe ²⁶ 55,85	Co ²⁷ 58,94	Ni ²⁸ 58,69			
34 Se 78,96	35 Br 79,916						Kr ³⁶ 83,7
Mo ⁴² 95,95	Tc ⁴³	Ru ⁴⁴ 101,7	Rh ⁴⁵ 102,91	Pd ⁴⁶ 106,7			
52 Te 127,61	53 J 126,92						X ⁵⁴ 131,5
W ⁷⁴ 183,92	Re ⁷⁵ 186,31	Os ⁷⁶ 190,2	Ir ⁷⁷ 193,1	Pt ⁷⁸ 195,23			
84 Po 210	85 At						Rn ⁸⁶ 222
(U)							
RO ₃ RH ₂	R ₂ O ₇ RH			RO ₄			

NIIDID

Tb ⁶⁵ 159,2	Dy ⁶⁶ 162,46	Ho ⁶⁷ 164,94	Er ⁶⁸ 167,2	Tu ⁶⁹ 169,4	Yb ⁷⁰ 173,04	Cp ⁷¹ 174,99
---------------------------	----------------------------	----------------------------	---------------------------	---------------------------	----------------------------	----------------------------

NIIDID

Pu ⁹⁴	Am ⁹⁵	Cm ⁹⁶
------------------	------------------	------------------

teises ja kolmandas reas. Kolm esimest perioodi kannavad väikeste perioodide nime. Mendelejev nimetas teist ja kolmandat perioodi tüüpilisteks.

Neljandas perioodis on 18 elementi, nimelt: K — kaalium, Ca — kaltsium, Sc — skandium, Ti — titaan, V — vanaadium, Cr — kroom, Mn — mangaan, Fe — raud, Co — koobalt, Ni — nikkel, Cu — vask, Zn — tsink, Ga — gallium, Ge — germaanium, As — arseen, Se — seleen, Br — broom, Kr — krüpton.

Element kaalium on sarnane naatriumi ja liitiumiga, kaltsium veidi vähem sarnane berülliumi ja magneesiumiga (Sc, Ti ja V omaduste vaatluse jätame vahele, sest et nad keskkooli kursusse ei kuulu). Kroom erineb omadustelt väävlisist ja hapnikust selle poolest, et lihtainena omab ta metallilisi omadusi ja välises elektronihis 2 elektroni. Kõrgemates hapnikühendites on aga kroom kuuevalentne (CrO_3 ja H_2CrO_4). Mangaan on kõrgemates hapnikühendites seitsmevalentne ja sellest seisukohast vaadatuna sobib seitsmendasse gruppi. Ta on aga metall ning võib tekitada aluselisi hapendeid. Mangaanile järgnevad metallid raud, koobalt, nikkel, vask, tsink jne. ja ainult arseen (As) on täiesti sarnane lämmastiku ja fosforiga, mistõttu siit algab alles omaduste kordumine.

Kõrgeima valentsi alusel võib vaadeldava perioodi lahutada kaheks reaks kaaliumist niklini ja vasest krüptonini:

K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
1	2	3	4	5	6	7	8		1	2	3	4	5	6	7	0	

Elemendid vasest kuni Br-ni (incl.) on enam mittemetalliliste omadustega, võrreldes elementidega kaaliumist mangaanini (Cu on vähem metalliline võrreldes kaaliumiga, broom mittemetallilisem mangaanist).

Et nimetatud iseärasust tabelis ära märkida, on mittemetalliliste omadustega elemendid nihutatud paremale ja metalliliste

omadustega elemendid vasakule poole. Metallilised elemendid asetsevad neljandas ja mittemetallilised viiendas reas:

4. rida:	K 1	Ca 2	Sc 3	Ti 4	V 5	Cr 6	Mn 7	Fe Co Ni 8	
5. rida:	Cu 1	Zn 2	Ga 3	Ge 4	As 5	Se 6	Br 7	—	Kr 0

Raud, koobalt ja nikkel on omavahel väga sarnased ja moodustavad triaadi. Need elemendid on üleminekuks mangaanilt vasele. Mangaan sarnaneb rauaga, raud koobaltiga, koobalt nikliga ja nikkel vasega. Et aga triaadidesse kuuluvatest elementidest mõnel on kõrgeim valents 8, siis paigutas Mendelejev nad 8. rühma.

Neljas periood kannab suure perioodi nimetust.

Viies periood koosneb samuti 18 elemendist. Ta algab leelismetalli rubiidiumiga (Rb) ja lõpeb inertse gaasi ksenooniga (X). See periood koosneb samuti kahest reast. Kuuendas reas on enam metallilised elemendid, mis on nihutatud vasakule, ja seitsmendas reas enam mittemetallilised elemendid, mis on nihutatud paremale poole. Elemendid ruteenium (Ru), roodidum (Rh) ja pallaadium (Pd) moodustavad teise triaadi ja asetsevad kaheksandas rühmas.

Viies periood kannab samuti suure perioodi nimetust.

Kaheksas ja üheksas rida moodustavad kolmanda suure perioodi. Ta algab tseesiumiga (Cs) ja lõpeb inertse gaasi radooniga (Rn). Selles perioodis on 32 elementi seetõttu, et 8. rea 3. rühma lahtrisse on mahutatud peale lantaani veel 14 elementi, mis omadustelt on väga sarnased. Neid nimetatakse lantaniidideks. Elemendid osmium (Os), iriidium (Ir) ja plaatina (Pt) on kolmas triaad ja on paigutatud kaheksandasse rühma. Kaheksanda rea elemendid on nihutatud vasakule poole

enam metalliliste omaduste tõttu ja üheksanda rea elemendid paremale poole vähem metalliliste omaduste tõttu.

Kümnes rida on neljanda suure perioodi alguseks ja omab 10 elementi, olles lõpetamata.

Viimaste aastate jooksul on korda läinud sünteetiliselt valmistada elemente, mis asetsevad perioodilises süsteemis uraani järel. Praegu on 4 sellist elementi vaieldamatult kindlaks tehtud — neptuunium, plutoonium, ameriitsium ja kүүrium. Kõik need elemendid on radioaktiivsed. Muudelt omadustelt on perioodilise süsteemi viimased elemendid niisama sarnased aktiini-umiga kui lantaniidid lantaaniga. Elemendid tooriumist kuni kүүriumini võetakse seepärast kokku aktiiniidide rühmaks.

Nii on siis perioodilises süsteemis 3 väikest, 3 suurt ja 1 lõpetamata periood.

I	H	$\frac{\text{väike periood}}{2 \text{ elementi}}$	He
II	Li	$\frac{\text{väike periood}}{8 \text{ elementi}}$	Ne
III	Na	$\frac{\text{väike periood}}{8 \text{ elementi}}$	Ar
IV	K	$\frac{\text{suur periood}}{18 \text{ elementi}}$	Kr
V	Rb	$\frac{\text{suur periood}}{18 \text{ elementi}}$	X
VI	Cs	$\frac{\text{suur periood}}{32 \text{ elementi}}$	Rn
VII	Fr	$\frac{\text{suur periood, lõpetamata}}{10 \text{ elementi}}$	

Rühmade iseloomustus. Rühmadesse on paigutatud ühesuguse kõrgeima valentsiga ja sarnaste omadustega elemendid. Elementide kõrgeim positiivne valents on arvuliselt võrdne rühma numbriga. Nii näiteks on esimese rühma ele-

mendid positiivselt ühevalentsed jne. Kaheksanda rühma elemendid peavad olema kaheksavalentsed, kuid suuremalt jaolt on nad kahe-, kolme-, nelja- ja kuuevalentsed. Kahe elemendi — ruteeniumi (Ru) ja osmiumi (Os) jaoks on tuntud anhüdriidid, milledes nad on kaheksavalentsed — RuO_4 ja OsO_4 .

Iga rühm, välja arvatud null- ja kaheksas rühm, on jaotatud kahte alarühma, kuna me juba selgitasime, et suurtesse perioodidesse paigutatud elemendid on omadustelt erinevad (näit. K ja Cu, Mn ja Br jne.). Ühte alarühma kuuluvad suurte perioodide paarisridade elemendid, teise — paaritute ridade elemendid. Paarisridade elemendid on nihutatud paremale, teised vasakule poole.

Alarühma elemendid, mille hulka kuuluvad teise ja kolmanda väikese perioodi elemendid, on antud rühma iseloomulikumad elemendid ja kannavad seetõttu põhirühma elementide nimetust, teised aga kõrvalrühma elementide nimetust. Näide: esimeses rühmas kuuluvad põhirühma elemendid H, Li, Na, K, Rb ja Cs, kõrvalrühma Cu, Ag ja Au; seitsmendas rühmas moodustavad põhirühma elemendid F, Cl, Br, J ja At, kõrvalrühma Mn, Tc ja Re, jne.

Metallid on tabelis paigutatud I, II, III (boor välja arvatud) ja VIII rühma. Mittemetallid asetsevad IV, V, VI ja VII rühmas. Mittemetallid on positiivse ja negatiivse valentsiga ja tekitavad vesinikühendeid. Positiivse ja negatiivse valentsi summa võrdub kaheksaga. Näit. kuuenda rühma elemendid on positiivselt kuuevalentsed ja negatiivselt kahevalentsed. Nullrühm sisaldab inertseid gaase. Siia mahutatud elementide valents on null, nad ei anna keemilisi reaktsioone.

Üldistame öeldu Mendelejevi süsteemi kohta:

1. Iga periood algab leelismetalliga ja lõpeb inertse gaasiga.
2. Perioodides suurenevad aatomkaalu tõusuga mittemetallilised omadused.

3. Suurte perioodide paarisread sisaldavad enam metallilisi elemente kui paaritud read.

4. Aatomkaalu tõusuga suurenevad rühmades metallilised omadused, mis on seotud vahemiste elektronkihtide juurdekasvuga.

5. Elementide kõrgeim positiivne valents võrdub rühma numbriga, mittemetallide negatiivne valents summas positiivse valentsiga võrdub kaheksaga.

6. Metallid on tabelis asetatud vasakule poole alumisse ossa, mittemetallid paremale poole ülemisse ossa. Kui tõmmata diagonaal tabeli vasakpoolsest ülemisest nurgast tabeli parempoolsesse alumisse nurka, jättes kõrvale kaheksanda ja nullrühma, siis jäävad vasakusse (alumisse) kolmnurka metallid, paremasse (ülemisse) kolmnurka mittemetallid ja vähem tüüpilised metallid.

§ 12. Mendelejevi süsteemi tähtsus.

Perioodiline süsteem on mitte ainult õnnestunud katse keemiliste elementide süstematiseerimise alal, vaid tema tähtsus on palju sügavam.

Elemendi koht tabelis on määratud tema omadustega ja ümberpöörduvalt — igale kohale vastavad kindlad omadused. Lähtudes sellest, missugune koht elemendile perioodilisuse tabelis kuulub, on võimalik elementi põhiliselt iseloomustada. Nii näiteks asetseb magneesium tabelis 3. reas naatriumi ja alumiiniumi vahel. Sellest järeldame, et ta pole leelismetall ega amfoteerne aine. Rühmas seisab ta kaltsiumi ja berülliumi vahel, järelikult on magneesium berülliumist metallilisem ja vähem metalliline kaltsiumist. Nii lagundab kaltsium vett juba harielikul t^o-l, kuna magneesium lagundab seda ainult soojendamisel. Magneesiumi aatomkaal 24,72 võrdub teda ümbritsevate

elementide aatomkaalude aritmeetilise keskmisega (magneesiumi ümbritsevad Na, Al, Be ja Ca):

$$\frac{23 + 27 + 9 + 40}{4} = \frac{99}{4} = 24,75.$$

Magneesiumi sulamistemperatuuri arvutame järgmiselt:

$$\frac{98^\circ + 659^\circ + 851^\circ + 950^\circ}{4} = 640^\circ.$$

Leitud arv on lähedane katseliselt leitud 650° -le.

Sel momendil, mil Mendelejev lõi perioodilisuse tabeli, tunti keemilisi elemente 64. Asetades elemendid aatomkaalu tõusu järjekorda märkas Mendelejev, et õige perioodilisuse saamiseks tuleb süsteemi mõnedes kohtades oletada niisuguste elementide olemasolu, mida veel ei tunta. Veendumus selles, et perioodiline süsteem on õige, oli Mendelejevil nii suur, et ta ennustas tabelis veel avastamata elementide omadusi. Nende elementide asukohad olid lahtrites nr. 21, 31 ja 32. Kõik need kolm elementi avastati veel Mendelejevi eluajal. Need olid skandium — Sc (21), gallium — Ga (31) ja germaanium — Ge (32). Nende omadused ühtisid üllatava täpsusega Mendelejevi poolt ennustatud omadustega.

Asetanud elemendid aatomkaalu järgi kohtadele, märkas Mendelejev ühtlasi, et mõned elemendid sattusid paikadesse, mis kuidagi ei vasta nende omadustele. Mendelejev parandas need aatomkaalud niiviisi, et nimetatud elemendid võtsid neile sobivamad asukohad. Mendelejevi poolt on parandatud indiumi (In), uraani (U), tooriumi (Th) ja titaani (Ti) aatomkaalud.

Perioodilise süsteemi tähtsuse kohta andis kujuka iseloomustuse Engels: ... «Mendelejev rakendas ebateadlikult Hegeli seadust kvantiteedi üleminekust kvaliteediks ja teostas teadusliku kangelasteo, mida julgelt võib kõrvutada siis veel tundmatu planeedi Neptuuni orbiidi väljaarvutamiselega Leverrier' poolt.»

Perioodilise süsteemi peamine tähtsus, nagu seda näitas Engels, seisab selles, et ta väljendab üldist arenemisseadust anorgaanilises maailmas.

Tõepoolest, kuidas selgitada, et elemendid liitium, naatrium ja kaalium mitte ainult ei ilmuta ühesuguseid keemilisi omadusi, vaid ka erinevad üksteisest? See seletub sellega, et Li, Na ja K aatomite väline elektronkiht on ühesuguse struktuuriga, aatomkaalud aga erinevad.

Kui näitena võtta teine periood, siis märkame metalliliste omaduste alatist muutumist ja üleminekut mittemetallilistele omadustele. Teise perioodi kolmandas rühmas saavad nähtavaks nii metallilised kui ka mittemetallilised omadused. Kõik see osutab sellele, et metallid ja mittemetallid, hoolimata nende tüüpiliste esindajate tugevasti väljakujunenud iseloomulikest omadustest, on ühise tekkega. Tänapäeva põhjalikud uurimised kinnitavad lõplikult seda üldist ideed, et kõik elemendid on ühise tekkega ja on muutumisprotsessis, s. t. ühtede elementide üleminek teisteks elementideks toimub maailmas kogu aeg.

Selle seaduse avastamisega seadsid teadlased endi ette suure ülesande — muuta üks element teiseks. Tuleb tähendada, et selles osas on tänapäeval saavutatud palju.

Nii on perioodilisuse seaduse avastamine andnud tugeva tõuke keemia edaspidiseks arenemiseks.

§ 13. Perioodilise süsteemi puudused.

Perioodilises süsteemis esineb 3 kõrvalekaldumist üldisest seadusest elementide paigutamise kohta aatomkaalu tõusu järjekorras. Kui sellest seadusest rangelt kinni pidada, siis tuleks kaalium (aatomk. 39,1) paigutada argoni (aatomk. 39,9) asemele, nikkel (aatomk. 58,94) koobalti (aatomk. 58,69) asemele, jood (aatomk. 126,92) telluuri (aatomk. 127,61) asemele ja

ümberpöördult. Keemiliste ja füüsikaliste omaduste poolest aga sobivad nimetatud elemendid nendesse lahtritesse, kus nad asetsevad. Tänapäeva uued teadmised aatomi ehitusest toovad selgust ka sellesse küsimusse.

§ 14. Perioodilisuse seaduse nüüdisaegne formuleering.

Mendelejev võttis elementide klassifikatsiooni aluseks aatomkaalu, andes sellele suure tähtsuse. Praegu võime öelda, et Mendelejev ei määranud elementide perioodilisuse alust küllaldase täpsusega, sest aluse moodustab aatomnumber. Sellele vaatamata ei vähenda mainitud ebatäpsus Mendelejevi geniaalset avastust.

Nüüdisajal on teada, et elemendid ei ole perioodilises süsteemis paigutatud mitte aatomkaalu tõusu järjekorras, vaid aatomituumade laengu tõusu järjekorras. Kolm kõrvalekaldumist süsteemis on seletatavad uue aluse rakendamisel. Telluuril võrdub tuumalaeng 52-ga, joodil 53-ga, mispärast telluur peab asetsema joodi ees. Sama võib öelda teiste juhtude kohta. Elementide asetused järjekorranumbrite alusel vastab nende keemilistele omadustele. Seepärast on keemilised omadused määratavad aatomituumade laenguga, mitte aatomkaaludega.

Nüüd võime perioodilisuse seadust formuleerida järgmiselt: elementide omadused, samuti nende valentsid ja ühendite omadused on perioodilises sõltuvuses aatomituumade laengust.

Ülesandeid ja harjutusi.

1. Kummal elemendil on metallilised omadused tugevamad — booril või alumiiniumil? Miks?
2. Kummal elemendil on mittemetallilised omadused tugevamad — arseenil või lämmastikul? Miks?
3. Milline on seleeni maksimaalne valents hapniku suhtes?

4. Kirjutada, arvestades mangaani asukohta perioodilises süsteemis, mangaanhappe ja mangaanhapu kaaliumi valemid.

5. Milline on tseesiumhüdrosüüdi valem? Mida võite ütelda selle ühendi omaduste kohta?

6. Näidata Mendelejevi tabelis kohad, kus asetsevad kõige aktiivsemad metallid ja mittemetallid.

7. Nimetada, milline on Cl valents bertolee soolas ja milline ta on kloori nõrgimas hapendis.

8. Selgitada, miks elemendid rühmades ei asetse üksteise all ühes liinis.

9. Mitu % hapnikku on galliumhapendis?

10. Mitu grammi inglistina on 10 g-moolis inglistina kõrgeima valentsiga hapendis?

11. 1,11 g leelismetalli toimetel tekkis veest 0,16 g vesinikku. Misugune metall reageeris veega?

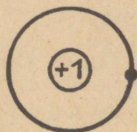
V. Tähtsamate elementide ja nende ühendite ülevaade perioodilise süsteemi rühmade järgi.

§ 15. Vesinik (*Hydrogenium*, H).

Vesiniku aatomkaal on 1,008, aatomnumber 1. Vesinik, mis avastati Paracelsuse poolt juba XVI saj. ja mille omadused määras kindlaks Cavendish (1766), asetseb elementide perioodilise süsteemi esimeses rühmas ning temaga algab esimene väike periood.

Vesinik esineb looduses nii vabalt kui ka seotult ja ta kuulub laialt levinud elementide hulka, moodustades u. 1% maakera kaalust.

Vesiniku aatom koosneb tuumast ja ühest elektronist (vt. joon. 1), mille ta kergesti ära annab teistele elementidele,



Joon. 1. Vesiniku aatomi ehitus.

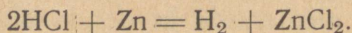
muutudes ise positiivselt laetud vesiniku-iooniks, mis ühineb neutraalseks liitainemolekuliks teiste elementide vastasnimelisi laenguid kandvate ionidega. Et saada vaba vesinikku, selleks

on vaja liitaines olevale vesiniku-ioonile tagasi anda tema elektronid ja sellel põhinevadki kõik vesiniku saamise viisid.

Saamine ja omadused.

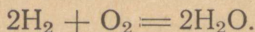
Tehnikas saadakse vesinikku veest elektrivoolu, süsiniku või raua toimel.

Laboratooriumides saadakse vesinikku hapetest metallide toimel:



Vesinik on värvitu, lõhnatu, maitsetu, kõige kergem gaas (1 liiter kaalub 0,09 g). Rõhu all ja madalal temperatuuril (-240°) ta veeldub. Vedela vesiniku kiirel aurumisel tekib tahke vesinik.

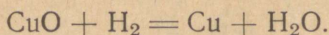
Vesinik põleb vaevalt nähtava sinise leegiga veeks:



Vesiniku ja hapniku segu vahekorras 2:1 nimetatakse paukgaasiks.

Vesiniku leegi temperatuur on kõrge — u. 1000°C , kuid selle võib tõsta kuni 3000° -ni, kui juhtida leeki küllaldaselt määralt puhast hapnikku — tekib paukgaasi leek.

Tavalisel temperatuuril on vesinik inertne gaas. Temperatuuri tõusmisel vesiniku aktiivsus tõuseb ning kõrgel temperatuuril muutub ta isegi nii aktiivseks, et vabastab metallid nende hapendeist.



Vesinik on hea taandaja.

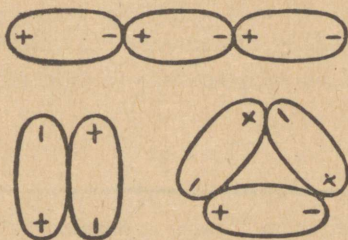
Vesiniku ja heeliumi segu (ei plahvata) kasutatakse õhupallide ja aerostaatide täitmiseks. Paukgaasi leeki kasutatakse metallide lõikamisel ja keevitamisel. Vesinikku kasutatakse veel õlide hüdrogeniseerimisel ja paljude sünteetiliste ainete (lammastikväetiste jne.) saamiseks.

Vesiniku ja hapniku ühendid. Vesi (H_2O) on

kõige levinum aine maakeral. Ligi $\frac{3}{4}$ (365 000 000 km²) maa-
kera pinnast on kaetud veega, üle poole organismide kehakaa-
lust (loomades u. 60%, kalades u. 80%, taimedes ja nende vil-
jades kuni 95%) moodustab vesi.

Esimesena sai vee tema algainetest Cavendish (1781).
Lavoisier (1743—1794) tegi kindlaks, et vesi on liitaineline ja koos-
neb vesinikust ja hapnikust.

Looduslik vesi ei ole kunagi puhas, ta sisaldab lahustunud
olekus sooli ja gaase ning hõljuvas olekus tahkeid aineid.
Mõned allikaveed on lahustunud soolade ja gaaside poolt eriti
rikkad ning omavad tervendavat toimet inimese organismisse.



Joon. 2. Polaarsed vee molekulid.

Neid nimetatakse mineraalveteks ja neid allikaid
mineraalvee-allikateks. Nõukogude Liidus on palju mineraalvee-
allikaid, näiteks Kislovodskis, Železnovodskis jm.

Keemiliselt puhast vett saadakse looduslikust veest destil-
leerimise teel. Ta on värvitu, lõhnatu ja maitsetu läbipaistev
vedelik. Ta on kõige tihedam ja seega kõige raskem $+4^{\circ}\text{C } t^{\circ}\text{-l}$.
See eriline omadus on tingitud sellest, et polaarsed veemole-
kulid (vt. joon. 2) tõmbuvad erinimeliste poolustega üksteise
külge, moodustades kahe- ja kolmekordselt $[(\text{H}_2\text{O})_2, (\text{H}_2\text{O})_3]$
tihenenud — assotsieerunud veemolekule. Vee temperatuuri
tõusmisega lagunevad assotsieerunud veemolekulid lihtsateks

(H₂O) veemolekulideks. Kahekordseid [(H₂O)₂] veemolekule on vees kõige rohkem +4° C t°-l. Et nad omavad teiste veemolekulidega võrreldes suurimat erikaalu, siis on selge, miks vesi on raskeim +4° C t°-l.

«Raske vesi».

Vesinik esineb kolme isotoobina: 1) harilik vesinik, keemilise märgiga H, aatomkaaluga 1,008; 2) raske vesinik ehk deuterium, keemilise märgiga D, aatomkaaluga 2, ja 3) üliraske vesinik ehk triitium, keemilise märgiga T, aatomkaaluga 3.

Deuterium avastati 1932. a. Harilikus vesinikus leidub teda u. 0,003%. Tema ühend hapnikuga, D₂O, omab molekulkaalu 20 ja teda nimetatakse «raskeks veeks».

Lewis (1933) eraldas «raske vee» tavalisest veest selle korduva elektrolüüsi teel. «Raske vee» omadused erinevad hariliku vee omadest.

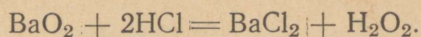
Tabel 2.

Aine	Erikaal 20°	Suurim tihedus	Sulamis- t°	Keemis- t°	Soolade lahustamine	Mõju orga- nismile
Harilik vesi (H ₂ O)	0,9982	4°	0°	100°	hea	võimaldab elu
„Raske vesi“ (D ₂ O)	1,1056	11,6°	3,82°	101,42°	halb	ei võimal- da elu

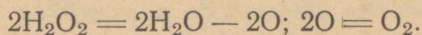
«Rasket vett» leidub harilikus vees u. 0,002%, millest teda eraldatakse vee korduva elektrolüüsi teel, sest ta laguneb raskeks kui harilik vesi.

Triitiumi ühendit hapnikuga, T₂O, nimetatakse «üliraskeks veeks» ja teda on praegu veel vähe uuritud.

Vesinikülihapend, H_2O_2 , saadakse baariumülihapendist sool- või väävelhappe toimet:



Veeta vesinikülihapendi erikaal on 1,45. Ta on väga ebapüsiv aine, lagunedes veeks ja hapnikuks sageli isegi plahvatusega:



Lagunemisel eralduv hapnik on tekkimismomendil atomaarne ning avaldab pleegitavat ja antiseptilist toimet. Samadel põhjustel on H_2O_2 ka hea hapendaja. Teda kasutatakse harilikus elus, tehnikas ja arstiteaduses.

VI. Ülevaade elementide perioodilise süsteemi I rühmast.

§ 16. I rühma üldine iseloomustus.

Kõik esimese rühma elemendid on metallid ning omavad ühte elektroni välises elektronkihis. Seega peaksid nad kõik olema ühevalentsed ja enam-vähem sarnaste omadustega, kuid tegelikult on esimese rühma elemendid erinevate omaduste ja valentsidega. See tingib nende paigutamist elementide perioodilises süsteemis kahte alarühma: 1) põhirühma, kuhu kuuluvad: liitium (Li), naatrium (Na), kaalium (K), rubiidium (Rb) ja tseesium (Cs) ja 2) kõrvalrühma, kuhu kuuluvad: vask (Cu), hõbe (Ag) ja kuld (Au).

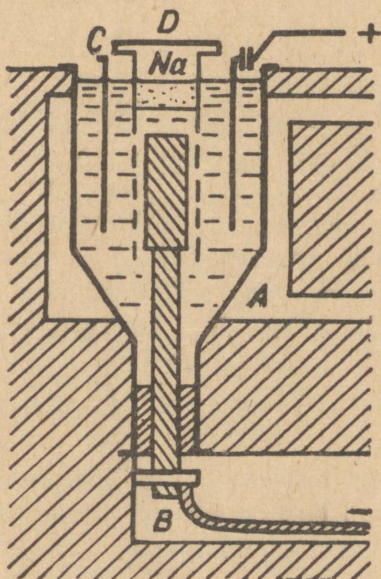
§ 17. Põhirühma — leelismetallide rühma ülevaade.

Tabel 3.

Elemendi sümbol	Erikaal	Sulamis- t°	Keemis- t°	Aatom- kaal	Aatom- number	Tuumalaeng	Üldine elektro- nide arv	Elektron- kihtide arv	Valents- elektro- nide arv	Positiivne valents	Metalliliste omaduste tõusu suund
Li	0,53	180	1330	6,94	3	+3	3	2	-1	+1	↓
Na	0,97	97,7	880	22,997	11	+11	11	3	-1	+1	
K	0,86	63,4	762	39,096	19	+19	19	4	-1	+1	
Rb	1,52	39,0	713	85,44	37	+37	37	5	-1	+1	
Cs	1,87	28,5	670	132,91	55	+55	55	6	-1	+1	

Leelismetallidega algavad väikeste (peale esimese) ja suurte perioodide paaritud read. Kõik leelismetallid on positiivselt ühevallentsed ja väga aktiivsed elemendid. Nad hapenduvad kergesti, seepärast, esinevad nad looduses ainult ühenditena.

Vaatamata leelismetallide suurele sarnasusele on neil ka erinevusi, mis on tingitud aatomkaalust ja tuumalaengust. Näi-



Joon. 3. Naatriumi saamise elektrolüüseri skeem.

teks Li, Na ja K hakkavad energiliselt hapenduma, põlem a, kui neid süüdata, Rb ja Cs süttivad aga õhus ise. A a t o m - k a a l u kasvamisega suureneb elemendi keemiline a k - t i i v s u s — kasvavad metallilised omadused.

Saamine, omadused ja kasutamine. Leelis-
metalle saadakse nende sulatatud alustest elektrolüüsi teel.

Seletus joonise nr. 3 juurde. Ahjus, mis on köetav kuumade gaasidega, on malmanum *A* sula alusega. Katoodiks on raudvarb *B*. Anoodiks on terasest või niklist silinder *C*. Katoodi ja anoodi vahel on nikkelvõrk *D*, mis takistab katoodil eralduva metalli sattumist anoodile. Katoodil eralduv sula metall kerkib aluse pinnale, kust ta aeg-ajalt vormidesse valatakse.

Protsesse, mis toimuvad elektrolüüsil, kujutame järgmiselt (*M* on leelismetall):

Vannis: 4OH^- ja 4M^+

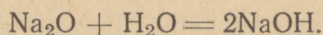
Anoodil: $4\text{OH}^- - 4e = 4\text{OH}$ $4\text{OH} = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

Katoodil: $4\text{M}^+ + 4e = 4\text{M}$

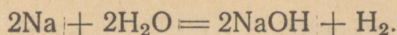
Elektrivoolu mõjul liiguvad positiivselt laetud ionid M^+ katoodile, kus neist elektronide juurdevõtmisel tekivad vabad metalli aatomid. Anoodile liiguvad negatiivselt laetud OH^- -ioonid. Oma elektronide äraandmisel tekivad neist neutraalsed OH -rühmad. Neutraalsed OH -rühmad ei saa vabalt esineda, vaid lagunevad kohe, andes vee ja vaba hapniku, mis eraldub anoodil.

Füüsikaliste omaduste poolest on kõik leelismetallid üksteisega väga sarnased. Nad on pehmed (noaga lõigatavad), hõbevalged, kerged metallid. (Füüsikalised konstandid on toodud tabelis 3.) Et nad õhu käes kiiresti hapenduvad, hoitakse neid vedelais süsivesinikes, nagu petrooleumis, bensiinis, bensoolis jne.

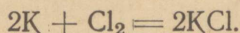
Õhu käes seistes reageerivad nad õhuniiskuse ja hapnikuga, kattudes aluse (NaOH , KOH) kihiga. Nende hapendid Na_2O , K_2O on aluseliste omadustega ja reageerivad veega, andes tugevaid vees lahustuvaid aluseid — leelisi, millest on tuletatud pearühma nimetuski.



Leelismetallid reageerivad energiliselt veega, tõrjudes viimast välja vesiniku:



Leelismetallid ühinevad otseselt halogeenidega, andes sooli:



Tuntumad, tüüpilisemad ja looduses levinumad leelismetallide rühma metallid on naatrium ja kaalium.

Naatriumi ja kaaliumi esinemine looduses ja nende tähtsamad ühendid.

Naatrium (keemiline märk Na, aatomkaal 22,99, aatomnumber 11) ja kaalium (keemiline märk K, aatomkaal 39,096, aatomnumber 19) kuuluvad laialt levinud elementide hulka. Maakooses leidub naatriumi u. 2,6% ja kaaliumi u. 2,4%.

Tähtsamad naatriumi ja kaaliumi looduslikud ühendid:

1) naatriumkloriid — NaCl — keedusool. Keedusoola leidub lahustunud olekus merevees kuni 2,7% ja soolajärvede vees kuni 27%. Kivisoolana moodustab ta kohati maakeral (Nõukogude Liidus, Poolas, Saksamaal jne.) suuri lademeid.

Nõukogude Liidu suured kivisoola leiukohad on Artemovkis, kus hinnatakse looduslikke tagavarasid 27,1 miljardile tonnile, Iletskis, kus soolatagavarasid hinnatakse 1,5 miljardile tonnile, Solikamskis ja paljudes teistes kohtades. Soolajärvedest on tähtsamad Baskuntšak ja Elton. Baskuntšaki järve tagavarasid hinnatakse 775 000 000 tonnile. Sool setib järve põhja, moodustades kohati kuni 40 m paksuse soolakihi. Kogu keedusoolatoodangust kasutatakse u. 60% maitseainena ja toiduainete konservimiseks ning u. 40% tööstuslikuks otstarbeks.

2) Naatriumsulfaat — $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — glaubrisool. Selle soola maailma suurimad tagavarad (6 miljardit tonni) leiduvad Kara-Bogaz-Goli lahes. Glaubrisool omab tööstuslikku

tähtsust klaasi- ja soodatööstuses. Temast valmistatakse ultramariini (sinet) ja arstiteaduses kasutatakse teda lahtistajana.

3) Naatriumkarbonaat — Na_2CO_3 — sooda. Leidub paljudes Lääne-Siberi järvedes ja Ameerikas. Soodat saadakse peamiselt sünteetiliselt. Omab suurt tööstuslikku tähtsust. Igapäevases elus kasutatakse puhastusvahendina.

4) Naatriumnitraat — NaNO_3 — tšiili salpeeter. Leidub Tšiilis. Kasutatakse väetusainena.

Kaaliumi sooladest on tähtsamad:

1) kaaliumkloriid, mis esineb looduses mineraal sülviniina — KCl , sülviniidina — $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ ja karnalliidina — $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Aastal 1925 võeti Nõukogude valitsuse otsusel Solikamski rajoonis prof. Preobraženski juhtimisel ette geoloogiline uuring ja avastati maailma suurimad kaalisoola lademed.

Solikamski lademeis vahelduvad sülviniidi-, karnalliidi- ja keedusoolakihid. Lademete paksus on kohati 90—220 meetrit. Solikamski rajooni kaaliumitagavarad (ümbes arvestatult K_2O -le) on 18 miljardit tonni, kuna kõikide teiste riikide tööstuslikud kaalisoola-tagavarad moodustavad kokku 4 miljardit tonni. Seega ainuüksi Solikamskis esinevad kaalisoola-tagavarad ületavad mitu korda maailma ülejäänud tagavarasid. Viimasel ajal on Nõukogude Liidus suured kaalisoolalademed avastatud veel Uural-Emba rajoonis Volga alamjooksul jm.

Suured kaalisoolalademed leiduvad veel Stassfurdis (arvatakse tagavarad 2500 miljonit tonni) ja Elsass-Lotringis (350 miljonit tonni). Surnumere kaalisoola-tagavarasid arvestatakse 1300 miljonile tonnile.

Nõukogude Liidu kaalisoola tootmine näitab pidevat tõusu, nagu nähtub järgnevaist andmeist.

Kaalisoola tootmine Nõukogude Liidus (tuh. tonnides):

1932. a. 191 tuh. t	1934. a. 1003 tuh. t	1936. a. 1797 tuh. t
1933. a. 303 „ „	1935. a. 1319 „ „	1937. a. 2400 „ „

Andmeist selgub, et 1937. a. võis Nõukogude Liit rikastada oma külvipinda 2,4 miljoni tonni kaalisoolaga. 1950. a. toodame kaalisoola 2,1 korda rohkem kui 1937. a. Seega tõuseb meie teraviljasaak uue viisaastaku lõpuks 127 miljoni tonnini aastas, kusjuures Nõukogude Eesti osa selles on 722 tuh. t.

2) Kaaliumkarbonaat — K_2CO_3 — potas. Esineb taimede tuhas (päevalille tuhk sisaldab kuni 55% potast) ja villarasvas. Kasutatakse klaasi- ja seebitööstuses, vähemal määral ka mujal.

3) Kaaliumnitraat — KNO_3 . Looduses leidub vähesel määral Indias ja Ungaris. Saadakse peamiselt kunstlikult. Kasutatakse püssirohu- ja raketitööstuses.

Peale looduslike ühendite omavad tööstuses ja igapäevases elus suurt tähtsust kaaliumi ja naatriumi seebikivi ($NaOH$ ja KOH). Neid saadakse elektrolüüsi teel lahustatud $NaCl$ -ist või KCl -ist.

Elektrolüüsi puhul toimuvad järgmised protsessid: vesi ja sool ioniseeruvad:

lahuses: ioonid Na^+ + Cl^- ja H^+ + OH^- ,

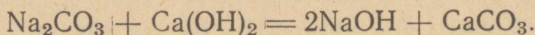
katoodil: Na^+ ja H^+ ; $2H^+ + 2e = 2H^0$; $2H = H_2$,

anoodil: Cl^- ja OH^- ; $2Cl^- - 2e = 2Cl^0 = Cl_2$.

Katoodile liiguvad positiivsed Na^+ - ja H^+ -ioonid. Vesinik seob enesega kiiremalt elektrone ja muutub neutraalseks vesinikuks, mis eraldub katoodil gaasina. See hävitab tasakaalu, mis oli H^+ ja OH^- vahel, ja uued veemolekulid dissotsieeruvad. Katoodi lähedale kogunevad naatriumi-ioonid.

Anoodil annavad Cl^- -ioonid kiiremini laengu ära kui OH^- -ioonid. Elektrolüüsi tulemusena kogunevad lahusesse Na^+ ja OH^- -ioonid. Lahus aurutatakse ja saadakse seebikivi.

Vähemal määral valmistatakse seebikivi sooda ja kustutatud lubja vastastikusel reageerimisel:



Rubiidium ja tseesium esinevad looduses väga piiratud hulkades, nad kuuluvad haruldaste metallide hulka.

§ 18. Kõrvalrühm — vaserühm.

Tabel 4.

Elemendi sümbol	Erikaal	Sulamis- t°	Keemis- t°	Atom- kaal	Atom- number	Tuumalaeng	Üldine elektro- nide arv	Elektron- kihtide arv	Valents- elektro- nide arv	Positiivne valents
Cu	8,93	1083	2560	63,57	29	+29	29	4	1	+1 ja +2
Ag	10,5	961	2180	107,88	47	+47	47	5	1	+1
Au	19,3	1064	2950	197,2	79	+79	79	6	1	+1 ja +3

Vaserühma kuuluvad kolm elementi: vask (Cu), hõbe (Ag) ja kuld (Au). Nende elementidega algavad suurte perioodide paaritud read.

Pearühma elementidega sarnanevad nad välise elektronikihi ehituse poolest: nad omavad ühte elektroni, mille nad võivad ära anda, moodustades ühendeid, kus nad esinevad positiivselt ühevalentsete metallidena. Ühevalentsed ühendid ei ole aga selle rühma elementidele (peale Ag) iseloomulikud. Vase puhul on näiteks palju iseloomulikumad ja püsivamad ühendid, kus vask on kahe-, kulla puhul aga ühendid, kus kuld on kolmevalentne.

Vaserühma elemendid võivad anda ühendeid, milles neil võib olla kord üks, kord teine valents. Selliseid elemente nimetame vahelduva valentsiga elementideks.

Ühevalentsete ühendite tekkimisel kaotavad vaserühma elemendid oma elektronid välisest elektronihist. Kahe- ja kolmevalentsete ühendite tekkimisel annavad nad elektrone ära veel eelviimasest elektronihist.

Vaserühma elementide aatomi ehitus erineb leelismetallide aatomi ehitusest selle poolest, et nende ioonide tekkimisest võtab osa ka eelviimane elektronkiht.

Et vaserühma elemendid asetsevad suurte perioodide paari- tute ridade algul, on nende metallilised omadused leelis- metallide omadest väiksemad.

Vaserühma metallid hapenduvad raskesti, kuid taanduvad kergesti. Looduses esinevad nad sageli (kuld ainult) ehedalt. Nad ei reageeri veega, nende alused on nõrkade aluseliste oma- dustega ega lahustu vees.

Vask (*Cuprum* — Cu, aatomkaal 63,6, aatom- number 29).

Et vaske leidub looduses ehedalt, on teda inimene tundnud ja kasutanud juba eelajaloolisest ajast saadik. Tähtsamad loo- duslikud vaseühendid on kalkopüriit — CuFeS_2 , vaseläik — Cu_2S , kupriit — Cu_2O ja malahhiit — $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$. Ehe- dalt leidub vaske Põhja-Ameerikas ja Uuralis, maakidena Põhja- ja Lõuna-Ameerikas, Aafrikas jm. Nõukogude Liidu loodus- likud vasetagavarad moodustavad 15% maailma vasetagavara- dest ja leiduvad peamiselt Uuralis, Kasahstanis ning Armeenia ja Usbeki NSV-s.

Vase tootmine, omadused ja kasuta- mine.

Hapnikku sisaldavatest maakidest (Cu_2O) saadakse vaske

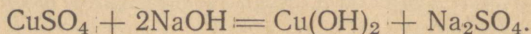
sõega taandamisel. Väävlit sisaldavate maakide ümbertöötamine on keeruline. Maak põletatakse, põletatud maak sulatakse lisanditega ning saadakse *t o o r v a s k*. Toorvask, milles leidub 2—3% teisi metalle (Zn, Ni, Fe, Pb, Ag ja Au), puhastatakse viimastest elektrolüüsi teel.

Puhas vask on pehme, kergesti valtsitav ja venitatav roosakaspunane metall. Ta on väga hea elektri- ja soojusejuht. Puhast vaske kasutatakse elektrijuhtmete valmistamiseks ja muuks otstarbeks (masinaosad, katlad, majapidamistarbed jne.). Ka kasutatakse vase sulameid, nagu valgevaske (Cu 68% ja Zn 32%), pronksi (Cu 90% ja Sn 10%) jt. Kõik vaseühendid on *m ü r g i s e d*, seepärast majapidamistarbed, mida kasutatakse toidu valmistamiseks, kaetakse inglistinaga.

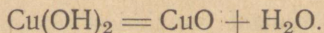
Kuivas õhus vask ei muutu, sest tema pinda katab õhuke hapendikiht, mis kaitseb metalli edasi hapendumast. Niiskes õhus kattub vase pind aluselise vaskkarbonaadi — $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$ — roheka kihiga. Lahjendatud sool- ja väävelhape ei mõju vasele. Kontsentreeritud väävelhappes (soojendamisel) ja lämmastikhappes vask lahustub.

Vask on positiivselt ühe- ja kahevalentne. Ühevalentse vase ühendid — kuproühendid — on ebapüsivad ja nende levik looduses väike. Neist võiks nimetada kupriiti — Cu_2O , mis on punane tahke aine.

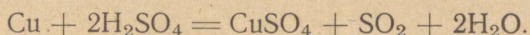
Kahevalentse vase ühendid — kupri- ehk *v a s k ü h e n d i d* — on püsivad ja leiavad praktilises elus laialdast kasutamist. Tähtsamad neist on: must vaskhapend — CuO , mis tekib vase kuumutamisel õhus; vasealus — Cu(OH)_2 , mida saadakse kahevalentsetest vasesooladest leeliste toimel:



See on ebapüsiv aine, mis soojendamisel laguneb vaskhapendiks ja veeks:



Vasevitriol ehk sinine silmakivi — $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — esineb siniste kristallidena. Teda saadakse vase lahustamisel kuumas kontsentreeritud väävelhappes:



Teda kasutatakse galvanoplastikas, mõningate mineraalvärvide valmistamisel, põllumajanduses kahjurite tõrjeks jne. Aluselist vaskkarbonaati — $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ — leidub looduses mineraal malahhiidina.

Hõbe (*Argentum* — Ag, a a t o m k a a l 107,88, a a t o m - n u m b e r 47).

Hõbedaga algab elementide perioodilise süsteemi teise suure perioodi paaritu rida.

Hõbedat leidub looduses ehedalt ja ühenditena, milledest tähtsamad on hõbedaläik (Ag_2S), mis peamiselt esineb ühes seatina, tsingi ja vasemaakidega, ning kloorhõbe (AgCl), mida leidub Põhja-Ameerikas, Austraalias, Hispaanias ja Nõukogude Liidus — Siberis, Kaukaasias, Uuralis jm.

Hõbe on pehme, hästi valtsitav, venitav, hõbevalge läikiv metall. Ta on kõige parem soojuse- ja elektrijuht.

Oma pehmuse tõttu kasutatakse hõbedat puhtal kujul väga harva. Temast valmistatakse peamiselt sulameid. Hõbedasisaldust sulamis märgitakse prooviga, mis näitab, mitu kaaluühikut hõbedat on sulami 1000 kaaluühikus. Nõukogude Liidus sagedamini kasutatav sulam sisaldab 87,5% hõbedat; tema proov on 875. Hõbedasulameid kasutatakse rahade, majapidamistarvete ja ehteasjade valmistamiseks.

Puhtas õhus hõbe ei muutu, ta ei hapendu. Väävelvesiniku mõjul, mida sageli esineb õhus, muutub hõbe mustaks, sest tema pinnale tekib must Ag_2S kirme. Lahjendatud HCl ja H_2SO_4 hõbedale ei mõju. Ta lahustub aga kuumas väävelhappes ja kuumas lämmastikhappes.

Ühendeis on hõbe enamasti ühevalentne. Halogeeni-dega annab ta sooli: AgCl , AgF , AgBr ja AgJ . Hõbeda halogeensoolad on väga valgustundlikud ning lagunevad valguse käes hõbeda eraldumisega, millel põhineb nende kasutamine fototehnikas. Lahustades hõbedat HNO_3 -ga saame AgNO_3 (põrgukivi), mis leiab laialdast kasutamist arstiteaduses.

Kuld (*Aurum* — Au, aatomkaal 197,2, aatomnumber 79).

Kuld asetseb kolmanda suure perioodi paaritu rea algul. Teda leidub looduses ainult ehedalt. Tähtsamad leiukohad on Nõukogude Liit, kes seisab kulla tootmise poolest esimesel kohal maailmas, Austraalia (seal on leitud maailma suurim kullatükk, mis kaalus 112 kg), Kalifornia jne.

Kuld on pehme, taotav, kollane metall. Temast valmistatakse mitmevärvilisi sulameid, näiteks punast sulamit vasest ja kullast, kollast — kullast ja hõbedast, rohelist — kullast ja vasest ning kadmiumist ja halli — platinast ja kullast. Kulla sulameid kasutatakse ehteasjade valmistamisel. Nad sisaldavad harilikult 58—90% kulda.

Ühendeis on kuld ühe- ja kolmevalentne. Happed kullale ei mõju. Ta lahustub ainult kuningvees. Kulla hapendeid (Au_2O ja Au_2O_3) saadakse ainult kaudsel teel. Esimene on aluseliste, teine amfoteersete omadustega.

Kõik kulla ühendid on ebapüsivad ja lagunevad, eraldades vaba metalli.

VII. Ülevaade perioodilise süsteemi II rühmast.

§ 19. II rühma üldine iseloomustus.

Perioodilise süsteemi II rühma lahtrites vasakul pool üksteise all olevad elemendid berüllium — Be, magneesium — Mg, kaltsium — Ca, strontsium — Sr, baarium — Ba ja raadium — Ra moodustavad põhirühma, sest siia kuuluvad elemendid on sarnased rühma tüüpilisemate elementide Ca, Sr ja Ba-ga.

Kõrvalrühma elemendid on tsink — Zn, kadmium — Cd ja elavhõbe (*Hydrargyrum*) — Hg. Nad kuuluvad suurte perioodide paarilistesse ridadesse ja erinevad seetõttu teataval määral põhirühma elementidest.

II rühma elementide aatomi ehituses valitseb suur ühtlus seetõttu, et siin kõikide elementide välises elektronkihis on 2 elektroni, millest tulenevad nende elementide positiivne valents ja metallilised omadused.

Kõrvalrühma elementide aatomi ehituse iseärasus seisab selles, et eelviimane elektronkiht on siin veel stabiliseerumata, mistõttu keemiliste reaktsioonide puhul ka sealt elektronid võivad lahkuda.

Aatomkaalu tõusu suunas nii põhi- kui ka kõrvalrühmas elementide metallilised omadused tõusevad. See on tingitud elektronkihtide suurenevast arvust, mis kutsub esile välises elektronkihis olevate elektronide ja tuuma vahelise kauguse suurenemise ning koos sellega valentsi määravate elektronide ja aatomituuma vahelise seose lõdvenemise.

§ 20. Põhirühma elementide (leelismuldmetallide) iseloomustus.

Põhirühma kuuluvaid elemente kaltsiumi, strontsiumi ja baariumi nimetatakse leelismuldmetallideks nende vahepealsete omaduste tõttu leelis- ja muldmetallide vahel. Seda nimetust laiendatakse tervele rühmale.

Vaadeldava põhirühma kaks esimest elementi — berüllium (Be) ja magneesium (Mg) — erinevad mitmeti järgnevast neljast elemendist (Ca, Sr, Ba, Ra). Berüllium läheneb omadustelt alumiiniumile, magneesium ilmutab teataval määral sarnasust tsingiga. Kõik leelismuldmetallid, välja arvatud berüllium, omavad selgesti väljakujunenud metallilisi omadusi. Vabalt on nad hõbevalged ained. Nende füüsikalised omadused on kokku võetud tabelis 5.

T a b e l 5.

Elemendi sümbol	Erikaal	Sulamis- t°	Keemis- t°	Aatom- kaal	Aatom- number	Tuumalaeng	Üldine elektro- nide arv	Elektron- kihtide arv	Valents- elektro- nide arv	Positiivne valents	Metalliliste omaduste tõusu suund
Be	1,82	1285	2970	9,02	4	+4	4	2	2	2	Be(OH) ₂ on amfo- teersete omadus- tega ↓
Mg	1,74	650	1102	24,32	12	+12	12	3	2	2	
Ca	1,55	851	1700	40,08	20	+20	20	4	2	2	
Sr	2,60	771	1640	87,63	38	+38	38	5	2	2	
Ba	3,60	704	1810	137,36	56	+56	56	6	2	2	
Ra	6	700	1800	226,05	83	+83	83	7	2	2	

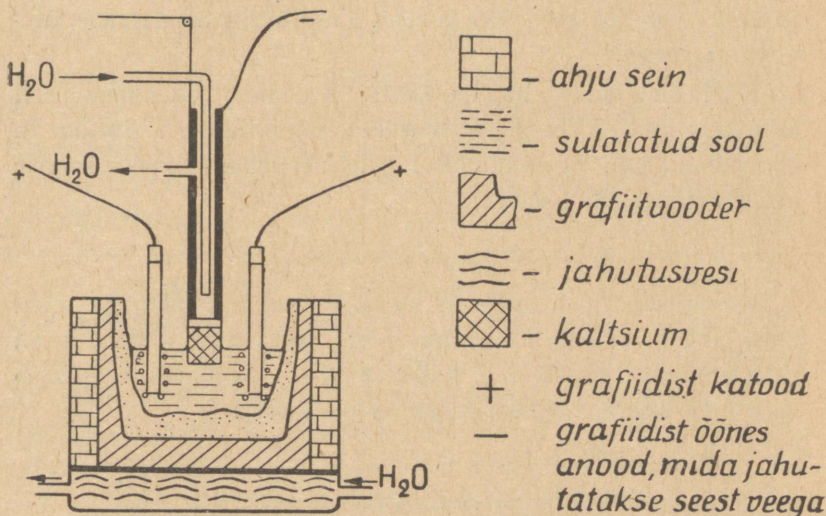
Looduses kõige levinumad ja inimese poolt kõige kasutatavamad leelismuldmetallid on kaltsium ja magneesium. Kaltsium on ühtlasi II rühma tüüpiline metall, mispärast vaatleme teda esimeses järjekorras.

§ 21. Kaltsium (*Calcium* — Ca, aatomkaal 40,1, aatomnumber 20).

Leidumine. Kaltsiumi leidub maakooses, kusjuures temale langeb 1,5% maakoort moodustavate elementide hul-

gast. Kaltsiumi ühendid esinevad sageli ulatuslike lademetena ja tervete mägedena. Kaltsiumi ühendeid leidub mullas, lahustunud olekus looduslikes vetes, loom- ja taimorganismides.

Looduses esinevatest ühenditest on tähtsamad: karbonaadid — kriit, paas, marmor, kaltsiit valemiga CaCO_3 , kaksiksool dolomiit — $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, sulfaatidest kips — $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$,



Joon. 4. Kaltsiumi elektrolüüs.

fosfaatidest fosforiit — $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ja väga mitmesugused silikaadid.

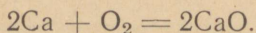
Saamine ja kasutamine. Kaltsiumi ühendeid tunti ja kasutati juba kauges minevikus, kuid vabalt sai kaltsiumi esmakordselt inglase Humphrey Davy 1808. a. üheaegselt strontsiumi, baariumi ja magneesiumiga.

Tänapäeval saadakse kaltsiumi elektrolüütilisel teel sulatatud ja veevabast kaltsiumkloriidist (CaCl_2) ja teda kasutatakse

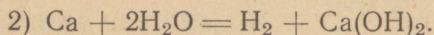
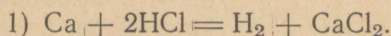
metallina sulamite valmistamiseks. Kaltsiumi sulam seatinaga (99% Pb) on väga vastupidav hõõrdumisele ja teda kasutatakse laagrite valamisel.

Elektrolüüsi toimetatakse ahjus, mille seinad on tulekindlast kividest, seest vooderdatud grafiidiga. Elektroodid on grafiidist. Ahi täidetakse veevaba CaCl_2 -ga ja juhitakse võimalikult madalal t° -l läbi elektrivool, mille pinge on 20—30 volti ja voolu tugevus kuni 500 amprit. Jahutamist teostatakse läbi-voolava veega.

Kaltsiumi omadused. Kaltsium on keemiliselt aktiivne aine. Õhu käes harilikul temperatuuril kattub ta hapendikorruga. Kuumutamisel põleb kaltsium punakaskollase leegiga kaltsiumhapendiks:



Kaltsium ühineb kergesti ka teiste mittemetallidega, näit. halogeenide, väevli ja lämmastikuga. Püsivates ühendites on kaltsium alati positiivselt kahevalentne. Kaltsium reageerib hapete ja veega, tõrjudes neist vesiniku välja:

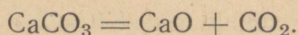


Kaltsiumi ühendid.

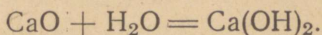
Praktiliselt tähtsamaks kaltsiumi ühendiks on kaltsiumhapend (CaO); igapäevases elus kutsutakse seda kustutamata lubjaks.

Kustutamata lubja saadakse looduslikest kaltsiumkarbonaatidest kuumutamise teel lubja põletamise ahjudes 900—1000° temperatuuril.

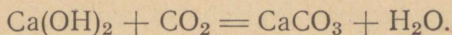
Ahjus tekib järgmine reaktsioon:



CaO on valge amorfne aine, mis veega reageerides tekitab kaltsiumaluse, mida igapäevases elus kutsutakse kustutatud lubjaks:



Ca(OH)₂ on valge tahke aine, mis lahustub vees vähesel määral, tekitades leelise. Kustutatud lubi ühineb kergesti süsihappegaasiga (CO₂), tekitades kaltsiumkarbonaadi:



Lubja tootmine ja kasutamine omab väga suurt tähtsust. Kiviseinte ehitamisel kasutame sideaineks lubjamörti. Lubjamördi saame lubja, liiva ja vee segamisel. Müüris lubi kuivab ja ühineb aegamööda õhus leiduva süsihappegaasiga kaltsiumkarbonaadiks, mis koostiselt on samasugune kui lubjakivi enne põletamist. Tekkiv kõva materjal seob ehituskivid kindlalt ühte. Kustutatud lubja (7%) ja liiva segust valmistatakse nn. silikaatkive. Neid kuumutatakse katlas auruga 8-at rõhumisel ligikaudu 10 tundi. Kuumutamise mõjul toimub lubja ja liivaterade vahel keemiline reaktsioon, kusjuures liivaterad lubjaga kindlamini liituvad kui mördiga. Vabaks jäänud lubi ühineb seismisel süsihappegaasiga.

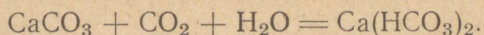
Kustutatud lubjal on sööbiv ja desinfitseeriv toime, mistõttu teda kasutatakse lautade ja muude nakkusohlike kohtade desinfitseerimiseks ja valgendamiseks.

Kaltsiumi sooladest on tähtsamad: CaCO₃ (kriit, paas, marmor, islandi pagu) kui ehitusmaterjal, lubja saamise tooraine, tahvlikriit, hambapulber (islandi pagu on optiliste riistade tähtis koostisosa); Ca(NO₃)₂ ja Ca₃(PO₄)₂ kui väetusained; CaCl₂ on hüdrokoopne aine, mida kasutatakse õhu ja gaaside kuivatamiseks ning teedel tolmu kinnipidamiseks.

CaSO₄ · 2H₂O (kips) — ehitusmaterjal ja väetusaine.

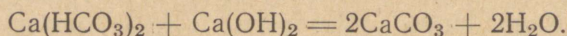
Ca soolade suure leviku tõttu looduses võib neid peaaegu alati leida looduslikes vetes. CaCO₃ on vees lahustamatu sool,

kuid ka tema satub veekogudesse süsihappegaasi lahustava toime tõttu:



Looduslikku vett, mis sisaldab rohkesti kaltsiumi- ja magneesiumisooli kaltsiumbikarbonaadi [$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$], kaltsiumsulfaadi [CaSO_4], magneesiumsulfaadi [MgSO_4] jne. näol, nimetatakse kargeks veeks. Karge vee keetmisel muutub vesi sogaseks. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ laguneb, eraldub CO_2 ja CaCO_3 sadestub nõu põhja ning seintele, tekitades kateldes «katlakivi». Karge vesi ei sobi katelde toiteveeks. Karge veega pesemisel kulub rohkem seepi, sest lubjaühendid tekitavad seebiga lahustumatu lubjaseebi, mis pesemisest osa ei võta.

Karget vett võib osaliselt pehmendada keetmise ja väljasadestunud ühendite kõrvaldamise teel. Keetmise asemel võib veele lisandada pehmendajaid [$\text{Ca}(\text{OH})_2$, NH_4OH , NaOH], mille toimel tekib vees lahustumatu kaltsiumkarbonaat:



Kipsi kõrvaldamine veest toimub vee keetmisel, sest CaSO_4 lahustuvus on kuumas vees väiksem kui külmas, ja ka sooda abil:



Siin tekivad lahustumatu CaCO_3 ja lahustuv Na_2SO_4 , mis katlakivi tekkimist ei põhjusta.

Kaltsiumiga väga sarnased on strontsium (Sr) ja baarium (Ba). Nad on kaltsiumiga võrreldes aktiivsemad. Neid saadakse analoogiliselt kaltsiumile. Nende ühendid — hapendid, alused ja soolad — omavad sarnasust kaltsiumi ühenditega. Erinevaks omaduseks, mis võimaldab Ca-d, Sr-i ja Ba-d eraldada, on põlemisel tekkiv leegi värvus. Kaltsiumil on see punakaskollane, strontsiumil karminpunane ja baariumil roheline. Nende sooli kasutatakse pürotehnikas.

Raadium — Ra, kuuludes Ca-ga ühisesse rühma, omab samuti II põhirühma iseloomustavaid jooni. Raadiumi ja selle ühendite omadustele lisandub aga omadus, mis puudub teistel samasse rühma kuuluvail elementidel, s. o. radioaktiivsus. Radioaktiivsus on nn. radioaktiivsete ainete aatomite lagunemise nähtus, mille tagajärjel tekivad uute elementide aatomid.

§ 22. Magneesium (*Magnesium* — Mg, aatomkaal 24,3, aatomnumber 12).

Magneesium on leelismuldmetallide seas põhirühma vähem iseloomustavate omadustega, sest tema metallilised omadused on nõrgemini välja kujunenud.

Magneesiumi leidumine ja saamine. Magneesiumi leidub maakooses 1,4%, peamiselt mineraalides magneesiidis — MgCO_3 , dolomiidis — $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$, kainiidis — $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ja karnalliidis — $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Karnalliidilademete poolest on eriti rikas Nõukogude Liit. Miljarditesse tonnidesse ulatuvad karnalliiditagavarad Solikamskis. MgCl_2 poolest on eriti rikas Eltoni järv. Tähtsust omavad veel looduslikud silikaadid — talk ja asbest. Magneesiumi saamisviis on sarnane kaltsiumi saamisviisiga.

Magneesiumi omadused, ühendid ja nende kasutamine.

Magneesium on õhu käes vähe muutuv metall, sest tema pinnale tekkiv hapendikord takistab teda edasi hapendumast. Vett lagundab Mg väga aeglaselt tema pinnale tekkiva vähe lahustuva $\text{Mg}(\text{OH})_2$ tõttu. Hapetest tõrjub Mg vesiniku välja. Alused magneesiumile ei mõju. Metallina kasutatakse magneesiumi sulamite valmistamisel. Tähtsaim sulam on elektron (kuni 80% Mg + Al + Zn + Cu + Sn + Mn). Elektron on väärtuslik sulam lennuki- ja autotööstuses. Magneesiumi põle-

misel tekkiv hele valgus leiab kasutamist fotoasjanduses ja pürotehnikas.

Ühenditest omab praktilist tähtsust MgO, mida saadakse MgCO₃ kuumutamisel. MgO on raskesti sulav valge pulber, millest valmistatakse tulekindlaid tiigleid, torusid ja telliskive.

Magneesiumi soolad on vajalikud taimedele toiduks, sest element Mg kuulub klorofüllü koostisse. Huvi pakub ka MgSO₄ · 7H₂O — kibesool, mis lahustub hästi vees ja erineb seega teistest leelismuldmetallide sooladest ning ilmutab sarnasust kõrvalrühma kuuluva ZnSO₄-ga.

§ 23. II rühma kõrvalrühma iseloomustus.

II rühma kõrvalrühma moodustavad tsink — Zn, kadmium — Cd ja elavhõbe — Hg. Nende tähtsamad omadused on esitatud tabelis 6. Sellest hoolimata, et ka kõrvalrühma elementidel puudub võime elektrone vastu võtta, on metallilised omadused siin palju nõrgemad kui põhirühmas. Kõrvalrühma elemendid on vähem aktiivsed, hapenduvad raskemini ega lagunda vett harilikul t^o-l. Nende hüdraadid on vees lahustumatud ja nõrgad alused. Zn(OH)₂ on isegi amfoteerne aine.

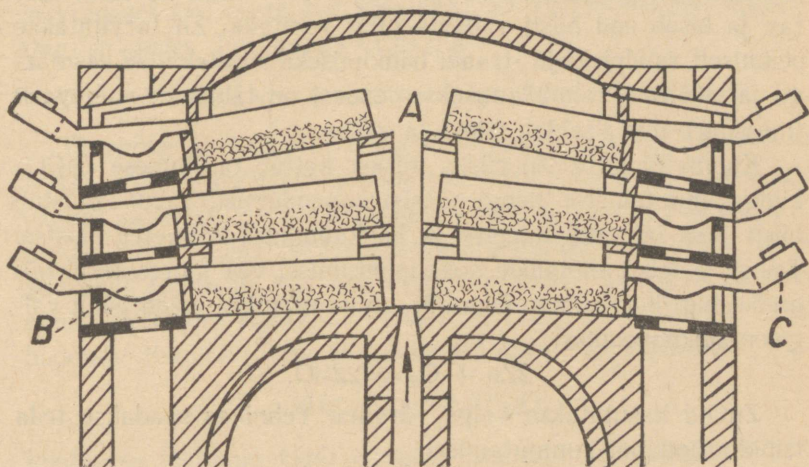
Tabel 6.

Elemendi sümbol	Erikaal	Sulamis- t ^o	Keemis- t ^o	Aatomkaal	Aatomnumber	Tuumalaeng	Üldine elektro- nide arv	Elektron- kihtide arv	Valents- elektro- nide arv	Positiivne valents	Metalliiste omaduste tõusu suund
Zn	7,1	419°	907°	65,38	30	+30	+30	4	2	+2	amfo- teerne metall
Cd	8,6	321°	767°	112,41	48	48	+48	5	2	+2	
Hg	13,6	-39°	357°	200,61	80	80	80	6	2	+2	↓

§ 24. Tsink (*Zincum*) — Zn, aatomkaal 65,38).

Leidumine ja saamine. Tähtsamad tsingimaagid on tsinkhelk — ZnS ja galmei — ZnCO₃. Tsingitagavarade

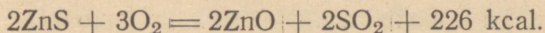
poolest on maakoos kaunis rikas. Tsinki leidub USA-s (I koht), Austraalias ja Euroopas. Nõukogude Liidus on uuritud aladest tsiingitagavarade poolest kõige rikkam Kasahstan. Tsinki lei-



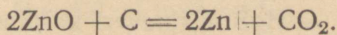
*A - retordid laetud ZnO ja C-ga
B - vedela Zn vastuvõtja
C - jahutaja*

Joon. 5. Tsiingi saamise seadeldis.

dub ka Uuralis, Altas ja Põhja-Kaukaasias. Tsiingi saamist teostatakse kahes järgus. Esmalt põletatakse maak õhus:



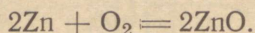
Edasi toimub tsiingi taandamine erilistes ahjudes:



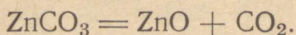
Tsingi omadused, ühendid ja nende kasutamine.

Tsink on sinakasvalge kristalse ehitusega metall. Harilikul t^o-l on valatud metall rabe. 100—150° vahel on tsink taotav ja laseb end hästi valtsida ning venitada. Zn tarvitatakse peamiselt raudpleki ja -traadi tsinkimiseks roostekaitse eesmärgil ja sulamite valmistamiseks; nendest on tähtsaim valgevask (messing), mis sisaldab tsinki ja vaske.

Kuivas õhus on Zn püsiv, niiskes kattub ta õhukese ZnCO₃ kihiga, mis takistab tsingi edasist hapendumist. Tsink lahustub hästi juba lahjades hapetes ja ka kuumades kangetes alustes. Tsingi ja teiste metallide kokkupuutumisel vee juuresolekul toimub tsingi korrosioon. Õhu käes kuumutamisel põleb tsink valgeks tsinkhapendiks:



ZnO-d kasutatakse valge värvina. Tehnikas saadakse teda tsinkkarbonaadi kuumutamisel:



Praktilist kasutamist leiab veel ZnCl₂, millega immutatatakse puitu mädanemise vastu ning puhastatakse metallipinda, taandades neil leiduvaid metallhapendeid.

Kadmium — Cd. Ta on tsingiga väga sarnane metall. Metallina kasutatakse teda elektrotehnikas, sulamite valmistamisel ja teiste metallide katmisel. Ühenditest on tähtis CdS, mis on tuntud kollase värvina.

§ 25. Elavhõbe (*Hydrargyrum*) — Hg, aatomkaal 200,6, aatomnumber 80).

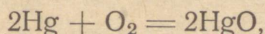
Leidumine ja saamine.

Elavhõbedat leidub looduses võrdlemisi vähe. Sagedamini esineb ta ühenditena, väga harva ehedalt. Tähtsaim elavhõbedamaak on kinnaver — HgS. Kinnaveri kasutatakse punase vär-

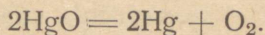
vina ja elavhõbeda saamiseks. Elavhõbeda saamine toimub erilistes ahjudes, kus väävel ära põleb ja elavhõbeda aurud tihendatakse jahutajas. Kinnaveri tähtsamad leiukohad on Hispaanias (80%). Nõukogude Liidus leidub elavhõbedat Ukrainas ja viimasel ajal on tehtud uusi avastusi Turkmenistanis Kopet-Dagi mägedes, Ferghanas ja mujal.

Elavhõbeda omadused ja kasutamine.

Elavhõbe on harilikul t^o-l ainuke vedel metall. Ta tahkub —39° t^o-l. Käsitletava kõrvalrühma metallidest on ta kõige vähem aktiivne. Ta annab kõige raskemini oma elektrone ära. Lahjendatud H₂SO₄ ja HCl, samuti ka alused ei mõju elavhõbedale. Elavhõbe lahustub kergesti HNO₃-s ja kuumutamisel kontsentreeritud H₂SO₄-s. Öhu käes elavhõbe harilikul t^o-l ei hapendu. Kestval kuumutamisel 300° ümber ta hapendub:



kuujuures tekkinud HgO edasisel kuumutamisel kõrgemal t^o-l uuesti laguneb:



Tuntakse ka elavhõbeda alahapendit — Hg₂O. See on must pulber. On kindlaks tehtud, et Hg aatomid ühendis Hg₂O on omavahel paarikaupa ühendatud: — Hg—Hg —, mis näitab, et elavhõbe ka siin on kahevalentne.

Metallid peale raua, nikli ja plaatina lahustuvad elavhõbedas, tekitades amalgaame. Neid kasutatakse peeglite valmistamisel, hammaste plombeerimisel jm. Elavhõbedat tarvitatakse termomeetrites, baromeetrites, elavhõbedapumpades, elektri-voolu elavhõbe-alaldajais, väärismetallide tööstuses jne.

Ühendid. Peale HgS omab praktilist tähtsust HgCl₂ — sublumaat, mis on väga mürgine ja mille 2%-list vesilahust kasutatakse desinfitseerimisel ja puidu immutamiseks. Elavhõbeda aurud ja ühendid on mürgised.

Ülesandeid.

1. Pildistamisel tarvitatakse fotograafias süütesegu, mille koostisse kuuluvad magneesium ja bertolee sool. Kirjutada reaktsioon ja selgitada, mis toimub segu põlemisel.

2. Kustutamata lubi sisaldab lisandina sageli paasi. Kuidas tõestada pae olemasolu?

3. On tähele pandud, et värskelt krohvitud majas esialgu, peale elama asumist, märguvad seinad, kuigi enne seda oli maja täiesti kuiv. Kui enne korterisse asumist lasta sütel lahtiselt hõõguda, siis eraldub niiskust vähem. Selgitada see nähtus.

4. Mitu grammi oma kaalust kaotab 46 g dolomiiti ($\text{CaCO}_3 \cdot \text{Mg CO}_3$) kuumutamisel kuni CO_2 lõpliku eraldumiseni?

5. Bariüütveega [$\text{Ba}(\text{OH})_2$ lahus] kaua seisnud pudel on kattunud seest valge kihiga. See kiht on vaja kõrvaldada. Milline valida selle kõrvaldamiseks kolmest ainest: veest, soolhapest ja väävelhapest? Miks?

VIII. Ülevaade perioodilise süsteemi III rühmast.

§ 26. III rühma üldine iseloomustus.

Perioodilise süsteemi kolmandas rühmas on 23 elementi, sest et siia peale tavalise 8—9 elemendi on paigutatud haruldased elemendid (lantaniidid), mis võtavad tabelis enda alla ühe lahtri.

Antud rühma tüüpilisteks elementideks on boor ja alumiinium, mille aatomite välises elektronkihis on kolm elektroni. Elektronkihi ehituse järgi liituvad nendega elemendid gallium, indium ja tallium. Seetõttu ühendatakse nad tihti kolmanda rühma ühte alarühma — põhirühma. Teist alarühma kolmandas rühmas nimetatakse kõrvalrühmaks. Kõrvalrühma moodustavad elemendid skandium, ütrium, aktiinium ja lantaniidid.

§ 27. III rühma põhirühma üldine iseloomustus.

Põhirühma elemente iseloomustab kolm elektroni välises elektronkihis, mispärast neil aluselised omadused avalduvad nõrgemini kui teise rühma elementidel. Tüüpilisemates ühendites on nad positiivselt kolmevalentsed. Aatomkaalu tõusuga suurenevad nende elementide metallilised omadused. Nii on boor mittemetall, alumiinium, gallium ja indium — hapendid ja samade elementide hüdraadid on amfoteersed; talliumi hapend omab eranditult aluselisi omadusi.

Praktika seisukohalt on kõige tähtsamad elemendid boor ja alumiinium. Teised elemendid kuuluvad haruldaste hulka ega leia peaaegu kasutamist.

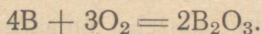
§ 28. Boor (*Boracium* — B, aatomkaal 10,82, aatomnumber 5).

Perioodilises tabelis asetseb boor kolmandas rühmas ja teises perioodis metallilise elemendi berülliumi ja mittemetallilise süsiniku vahel. Sellega on määratavad boori keemilised omadused: ta on väga nõrgalt kujunenud happeliste omadustega kolmevalentne mittemetall. Nii näiteks tekitab ta väga nõrga boorhappe — H_3BO_3 .

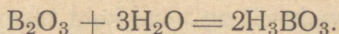
Looduses esineb element boor hapnikku sisaldavates ühendites väga väikestes hulkades. Maakoor sisaldab teda 0,001%. Boori tähtsamad looduslikud ühendid on boorhape — H_3BO_3 — ja mitmesugused boorhapete soolad, milledest kõige enam tuntud on booraks — $Na_2B_4O_7$. Boorhapet leidub vulkaaniliste alade allikates (Itaalias). Booraksi suured hulgad esinevad paljudes Kalifornia järvedes. Nõukogude Liidus avastati suured ja boorisalduse poolest rikkad maagid 1934. a. Inderski rajoonis Kasahstanis. Kaevandamine nimetatud leiukohtades rahuldab meie tööstust booriga. Kaukaasias, Pjatigorski lähedal, on paksud lademed mineraal datoliiti — $CaHBSiO_5$, mis sisaldab ligi 6% boori. Booraksina leidub boori Tamani ja Kertši poolsaare sopkade mudas.

Boor kujutab enesest punakaspruuni pulbrit, mis sulab vaid väga kõrgel temperatuuril (2400°).

Harilikes tingimustes on boor väga inertne. Kõrgel temperatuuril aga ühineb ta otse hapnikuga, klooriga, broomiga, väävliga ja lämmastikuga. Soojendamisel õhu käes 700° -ni süttib boor ja põleb, tekitades boorhappeanhüdrüüdi — B_2O_3 :

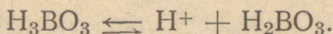


Boorhappeanhüdiid on värvitu klaasitaoline mass. Ta lahustub kergesti vees, tekitades boorhappe:



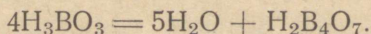
Boorhape on värvitu kristalne aine, mis lahustub vees vähe (ligi 4 g 100 osa vee kohta harilikes tingimustes).

Boorhappe dissotsiatsioon kulgeb happetüübi järgi:



Boorhape on lenduv, mispärast ta kergesti eraldub teiste hapete toimel, kui mõjume tema soolade lahustele. Boorhappe sooli nimetatakse *b o r a a t i d e k s*.

Peale boorhappe tuntakse veel tetraboorhapet, mida võib vaadelda kui produkti, mis on saadud viie molekuli vee eraldumisel neljast molekulist boorhapest:



Praktikas omab tähtsust tetraboorhappenaatriumi sool — booraks — $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Külmas vees lahustub see sool vähe (ligi 4 g 100 osa vee kohta). Soojustamisel kasvab soola lahustuvus tugevasti. Praktilise tähtsusega on ka boorhape, mida kasutatakse raudnõude emaileerimisel ja arstiteaduses. Booraksit kasutatakse klaasi-, keraamika-, naha-, paberi- ja teistes tööstustes.

§ 29. Alumiinium (*Aluminium* — Al, aatomkaal 27, aatomnumber 13).

Alumiiniumi asukoht perioodilises süsteemis. Alumiinium asetseb kolmandas rühmas metalli magneesiumi ja mittemetalli räni vahel. Alumiinium on selgesti väljakujunenud amfoteersete omadustega kolmevalentne metall.

Leidumine looduses. Alumiinium kuulub levinumate elementide hulka maakoos. Ta moodustab 7,3% kogu

maakoorest, kuuludes savide, põldpagude, vilgukivide ja teiste mineraalide koostisse. Alumiiniumhapend annab mineraal korundi, millel kõvaduselt on teine koht teemandi järel. Ka kalkivid safiir ja rubiin koosnevad alumiiniumhapendist, samuti smirgel (kasutatakse kivide lihvimisel, smirgelpaberi valmistamiseks).

Tähtsamad alumiiniumimaagid on krüoliit — $AlF_3 \cdot NaF$ ja boksiit — $Al_2O_3 \cdot 2H_2O$. Tänapäeval hakatakse Nõukogude Liidus alumiiniumi saama nefeliinidest, millede rikkalikke tagavarasid leidub Hibinõs.

Alumiiniumi saamine. Alumiiniumi sai esimesena Wöhler 1827. a. Et alumiinium asetseb pingerea äärmises pahempoolses osas, siis võib teda ühenditest taandada ainult metallidega, millede asukoht on temast pahemal pool, või siis elektrivoolu abil.

Möödunud sajandi 80-ndate aastateni saadi alumiiniumi alumiiniumkloriidi taandamisel naatriumiga ja tema tootmine oli väga kulukas.

Nii maksis XIX sajandi 50-ndatel aastatel 1 kg alumiiniumi 500 kuldrubla.

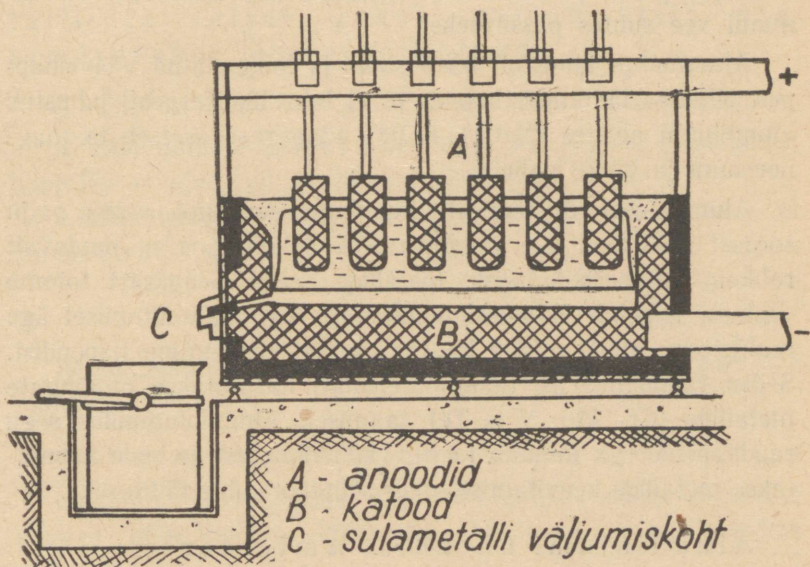
Tänapäeval saadakse alumiiniumi elektrolüüsi teel. Enne 1914.—1918. a. sõda maksis 1 kg alumiiniumi 1 rubla.

Suur raudplekist kast (elektrolüüser) joonisel 6 on vooderdatud söeplaatidega, mis täidavad katoodi ülesannet. Söest anoodid asetatakse elektrolüüserisse ülalt. Elektrolüüsitav alumiiniumhapend lahustatakse sulavas krüoliidis. Segu sulatamist teostatakse elektrivooluga. Krüoliidis lahustunud alumiiniumhapendit elektrolüüsitakse. Katioon Al^{+++} liigub katoodile, millele koondub sulatatud alumiinium, mida kogunenud hulgast olenevalt lastakse elektrolüüserist välja. Anoodil eraldub hapnik.

Revolutsiooneelsel Venemaal puudus alumiiniumitööstus. Alles nõukogude võimu ajal ehitati 1932. a. esimene alumii-

niiumivabrik ja 1935. a. seisis Nõukogude Liit alumiiniumi tootmise poolest kolmandal kohal maailmas.

Alumiiniumi omadused. Alumiinium on hõbevalge metall; erik. 2,7; sulamistemp. 658°; tal on kõrge elektrijuhtivus (0,6 vase elektrijuhtivusest).



Joon. 6. Alumiiniumi elektrolüüs.

Õhu käes kattub alumiinium silmapilkselt väga õhukese hapendikihiga (Al_2O_3), mis kaitseb teda edaspidise hapendumise eest. Sellest ongi tingitud alumiiniumesemete tuhm pind ja tema vastupidavus vee suhtes. Alumiiniumi kasutatakse sulamite näol lennuki- ja autotööstuses ning koduses majapidamises.

Õhu käes kuumutamisel peenestatud alumiinium põleb. Kuumutamisel ühineb ta ka väävliga. Harilikul temperatuuril ühi-

neb alumiinium kloori ja broomiga. Joodiga ühineb ta soojendamisel.

Vee suhtes on alumiinium täiesti vastupidav. Amalgaamitud alumiinium lagundab vett energiliselt.

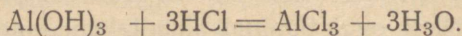
Viimane nähtus seletub sellega, et amalgaam vabastab alumiiniumi pinna pidevast hapendikihist, mis muudabki alumiiniumi vee suhtes passiivseks.

Alumiinium lahustub hästi sool- ja lahjendatud väävelhappes. Külmas lämmastikhappes ta ei lahustu. Kergesti lahustub alumiinium alustes (NaOH, KOH). Pingereas asetseb ta magneesiumi ja tsingi vahel.

Alumiiniumi ühinemisel hapnikuga vabaneb väga palju soojust (393 kcal ühe gramm-molekuli kohta), s. o. tunduvalt rohkem kui paljude teiste metallide puhul. Seepärast toimub vastava hapendi ja alumiiniumipulbri segu kuumutamisel äge reaktsioon, millega käib kaasas metalli eraldumine hapendist. Sellist taandamisviisi (aluminotermiat) kasutatakse mõningate metallide (Cr, Mn, V ja Te) saamisel. Alumiiniumipulbri segu raudhapenditega kannab termini nimetust ja seda kasutatakse metallide keevitamisel ning süütepommide täitmiseks.

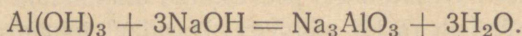
Alumiiniumi ühendid. Amfoteersus.

Alumiiniumhapend — Al_2O_3 — on vees lahustumatu, mis pärast alumiiniumhüdrosüüdi saadakse kaudsel teel sooladest. Alumiiniumhüdrosüüd (alumiiniumhapendi hüdraat) reageerib hapetega, tekitades sooli:



Selles reaktsioonis näitab $\text{Al}(\text{OH})_3$ aluse omadusi ja alumiinium ise etendab metalli osa.

$\text{Al}(\text{OH})_3$ reageerib ühtlasi ka alustega:



Na_3AlO_3 kuulub omadustelt soolade hulka. Antud reaktsioonis etendab $\text{Al}(\text{OH})_3$ happe osa, mispärast võime tema valemi kirjutada H_3AlO_3 .

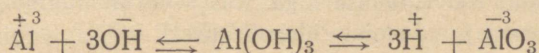
Ühendites Na_3AlO_3 ja H_3AlO_3 kuulub alumiinium happejäägi koostisse — AlO_3 — ja etendab mittemetalli osa.

Elemente, mis etendavad ühel juhul metalli ja teisel juhul mittemetalli osa, nimetatakse amfoteerseteks.

Alumiinium on amfoteerne element.

Alumiiniumhüdrosüüd, mis omab üheaegselt aluselisi ja happelisi omadusi, on amfoteerne (amfolüüt).

Alumiiniumhüdrosüüd lahustub teataval määral vees ja dissotsieerub järgmiselt:

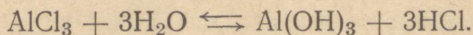


Alumiiniumhappe soolad kannavad aluminaatide nimetust.

Alumiiniumisoolade hüdrolüüs.

Alumiiniumisoolad kui nõrgalt aluselise elemendi soolad alluvad hüdrolüüsile. (Hüdrolüüs on soola ja vee vaheline reaktsioon.)

Nii näiteks on alumiiniumkloriidi lahuse reaktsioon happeline seetõttu, et see sool laguneb vee mõjul:



Hüdrolüüsi resultaadina saadakse nõrk alus ja tugev hape, mis dissotsieerub happelisi omadusi kandvateks vesiniku-ioonideks.

Alumiiniumisoolad.

a) Alumiiniumkloriidi — AlCl_3 — kasutatakse katalüsaatorina orgaanilistel sünteesidel. b) Alumiiniummaarjas —

$KAl(SO)_2 \cdot 12H_2O$ — on tehniliselt tähtis sool. Teda tarvita-
takse nahaparkimisel ja värvimistööstuses. c) Ultramariini —
sinist värvi — kasutatakse koduses majapidamises.

Ülesandeid.

1. Kirjutada Al põlemise reaktsioonid a) hapnikus, b) klooris,
c) väävliaurudes. Missugused muutused toimuvad kõikide kirjuta-
tud alumiiniumiaatomite struktuuris?

2. Kuidas saada alumiiniumhüdrosüüdi, lähtudes alumiiniumist?

3. Tulised alumiiniumiaaurud muutuvad õhu käes hapendiks, mille
koostis on: Al — 52%; O — 47,1%. Leida hapendi valem.

4. Kui suur ruumala vesinikku tekib normaalsetes tingimustes,
kui mõjume aluse liiaga 108 g alumiiniumile?

5. Alumiiniumi ja magneesiumi sulam lahustati soolhappes.
Lahusele lisati NaOH-lahuse liiga. Kus asub alumiinium, kas lahu-
ses või sademes, ja missuguse ühendi kujul?

IX. Ülevaade perioodilise süsteemi IV rühmast.

§ 30. IV rühma üldine iseloomustus.

Välise elektronikihi ehituse ja sellest tingitud elementide omaduste alusel on neljanda rühma elemendid paigutatud kahte rühma: 1) süsinikurühma (kõigil 4 valentselektroni): süsinik (C), räni (Si), germaanium (Ge), inglistina (Sn) ja seatina (Pb) ja 2) titaanirühma (kõigil 2 valentselektroni ja nad ei oma võimet oma välist elektronkihti täiendada 8 elektronini): titaan (Ti), tsirkoon (Zr), hafnium (Hf) ja toorium (Th). Põhirühma välise elektronikihi elektronide arvu (4) järgi võiks oletada, et selle rühma elementidel on võime liita enesega veel neli elektroni — negatiivne valents. Kuid need mittemetallilised omadused on iseloomulikud ainult rühma esimestele elementidele ja kahanevad järk-järgult aatomkaalu kasvamisega.

Positiivne valents — metallilised omadused — on iseloomulikud rea viimastele elementidele.

Seatinal ilmnevad tema mittemetallilised omadused ainult veel mõningais tema keemilistes omadustes (amfoteersus). Kui negatiivne valents on alati püsiv ja võrdub neljaga, siis positiivse valentsi kohta peab ütleva, et see on k o i k u v ja võib olla kas kaks või neli. Rühma esimestel elementidel (C ja Si) on püsivamad need ühendid, kus nad esinevad neljavalentseina (CO_2 ja SiO_2), kuna kahevalentsed ühendid (CO ja SiO) on ebapüsivad. Aatomkaalu kasvamisega kahaneb positiivselt neljavalentsete ühendite püsivus ja rühma viimasele elemendile.

(Pb) on iseloomulikumad need ühendid, kus ta on positiivselt kahevalentne. Positiivselt neljavalentse seatina ühendid (PbO_2) on ebapüsivad ja lagunevad-taanduvad kahevalentseiks ühendiks.

§ 31. Süsinik (*Carboneum* — C, aatomkaal 12, aatomnumber 6).

Süsinik on nii orgaanilise kui ka anorgaanilise looduse tähtsamaid elemente, moodustades u. 0,2% kogu maakera massist. Süsihappesool (CaCO_3) esineb looduses suurte lademetena pae, kriidi, marmori ja dolomiidi näol. Looduslikus vees esineb süsinik alati lahustunult kas süsihappesoolade või CO_2 kujul. Õhus leidub süsinikku CO_2 kujul ligikaudu 0,03%.

Süsiniku allotroopia. Süsinik esineb kolmes kujus. Kaks neist, teemant ja grafiit, on looduslikud ained, kuna süsiniku kolmas kuju — amorfne süsi — saadakse kunstlikult. Sellist nähtust, et üks element esineb mitmes erinevas lihtaine kujus, nimetatakse allotroopiaks ja selle elemendi eri kujusid tema allotroopseteks teisenditeks. Allotroopia võib olla tingitud kas aine erinevatest kristallstruktuuridest (nagu süsinikul) või sellest, et lihtaine molekul võib aatomite arvu poolest olla erinev (hapnik ja osoon).

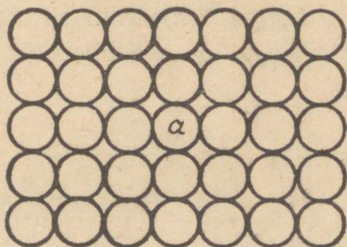
Teemant on värvusetu, väga kõva (10) kristalne aine. Teda kasutatakse tehnikas terase töötlemisel ja sügavpuurimisel, klaasi lõikamiseks jne.

Grafiit on tumehall, veidi metalse läikega pehme kristalne aine. Teda kasutatakse pliiatsi- ja keraamikatööstuses. Hea elektrijuhina leiab ta kasutamist elektrootodide valmistamisel. Et grafiidi süttimistemperatuur on kõrge, siis kasutatakse tema lehekujulisi kristalle määrdeõlide asemel seal, kus masinate töötamisel tekib kõrge temperatuur ja õlid võivad süttida.

Grafiidis ilmneb süsiniku amfoteersus: ta omab metalli läiget ja juhib hästi elektrit, nagu metallid.

Kõige püsivam süsiniku allotroopsetest kujudest on grafiit, seepärast muutuvad teemant või amorfne süsi kuumutamisel üle 1000° grafiidiks.

Amorfne süsi. Teda saadakse süsinikku sisaldavate ainete (puidu, luude, õlide, vere jpt.) utmisel. Puidusütt tarvitatakse mustas metallurgias ja mitmesugustes filtrites, kus tema kasutamine põhineb söe suurel adsorptsioonivõimel.



Joon. 7. Adsorptsiooni skeem.

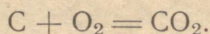
Adsorptsiooniks nimetatakse nähtust, kus üks aine neelab (hoiab kinni) oma pinnaga teiste ainete osakesi. Seda nähtust seletatakse järgmiselt. Kõik ained koosnevad osakestest (molekulidest, aatomitest, ionidest) (vt. joon. 7), mis omavad külgetõmbejõudu. Aine sisemiste osakeste külgetõmbejõud on tasakaalustatud teda ümbritsevate aineosakeste külgetõmbejõuga. Pindmistel aineosakestel on külgetõmbejõud vaid osaliselt tasakaalustatud ja teise aine osakestega kokku puutudes adsorbeerivad nad viimased. Adsorptsioonivõimet omavad peaaegu kõik ained. Sõel on ta tema urbse ehituse tõttu eriti suur. Sõe adsorptsioonivõimet võib tõsta, töödeldes teda ülekuumendatud veeauruga. Sellist sütt nimetatakse aktiveeritud söeks.

Luusüsi omab eriti suurt adsorptsioonivõimet. Teda kasutatakse piirituse-, suhkru- jt. tööstustes.

Tahma saadakse süsinikurikaste ainete (õlide, vaikude, naftaliini) põletamisel. Teda kasutatakse värvainete (trükimust, tušš jne.) ja kummitööstustes.

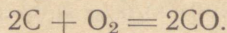
Süsiniku keemilised omadused. Süsinik on mittemetall. Harilikul temperatuuril on ta väheaktiivne aine. Temperatuuri tõusmisega kasvab süsiniku aktiivsus ja ta ühineb kergesti hapnikuga, taandades teisi aineid. Süsinik on hea taandaja ja sellel põhineb tema kasutamine metallurgias. Väga kõrgel temperatuuril ühineb ta vesiniku, räni, väävli ja metallidega. Metalli ühendeid süsinikuga nimetatakse karbiidideks.

Süsinik põleb:



Süsiniku ja hapniku ühendid. Süsiniku ja hapniku ühendeid on kaks:

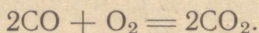
1) süsinikoksüüd — CO — ving, mis tekib süsiniku põlemisel väheses hapnikus:



Ving on värvusetu, lõhnatu, mürgine, õhust veidi kergem gaas. Vees lahustub ta vähe; veega ei reageeri.

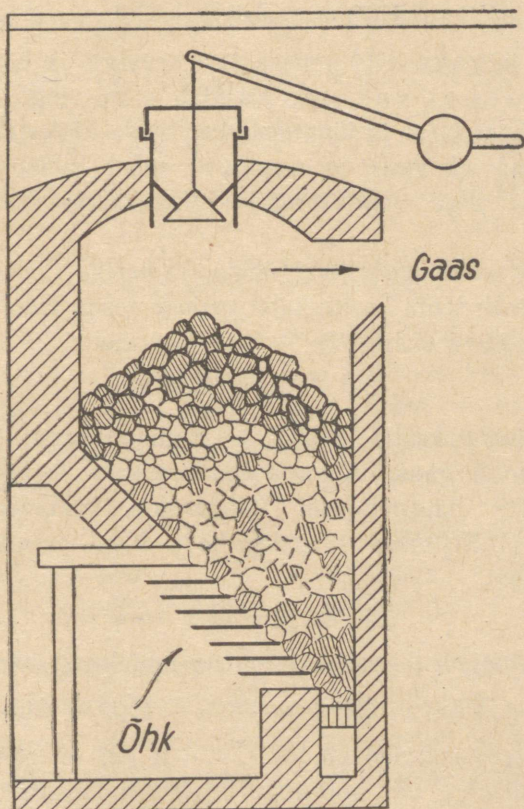
Et vingus on süsinik kahevalentne, siis ei ole see ühend püsiv. Tal on tung ühineda hapnikuga, taandades teised ained ja hapendudes ise püsivaks neljavalentseks süsinikuühendiks — süsihappegaasiks.

Ving põleb sinise leegiga süsihappegaasiks:



Vingu põlemisel tekib palju soojust, millel põhineb tema kasutamine küttegaasina: generaatori-, vesi- ja segagaasis.

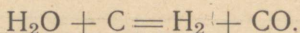
Generaatorigaasi koostis ruumala %-des on umbes järgmine: CO — 23, H₂ — 18, CH₄ — 2, CO₂ — 10 ja N₂ — 47; tema kütteväärtus on umbes 800—1400 kcal/m³.



Joon. 8. Gaasigeneraator.

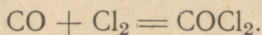
Teda saadakse vastavais ahjudes, generaatorites (vt. joon. 8).

Vesigaasi, kütteväärtusega 2900 kcal/m³, saadakse, juhtides ülekuumendatud veeauru läbi hõõguvate süte; seejuures süsinik hapendub osaliselt vee hapnikuga järgmise võrrandi järgi:

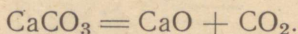


Vahel juhitakse läbi generaatori veeauru ja õhu segu. Nii saadakse segagaas, mis sisaldab peale vingu ja vesiniku veel süsihappegaasi ja lämmastikku. Peale küttegaasina tarvitamise omavad vesi- ja segagaas suurt tähtsust vesinikulämmastiku segu valmistamisel, mida kasutatakse NH₃ sünteesis.

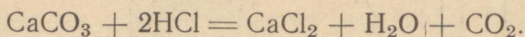
Et ving on ebapüsiv aine, ühineb ta kergesti teiste ainetega, millel põhineb tema kasutamine paljude teiste ainete sünteesis, näiteks fosgeeni saamisel:



2) Süsinikdioksüüd — CO₂ — süsihappegaas — on värvusetu ja lõhnatu gaas, 1,5 korda õhust raskem. Ta tekib orgaaniliste ainete hapendumisel (hingamine, mädanemine, põlemine jne.). Tehnikas saadakse teda kõrvalproduktina lubja põletamisel:



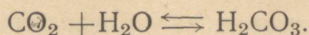
Laboratoorsel teel saadakse teda lubjakivist hapete toimel:



Süsihappegaas veeldub 15° C t^o-l ja 52,1 at rõhul värvuse-
tuks vedelikuks, mis aurumisel tardub lumesarnaseks aineks — süsihappelumeks (kuivaks jääks). See sublimeerub —78,5° C. «Kuiva jääd» kasutatakse kiiresti riknevate toiduainete säilitamisel ja arstiteaduses.

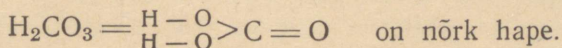
Süsihappegaasi kasutatakse sooda saamisel, tule kustutamisel seal, kus ei või tarvitada vett, karastavate jookide valmistamisel jne.

Süsihappegaas lahustub vees, andes veele veidi hapuka maitse, sest tema lahustumisel tekib süsihape. Reaktsioon on pöörduv:

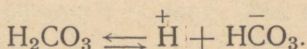


Seega on süsihappegaas süsihappe anhüdriid.

Süsihape ja tema soolad. Süsihape:



Vesilahuses on süsihape dissotsieerunud H^+ - ja HCO_3^- -ioonideks:



Kui kahealuseline hape annab ta kaks rida sooli: 1) normaalsed soolad — karbonaadid, kus mõlemad happe vesinikud on asendatud metalliga, ja 2) hapud soolad — vesinik-karbonaadid (bikarbonaadid), kus ainult üks happe vesinik on asendatud metalliga, näiteks:

karbonaadid:
 Na_2CO_3 — sooda
 CaCO_3 — paas

bikarbonaadid:
 NaHCO_3 — söögisooda
 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

Vees lahustuvad ainult leelismetallide ja ammooniumkarbonaadid ja mõned bikarbonaadid, nagu $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

Süsihappesoolad hüdrolüüsuvad vee toimel ja nende vesilahused omavad aluselisi omadusi. Sellel põhinebki nende kasutamine.

Süsihappesoolad ei ole püsivad ja lagunevad hapete ning kuumuse toimel.

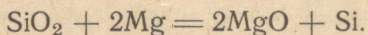
Süsihappe tähtsamad soolad on: 1) naatriumkarbonaat — $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, sooda; omab suurt tähtsust seebi-, klaasi-, paberi- ja muudes tööstusharudes ning koduses majapidamises;

- 2) söögisooda — NaHCO_3 , mida kasutatakse arstiteaduses;
- 3) Na_2CO_3 — kaltsineeritud sooda; 4) potas — K_2CO_3 ;
- 5) lubjakivi — CaCO_3 , mida leidub looduses paena, marmorina ja kriidina; kasutatakse ehitusmaterjalina ja tööstuses;
- 6) MgCO_3 esineb looduses mineraal magnesiidina; kasutatakse metallurgias, tulekindlate telliskivide valmistamiseks jne.;
- 7) malahhiit — $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu(OH)}_2$, jt.

§ 32. Räni (*Silicium* — Si, aatomkaal — 28, aatomnumber 14).

Räni moodustab 26% maakoore massist, olles leviku poolest maakoores teisel kohal. Räni sisaldavad paljud kivimid, nagu graniit, liiv, savi jne. Samuti esineb ta looma ja taime kehas.

Puhast räni saadakse ränihapendist — SiO_2 , taandades teda magneesiumiga:



Ränil on kaks allotroopset kuju: amorfne (pruunikas pulber) ja kristalne (hallikasmustad kristallid).

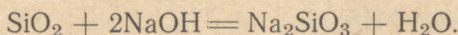
Räni on metalloid. Ühendeis on räni nagu süsinik positiivselt ja negatiivselt neljavalentne. Vesinikuga annab ta ühendeid — silaane. Lihtsaim neist, SiH_4 , on gaas, mis õhus kergesti süttib. Hapnikuga annab räni ühendi SiO_2 — ränihapendi ehk ränihappeanhüdriidi.

Ränihapend ja ränihape. Ränihapend esineb looduses amorfsel kujul ränitufina, mis koosneb ainuraksete loomade kodadest, ja kristalsel kujul, nagu mäekristall ja tema teisendid. Suured hulgad kristalset ränihapendit — kvartsi — esinevad liivana.

Ränihapend ei lahustu vees ega hapetes; temale mõjub ainult HF.

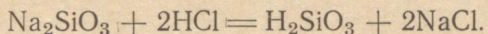
Et ränihapend ei reageeri vee ega hapetega, siis otseselt temast ränihapet ei saa. Ränihapet saame tema sooladest soolhappe toimetel.

Ränihappesoola — silikaadi — saamine:



Na-silikaat on vees lahustuv aine. Teda kasutatakse puidu ja riide tulekindlaks tegemiseks ning mitmesuguste kitide valmistamiseks. Teda tuntakse «vesiklaasi» nime all.

Mõjustades silikaati soolhappega saame:



Ränihape on valge sültjas mass, mis vees ei lahustu. Kui sültjast ränihapest eraldada suurem osa vett, siis tekib kõva, valge, väga urbne aine, mida kasutatakse tema suure adsorptsioonivõime tõttu mitmesugustes tööstusharudes.

Looduses vabalt ränihapet ei leidu. Ta esineb sooladena — silikaatidena, mis on looduses laialt levinud.

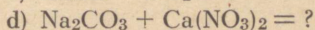
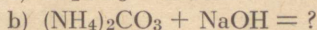
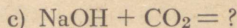
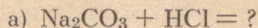
Tähtsamad looduslikud silikaadid on:

põldpagu	$\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2,$
vilgukivi (muskoviit) . .	$2\text{K}_2\text{O} \cdot 3\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O},$
kaoliin	$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O},$
asbest	$3\text{MgO} \cdot \text{CaO} \cdot 4\text{SiO}_2.$

Looduslikud silikaadid on tooraineiks kunstlike silikaatide (klaasi, tsemendi) ja keraamikatööstusele.

Ülesandeid.

1. Mitu liitrit süsihappesaasi tekib 500 g söögisoodast?
2. Kui palju glaubrisoola tekib 20 g seebikivist?
3. Kirjutada allpool antud reaktsioonide võrrandid molekulaarsel ja ioonsel kujul:



4. Kirjutada, millised reaktsioonid toimuvad „Minimaxi“ tarvitamisel, kui on teada, et ta on täidetud sooda ja H_2SO_4 -ga.

5. Selgitada, millised keemilised protsessid toimuvad krohvi kivilinisel.

6. 120 tonnist söest saadi vesigaas. Kui palju vett selleks kulus ja mitu m^3 gaasi tekkis?

X. Ulevaade perioodilise süsteemi V rühmast.

§ 33. V rühma üldine iseloomustus.

Perioodilise süsteemi V rühmas on 9 elementi. Põhirühmas asetsevad elemendid, mille välises elektronkihis on 5 elektroni. Need on: lämmastik, fosfor, arseen, antimon ja vismut. V rühma kõrvalrühma moodustavad elemendid vanaadium, niobium, tantaal ja protaktiinium.

Põhirühma üldine iseloomustus.

Viie välise elektroni olemasolu tõttu võrdub antud elementide positiivne valents viiega, negatiivne valents aga kolmega. Nad on mittemetallid, kuid nende tung liita endaga elektrone on nõrgem kui vastavatel elementidel VI ja VII rühmas. Elektronide äraandmine toimub kergemini, seepärast on nende ühendid hapnikuga püsivamad kui VI ja VII rühmas. Kõik see räägib sellest, et metallilisus on siin tugevam kui vastavatel elementidel VI ja VII rühmas. Aatomkaalu ja aatomituuma laengu suurenemisega suurenevad ka antud põhirühma metallilised omadused, kus suureneb ka vahemiste elektronkihtide arv. Nii ilmutab arseen (4 elektronkihti) mittemetallilisi omadusi, antimon (5 elektronkihti) — võrdsel määral nii mittemetallilisi kui ka metallilisi omadusi ja vismut on juba täiel määral metall.

Põhirühma elementide omadused on toodud alljärgnevas tabelis.

Tabel 7.

Elemendi sümbol	Aatomkaal	Aatomnumber	Tuumalaeng	Üldine elektrone arv	Elektronihide arv	Valents-elektrone arv	Positiivne valents	Negatiivne valents
N	14,008	7	+ 7	7	2	5	+5	- 3
P	30,98	15	+15	15	3	5	+5	- 3
As	74,91	33	+33	33	4	5	+5	- 3
Sb	121,76	51	+51	51	5	5	+5	- 3
Bi	209,0	83	+83	83	6	5	+5	- 3

§ 34. Lämmastik (*Nitrogenium* — N, aatomkaal 14, aatomnumber 7).

Avastamine. Esimesed vihjed lämmastikule kui iseseisvate ainele looduses kuuluvad Priestley'le (1772), kuid lämmastiku elementaarse loomuse tõestas Lavoisier, kes andis sellele elemendile ka nimetuse — *azot* (elutu).

Lämmastik looduses, tema saamine, omadused ja kasutamine.

Lämmastiku üldine hulk looduses moodustab 0,05%. Peamine hulk lämmastikust on koondunud atmosfääri, kus teda leidub ruumala järgi 78%. Keeruliste orgaaniliste ühendite — valkude näol kuulub lämmastik taimede ja loomade keha koostisse. Taimede ja loomade suremise ja nende jäänuste mädanemise tagajärjel tekivad lihtsamad lämmastikuühendid. Lämmastikku leidub pinnases väga mitmesuguste mineraalidena ja orgaaniliste ühenditena.

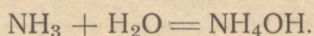
Lämmastikku saadakse õhust. Tehniliselt viiakse see läbi erilistes seadeldistes vedela õhu rektifitseerimisel. Niiviisi saadud lämmastik sisaldab vääriskaase.

Lämmastik on värvusetu ja lõhnatu gaas. Tema sulamistemperatuur on $-210,10^{\circ}\text{C}$, keemistemperatuur $-195,7^{\circ}$.

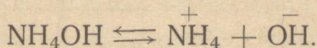
Lämmastiku molekul koosneb kahest aatomist — N_2 . Need aatomid on väga tugevasti teineteisega seotud, millega seletub lämmastiku inertsus. Temperatuuri tõstmine suurendab lämmastiku keemilist aktiivsust. Vaba lämmastikku kasutatakse elektrilampide täitmiseks, peamiselt aga ammoniaagi saamiseks.

Lämmastiku ühend vesinikuga. Ammoniaak — NH_3 . Ammoniaak on lämmastiku ühend vesinikuga. Teda saadakse sünteesi teel elementidest. Ammoniaak on iseloomuliku terava lõhnaga värvusetu gaas. Jahutamisel -33° -ni ta veeldub ja -78° t $^\circ$ -l muutub tahkeks värvusetuks kristalseks massiks. Ammoniaagi lahustuvus vees on suurem kui ühelgi teisel gaasil: üks ruumiühik vett neelab 0° t $^\circ$ -l ligi 1200, 20° t $^\circ$ -l ligi 700 ruumiühikut ammoniaaki. Müügil olev kontsentreeritud ammoniaagi vesilahus sisaldab 25% ammoniaaki, mille erikaal on 0,91.

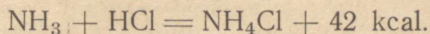
Ammoniaagi lahustumisel vees tekib keemiline reaktsioon, mille tagajärjel tekib ammooniumhüdrosüüd, mida igapäevases elus nimetatakse nuuskpiirituseks:



Selles ühendis rühm NH_4 kannab ammooniumi nimetust ja ta esineb ühevalentse metalli osas. Seepärast kulgeb ammooniumhüdrosüüdi ionisatsioon aluselise tüübi järgi:



Ammoniaagi reageerimisel hapetega tekivad soolad, kusjuures eraldub palju soojust. Nii tekib gaasilise NH_3 ja HCl vahelise reaktsiooni puhul sool:



Ammooniumi-ioon (NH_4^+) on värvusetu, nii nagu suurem osa ammooniumsooli. Kõik ammooniumsoolad on vees hästi lahustuvad ja tugevasti dissotsieeruvad.

Ammooniumiühenditel on suur praktiline tähtsus. Ammooniaaki kasutatakse peamiselt lämmastikhappe ja lämmastikväetiste valmistamiseks.

Ammooniumsooladest on kõige suurema tähtsusega ammooniumsulfaat — $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ — kui väärtuslik väetusaine. Samaks otstarbeks kasutatakse ka ammooniumnitraati — NH_4NO_3 . Ammooniumkloriid (salmiaak) — NH_4Cl — leiab kasutamist värvimistööstuses, galvaanilistes elementides ja jootmisel.

L ä m m a s t i k u ü h e n d i d h a p n i k u g a . L ä m m a s t i k t e k i t a b h a p n i k u g a k u u s h a p e n d i t :

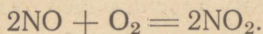
T a b e l 8 .

I		II		III	
N_2O	$\text{N}-\text{O}-\text{N}$	NO	$\text{N}=\text{O}$	N_2O_3	$\text{O}=\text{N}=\text{O}=\text{N}=\text{O}$
dilämmastik-oksüüd (lämmastik-alahapend)		lämmastikoksüüd (lämmastikhapend)		dilämmastik-trioksüüd (lämmastikushapend)	
gaas		gaas		vedelik	
IV		V		VI	
NO_2	$\text{O}=\text{N}=\text{O}$	N_2O_4	$\text{O}=\text{N}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$ $\text{O}=\text{O}$	N_2O_5	$\text{O}=\text{N}-\text{O}-\text{N}=\text{O}$ $\text{O}=\text{O}$
lämmastikoksüüd (lämmastik-kahelishapend)		dilämmastik-tetroksüüd (lämmastik-neljalis-hapend)		dilämmastik-pentoksüüd (lämmastik-viielis-hapend)	
gaas		vedelik		tahke aine	

Praktilise tähtsusega on nimetatud hapenditest NO , NO_2 ja N_2O_4 .

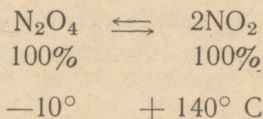
L ä m m a s t i k o k s ü ü d — NO . L ä m m a s t i k o k s ü ü d o n värvusetu gaas; vees lahustub ta väga vähesel määral. Teda

saadakse otse lämmastikust ja hapnikust elektrilaengu toimel. Seepärast tekib NO atmosfääris välgu tagajärjel. NO tekib ka mitmesuguste ainete hapendamisel lämmastikhappega. NO iseloomulikuks omaduseks on võime ilma soojendamata tekitada hapnikuga punakaspruuni gaasi — lämmastik-kahelishapendit — NO₂:

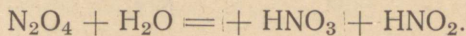


L ä m m a s t i k - k a h e l i s h a p e n d — NO₂ — on hapendaja. Erijuhtumina võiks nimetada teda kui väävlisgaasi hapendajat väävelhapendiks (SO₂ → SO₃), millele on rajatud väävelhappe saamise kambermenetlus.

Jahutamisel muutub NO₂ kollaseks vedelikuks, mis külmu-des tekitab värvusetuid kristalle koostisega N₂O₄, sulamistempe-ratuuriga — 10° C. Koos selle nähtusega tekib polümerisat-sioon: 2NO₂ ⇌ N₂O₄. Temperatuuri tõusuga lagunevad järk-järgult N₂O₄ molekulid, tekitades uuesti lämmastik-kahelisha-pendi:

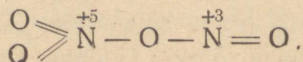


Vees lahustudes NO₂, õigemini N₂O₄ reageerib sellega, teki-tades lämmastik- ja lämmastikushappeid:

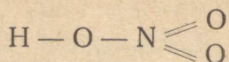


See reaktsioon on tänapäeval lämmastikhappe saamisel väga suure tähtsusega.

Lämmastik-neljalishapendile võib vaadata kui sega-anhüd-riidile, mille struktuurivalem on järgmine:

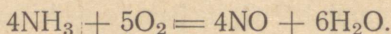


L ä m m a s t i k h a p e — HNO₃. Struktuurvalem



Lämmastikhape on lämmastiku tähtsaim ühend, sest tal on väga suur tähtsus tööstuses. Teda saadakse tšiili salpeetrist (NaNO₃), õhulämmastiku hapendamisel ja ammoniaagist. Tänapäeval kasutatakse peamiselt viimast saamisviisi.

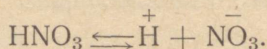
Lämmastikhappe tähtsaim saamisviis tänapäeval seisab ammoniaagi katalüütilisel hapendamisel õhuhapnikuga. Kui juhtida ammoniaaki koos küllaldase õhuga üle kuumendatud katalüsaatori 500° C t^o-l, siis tekib reaktsioon:



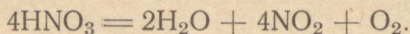
Lämmastikhapend hapendatakse lämmastik-kahelishapendiks, mis muudetakse edasi lämmastikhappeks.

Lämmastikhape on värvusetu vedelik; erik. 1,53; keeb +86° C; õhu käes «suitseb», sest tema aarud tihendavad õhu niiskust. Veega seguneb igas vahekorras. Müügil olev kontsentreeritud lämmastikhape sisaldab 68% lämmastikhapet; tema erikaal on 1,4.

Lämmastikhape kuulub tugevate hapete hulka. Lahjendatud lahuseis on ta täiesti dissotsieerunud ionideks $\overset{+}{\text{H}}$ ja $\overset{-}{\text{NO}_3}$:



Lämmastikhape on vähepüsiv, juba valguse mõjul ta laguneb:



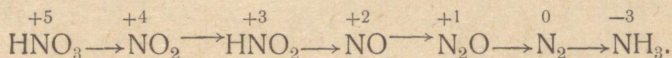
Mida kõrgem temperatuur ja mida kangem hape, seda kiiremini toimub lagunemine.

Lämmastikhape on tugev hapendaja. Järgmised katsed näitavad HNO₃ hapendavat toimet: 1) sinine indigo valastub HNO₃

toimel; 2) hõõguv süsi põleb edasi keevas lämmastikhappes; 3) tärpentin süttib väävel- ja lämmastikhappe segus jne.

Lämmastikhape kui energiline hapendaja mõjub paljudele metallidele ja mittemetallidele. Olenevalt hapenduvast elemendist ja happe kontsentratsioonist võib HNO_3 ise taanduda NO_2 -ks, NO -ks ja isegi NH_3 -ks.

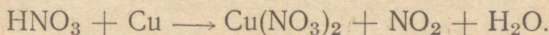
HNO_3 taandumine:



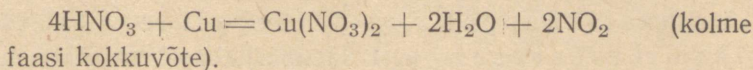
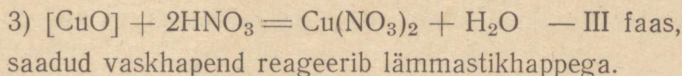
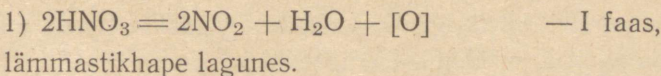
Näiteks taandub kange HNO_3 lämmastik-kahelishapendiks (NO_2) ja lahjendatud HNO_3 lämmastikhapendiks (NO), kui mõjume nendega vasele. Lahjendatud HNO_3 toimel metallidesse Zn , Mg jt. toimub lämmastikhappe taandumine kuni NH_3 -ni.

Selgitame öeldut reaktsioonidega.

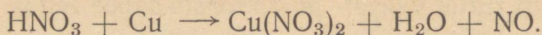
a) Kontsentreeritud HNO_3 toime vasesse:



Reaktsiooni kulg faasides:



b) Lahjendatud HNO₃ toime vasesse:

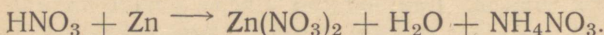


Reaktsiooni käik faasides:

- 1) $2\text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{O} + 2\text{NO} + [\text{3O}]$ — I faas.
 - 2) $3\text{Cu} + [\text{3O}] = [\text{3CuO}]$ — II faas.
 - 3) $[\text{3CuO}] + 6\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ — III faas.
-

$8\text{HNO}_3 + 3\text{Cu} = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}$ (kolme faasi kokkuvõte).

c) Lahjendatud HNO₃ toime aktiivsetesse metallidesse (Mg, Zn ja teised):



Reaktsiooni kulg faasides:

- 1) $8\text{HNO}_3 + 4\text{Zn} = 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + [\text{8H}]$ — I faas.
 - 2) $\text{HNO}_3 + [\text{8H}] = [\text{NH}_3] + 3\text{H}_2\text{O}$ — II faas.
 - 3) $[\text{NH}_3] + \text{HNO}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$ — III faas.
-

$10\text{HNO}_3 + 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (kolme faasi kokkuvõte).

Mittemetalle HNO₃-ga hapendades saadakse nende mittemetallide happed ja lämmastikhapped.

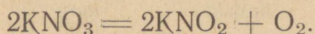
Raud ja alumiinium on kange HNO₃ suhtes passiivsed, lahjendatud happed lahustavad neid kergesti, kusjuures eralduvad lämmastikhapped. HNO₃ ei mõju kullale ja plaatinale, mis lahustuvad ainult kuningvees (ühe osa HNO₃ ja 3 osa HCl segu).

Lämmastikhappe kasutamine. Tänapäeval on lämmastikhappel esmajärguline tähtsus keemiatööstuses, sest lämmastikhape on lähteaineks

hinnatavatele väetusainetele ja tähtsatele lõhkeainetele. Peale selle on ta tarvilik sünteetiliste värvide, plastiliste masside, paljude ravimite, mürkainete jne. valmistamisel.

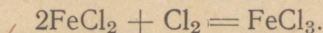
T ä h t s a m a d n i t r a a d i d . Lämmastikhappe soolad kannavad nitraatide nimetust. HNO_3 kui ühealuseline hape tekitab ainult normaalseid (keskseid) sooli. Na, K, NH_4 ja Ca nitraate kutsutakse salpeetriteks. Lämmastikhappe soolad on vees hästi lahustuvad ja tugevasti dissotsieerunud.

Nitraadid lagunevad kuumutamisel, eraldades hapnikku. Kui sulavasse salpeetrisse (KNO_3) selle kuumutamise jätkamisel visata tükk väävlit, siis süttib viimane ja põleb edasi salpeetrist eralduva hapniku kulul:



§ 35. Hapendus-taandusreaktsioonid.

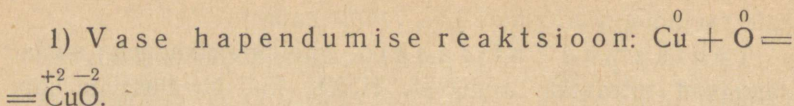
Esialgu mõisteti hapendumise all hapnikuga ühinemist. Hapniku eemaldamine kandis taandamise nimetust. Mõne aja pärast hapendumise ja taandumise mõistet laiendati. Hapendumise all mõisteti ka vesinikust vabanemist ja vesinikuga ühinejaid nimetati taandajateks. Sellele järgnevalt hakati hapendus-taandusreaktsioonide hulka paigutama ka selliseid, milledest hapnik ja vesinik otseselt osa ei võtnud, näiteks naatriumi ühinemist klooriga, mille tagajärjel tekib NaCl, samuti reaktsiooni, kus kloor ühineb ferrokloriidiga, tekitades ferrikloriidi sel alusel, et raud sel reaktsioonil muutub kahevalentsest kolmevalentseks:



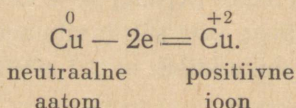
Ümberpöörduvalt, ferrikloriidi muutumist ferrokloriidiks nimetatakse taandumiseks (Fe valents väheneb).

Niiviisi muutusid mõisted «hapendumine» ja «taandumine» laialivalguvaks ja ainult elektroniteooria andis nähtusele täpse ning kindla mõiste.

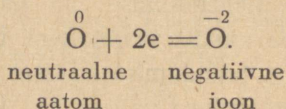
Vaatleme mõningaid reaktsioone elektroniõpetuse seisukohalt.



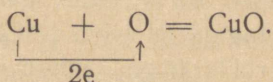
Võrrandi vasakul poolel on vask neutraalne, paremal poolel positiivselt kahevalentne. Elektron-neutraalse aatomi üleminek positiivselt kahevalentseks ioniks on seotud vase kahe elektroni äraandmisega:



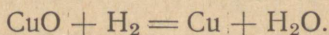
Elektron-neutraalne hapnikuaatom muutub vase hapendamisel negatiivselt kahevalentseks ioniks, võttes vaselt vastu 2 elektroni:



Järelikult seisab vase hapendumine tema kahe elektroni äraandmises hapnikule, mida kujutame järgmiselt:

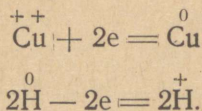


2) Vaatleme vaskhappendi taandamise reaktsiooni vesinikuga:

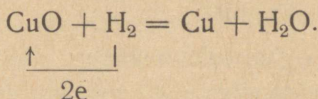


Vasakul pool võrrandit on vask positiivselt kahevalentne, paremal pool elektron-neutraalne. Järelikult reaktsioonis vaseioon liidab endaga 2 elektroni. Võrrandi vasakul poolel on vesinik neutraalne, paremal poolel positiivselt ühevalentne.

Järelikult kaotab vesinik reaktsiooni vältel ühe elektroni. Et aga vase-ioon võtab vastu 2 elektroni, siis peavad neid kaks vesinikuaatomit ära andma:



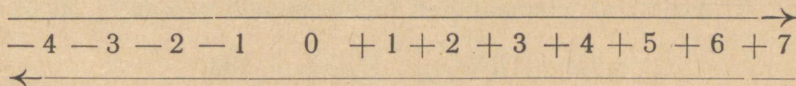
Vase taandumine seisab elektronide üleminekus vesinikuaatomitelt vase-ioonile, kusjuures vask taandub, vesinik aga hapendub:



Tuletus: hapendumine seisab selles, et aatomid või ioonid annavad elektrone ära; taandumine on elektronide vastuvõtt aatomite või ioonide poolt.

Hapendumisel ja taandumisel toimub valentsi muutumine, mida võib kujutada graafiliselt:

hapendumine — elektronide äraandmine



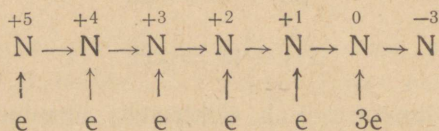
taandumine — elektronide liitmine

Iga hapendumine on üheaegselt seotud taandumisega. See pärast on keemias tänapäeval kokku lepitud nimetada kõiki reaktsioone milledes ühed aatomid või ioonid kaotavad elektrone, teised aga neid vastu võtavad, hapendus-taandusreaktsioonideks.

Aine, mis sisaldab hapenduvaid ioone, esineb taandajana.

Aine, mis sisaldab taanduvaid ioone, esineb hapendajana.

Nii näiteks on HNO_3 hapendaja, sest ta sisaldab ebapüsi-
vaid, kergesti taanduvaid viievalentseid $\overset{+5}{\text{N}}$ -ioone, mis elektrone
liites järk-järgult taanduvad $+4$ -, $+3$ -, $+2$ -, $+1$ -, 0 - ja isegi
 -3 -valentseteks ioonideks.



Et koostada hapendus-taandusreaktsioonide võrrandeid, tuleb silmas pidada järgmist:

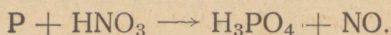
1. Hapendus-taandusreaktsioonides toimub hapendaja ja taandaja vahel elektronide vahetus. Juurdevõetud elektronide arv võrdub äraantud elektronide arvuga. Vabade elektronide eraldumist ei esine.

2. Elemendi aatomite ja ioonide üldarv võrrandi mõlemal poolel peab olema võrdne (aine jäävuse seadus).

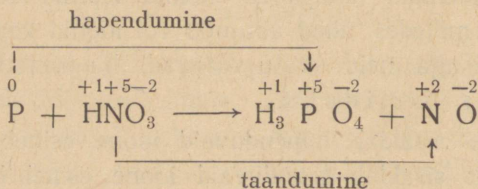
Tutvume hapendus-taandusreaktsioonide koostamisega näidete varal.

N ä i d e 1. Fosfori hapendamine lämmastikhappe abil.

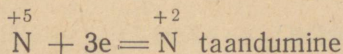
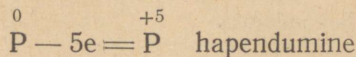
1) Kirjutame skemaatiliselt üles võrrandi:



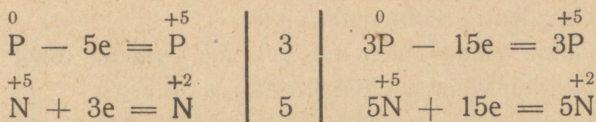
2) Vaatleme reaktsioonist osavõtivate aatomite ja ioonide laenguid ja teeme kindlaks, missugune aine hapendub ja mis-sugune taandub:



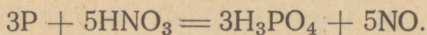
3) Võtame kokku, mitu elektroni annab ära fosforiaatom, minnes üle viievalentseks, ja kui palju elektrone võtab vastu viievalentne lämmastiku-ioon, minnes üle kahevalentseks:



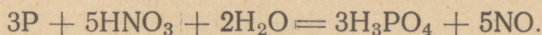
4) Et vabade elektronide eraldumist ei toimu, siis liituvad fosforiaatomitelt äraantavad elektronid lämmastikuga. Üldine elektronide arv, mis üle antakse ühtede aatomite poolt ja mida võtavad vastu teised aatomid, on võrdne vähima ühiskordsega elektronide arvude vahel, mida annab ära üks aatom fosforit ja võtab vastu lämmastiku-ioon. See arv on 15:



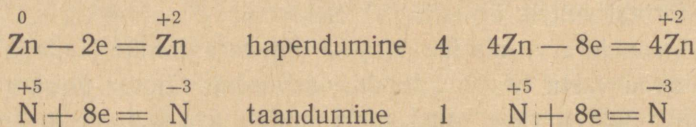
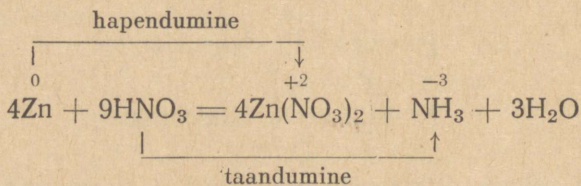
Koefitsiendid, mis seisavad aatomite ja ionide ees, kanname keemilistesse võrranditesse nende molekulide ette, mis neid ioone ja aatomeid sisaldavad:



5) Teised koefitsiendid saame, võttes kokku üksikute elementide aatomid võrrandi paremal ja vasakul poolel, sest vasakul võrrandi poolel puudub 4 aatomit vesinikku ja 2 aatomit hapnikku, mis tähendab seda, et on vaja võrrandi vasakule poolele sisse tuua kaks molekuli vett. Reaktsioon toimub vesilahuses ja vesi võtab reaktsioonist osa:



Näide 2. Tsingi hapendamine lahjendatud lämmastikhappega. Tsink taandab lämmastikhappe ammoniaagini, ise hapendub sealjuures lämmastikhappe soolaks:



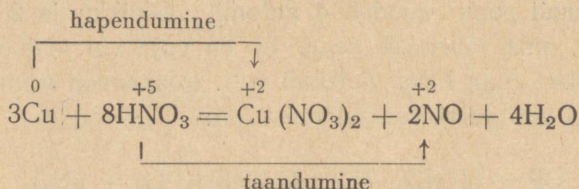
1. Tsingiaatom hapendub, andes ära 2 elektroni, mida vastu võtab viievalentne lämmastiku-ioon.

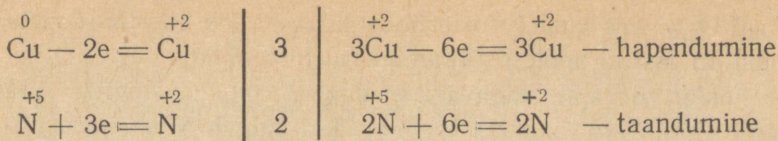
2. Üldine elektronide arv, mis üle antakse ühelt aatomilt teisele, võrdub vähima ühiskordsega, s. o. 8-ga.

3. Ioonide ette asetatud koefitsiendid kanname üle võrrandisse nende molekulide ette, mis neid ioone ja aatomeid sisaldavad. Enne aga on otstarbekohane tasakaalustada hapenduvad ja taanduvad elemendid, mis esinevad võrrandis ainult kahes valemis, s. t. esmalt tsink ja siis lämmastik.

4. Vesiniku- ja hapnikuaatomite liitmine võrrandis juhib tähelepanu vajadusele täiendada võrrandit 3 molekuli veega.

Näide 3. Vase hapendamine lahjendatud lämmastikhappega.

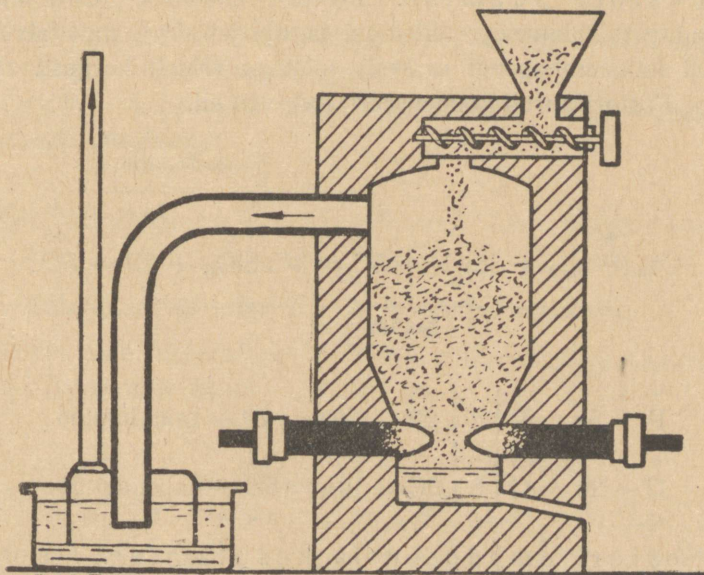




§ 36. Fosfor (*Phosphor* — P; aatomkaal 30,98, aatomnumber 15).

Fosfori avastas 1669. a. Brandt.

Fosfor looduses. Looduses esineb fosfor ühenditena. Ta moodustab 0,13% maakoore massist. Fosfori looduslikest ühenditest on kõige suurema tähtsusega trikalsiumfosfaat —



Joon. 9. Fosfori saamise seadeldis.

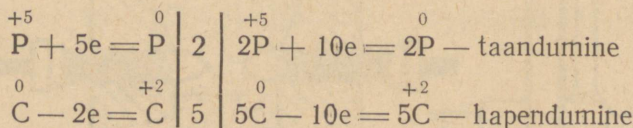
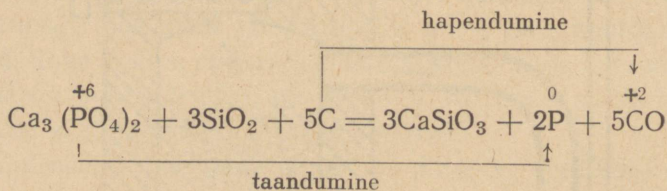
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, mis kuulub fosforiidide ja apatiitide koostisse. Apatiitid on fosfori poolest rikkamad kui fosforiidid.

Fosfori-tooraine tagavarade poolest on Nõukogude Liit väga rikas. 60% maailma tagavaradest langeb Nõukogude Liidule. Ülemaailmse tähtsusega apatiidi-leiukohad avastati NSV Liidu Teaduste Akadeemia juhtimisel 1923.—1929. a. Koola poolsaarel. Apatiititagavarad ulatuvad 2 miljardi tonnini. Fosforiidilademed asetsevad hajusalt üle kogu Nõukogude Liidu.

Leiukohad: Vjatka-Kama lademed, väga rikkalikud lademed Lõuna-Kasahstanis (Kara-Tau), lademed Kirovski ja Moskva lähedal, Nõukogude Eestis ja mujal.

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ esineb luukoe koostises. Fosfor kuulub ka paljude valkude koostisse ja viimaste kõdunemisel eraldub $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ näol.

Fosfori saamine. Fosforit saadakse fosforhappeühendite taandamise reaktsiooni tagajärjel. SiO_2 muudab tekkinud kaltsiumhapendi raskesti sulavast rübust kergesti sulavaks. Fosfori aurud kondenseeritakse vee all.

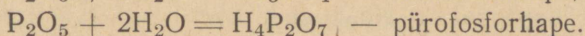
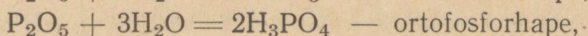
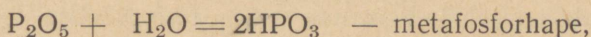


Fosfori omadused ja kasutamine. Fosfor on tahke aine ja esineb mitmel allotroopsel kujul. Ta on võimeline tekitama negatiivselt kolmevalentseid ja positiivselt kolme- ja

viievalentseid ioone ($\overset{-3}{\text{P}}$, $\overset{+3}{\text{P}}$, $\overset{+5}{\text{P}}$). Fosfor ühineb paljude elementidega. Vesinikuga fosfor otse ei ühine, kuid kaudselt võib saada ühendi valemiga PH_3 — fosforvesinik, mis on NH_3 analoog, kuid vähepüsiv.

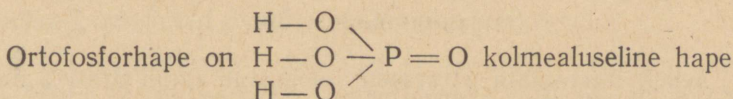
Hapnikuga ühineb fosfor otseselt, andes kaks hapendit: P_2O_3 ja P_2O_5 . Suuremat tähtsust omab fosforhappeanhüdriid — P_2O_5 , mis on valge lumesarnane kristalne mass. P_2O_5 neelab ahnelt vett ja teda kasutatakse vett siduva ainaena.

Vee ja fosforhappeanhüdriidi vastastikusel toimel võib tekkida kolm hapet:



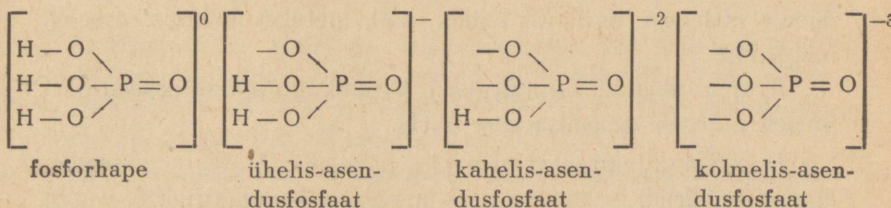
Hapetest on tähtsaim ortofosforhape, mida võib saada väävelhappe toimel $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ -sse.

Ortofosforhappe ehk lihtsalt fosforhappe soolad kannavad fosfaatide nimetust.



ja tekitab kolm rida sooli: ühe-, kahe- ja kolmealuselisi.

Kõrvutame fosforhappe — H_3PO_4 mitmesugused happejägid alljärgnevasse ritta:



Soolade nimetused, mis sisaldavad ülaltoodud happejääke:

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — monokaltsiumfosfaat — kõige enam vees lahustuv kaltsiumisool; kuulub superfosfaadi koostisse; on väetusaine.

CaHPO_4 — dikaltsiumfosfaat — vees raskesti lahustuv sool.

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ — trikaltsiumfosfaat — puhtas vees praktiliselt lahustumatu (1 osa soola lahustub 400 000 kaaluühikus vees).

Fosforit kasutatakse sõjaasjanduses suitsu tekitajana ja süütevahendina (P_2O_5 saamine) ning tuletikutööstuses. Fosforhappe sooli kasutatakse mineraalväetusainetena.

Revolutsioonieelne Venemaa seisis fosforväetise tootmise poolest 16. kohal maailmas. 1913. a. saadi 63 tuhat tonni superfosfaati. Tänapäeval on Nõukogude Liidul fosforväetiste tootmise alal üks esimesi kohti maailmas. 1950. a. ehitatakse Nõukogude Eestisse superfosfaadivabrik, mis toodab aastas 100 tuhat t väetusainet.

§ 37. Arseen (*Arsenicum* — As, aatomkaal 74,9, aatomnumber 33).

Sellele vaatamata, et arseen moodustab ainult 0,001% maa-koorest, leidub tema ühendeid peaaegu igal pool, kuigi väga väikestes hulkades. Väga harva esineb arseen ehedalt. Tähtsaimad looduslikud ühendid on realgaar (As_4S_4) ja auripigment (As_2S_3).

Nagu fosfor, esineb ka arseen mitmel allotroopsel kujul. Kõige püsivam neist on tahke, hall, metalse läikega arseeni allotroop.

Arseeni ühendid on mürgised. Vesinikuga annab arseen äärmiselt mürgise gaasilise aine AsH_3 .

Hapnikuga tekitab arseen kaks hapendit: As_2O_3 — arseenihapteenhüdriidi — ja As_2O_5 — arseenihapteenhüdriidi.

As_2O_3 on nii happeliste kui aluseliste omadustega.

As_2O_5 on happeliste omadustega anhüdriid. Temale vastavad kolm hapet — H_3AsO_4 , HAsO_3 , $\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$, s. o. orto-, meta- ja püroarseenhape. Ortoarseenhappe sooli nimetatakse ortoarsenaatideks ehk lihtsalt arsenaatideks.

Arseeni ühendeid kasutatakse peamiselt põllumajanduses, putukatõrjeks, sõjaasjanduses ja arstiteaduses.

§ 38. Antimon (*Stibium* — Sb, aatomkaal 121,76, aatomnumber 51).

Puhtal kujul on antimon metalse läikega ning omab soojuse- ja elektrijuhtivust. Teda kasutatakse peamiselt sulamites (babiitlaagrite valmistamisel, trükitähtede koostises jm.).

Vesinikuga tekitab antimon ühendi SbH_3 , mis on äärmiselt ebapüsiv. Hapnikuga annab antimon kaks hapendit — Sb_2O_3 ja Sb_2O_5 .

Sb_2O_3 — distiibiumtrioksüüd — on amfoterne hapend, kuid aluselised omadused avalduvad temas tugevamini.

Sb_2O_5 — distiibiumpentoksüüd — on antimonhappe anhüdriid. Tuntakse mitmesuguste antimonhapete sooli: metastiibium-, ortostiibium- ja pürostiibiumhapete (HSbO_3 , H_3SbO_4 , $\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_7$) sooli. Happed puhtal kujul on tänini veel saamata.

Ülesandeid.

1. Lämmastiku saamiseks laboratooriumis kasutatakse järgmisi võtteid: a) juhitakse õhku läbi torude, milles hõõguvad vaselaastud, b) lagundatakse ammooniumnitraati — $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow$. Mille poolest erinevad gaasid, mis tekivad esimesel ja teisel juhul?

2. Kuidas tõestada, et ammooniumkloriid (salmiaak) on ammooniumsool?

3. Leida ammoniaagi valem, kui on teada, et 1,02 g ammoniaaki, reageerides vaskhapendiga, andis 1,60 g vett ja 0,85 g lämmastikku.

4. Sõe toimele lahjendatud lämmastikhappesse eraldusid CO_2 ja NO . Kirjutada võrrand ja paigutada õigesti koefitsiendid.

5. Kui palju fosforit sisaldab 1 tonn apatiiti — $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$?

6. Granaat on täidetud 400 g valge fosforiga. Kui palju P_2O_5 eraldub selle granaadi lõhkemisel?

XI. Ülevaade perioodilise süsteemi VI rühmast.

§ 39. VI rühma üldine iseloomustus.

VI rühma kõige iseloomustavamad elemendid on hapnik (O) ja väävel (S). Nende omaga sarnase välise elektronihiga ja sellest tingitud sarnaste omadustega on seleen (Se), telluur (Te) ja poloonium (Po). Poloonium on radioaktiivne aine ja teda on võrdlemisi vähe uuritud. Nimetatud 5 elementi moodustavad VI põhirühma ja on nihutatud selles rühmas paremale poole. Vasakul pool asetseb VI rühma kõrvalrühm. Kõrvalrühma kuuluvad elemendid kroom (Cr), molübdeen (Mo), volfram (W) ja uraan (U).

Põhirühma iseloomustus.

Põhirühma iseloomustavad elemendid omavad välises elektronihis 6 elektroni. Seepärast on põhirühma kuuluvatel elementidel mittemetallilised omadused, sest liites enesega 2 elektroni muutuvad nad negatiivselt kahevalentseteks ioonideks, moodustades ühendeid vesinikuga ja metallidega. Kuid nimetatud elemendid võivad elektrone ka ära anda, muutudes positiivselt nelja- ja kuuevalentseteks ioonideks ning tekitades ühendeid hapnikuga.

Erandiks on vaid hapnik ise, mille 6 väliselektroni tuuma läheduse tõttu pole võimelised välisest elektronihist lahkuma. Hapnik on ainult negatiivselt kahevalentne.

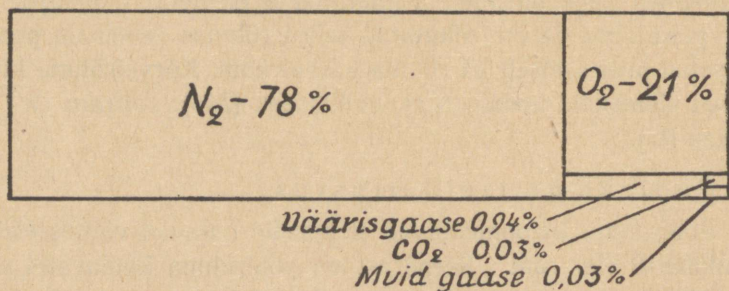
Seaduspäraselt muutuvad rühma elemendid järjekorra-
numbri tõusu suunas. Nii alaneb selles suunas neutraalsete aato-
mite hapendav toime ja kasvab negatiivselt laetud ionide taan-
damisvõime.

§ 40. Hapnik (*Oxygenium* — O, aatomkaal 16,
aatomnumber 8).

Hapniku leidumine ja saamine.

Kõige enam levinud element looduses on hapnik. Õhus lei-
dub teda vabalt, kusjuures ta moodustab mehaanilise segu
teiste õhus leiduvate gaasidega. Maakoos ja vees esineb hap-
nik seotult. Kõik elavad organismid sisaldavad hapnikku.

Õhu mahuline koosseis.



Joon. 10.

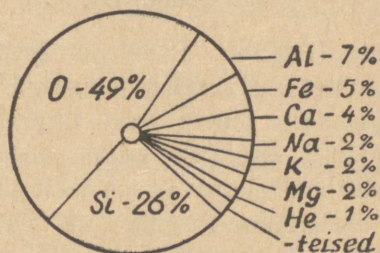
Hapniku avastas Scheele 1772. a. Tema tööd selle kohta
avaldati 1777. a. Priestley sai hapnikku elavhõbehapendit kuu-
mutades 1774. a. ja tema tööd avaldati enne Scheele'i omi.
Lavoisier, uurides põhjalikult hapniku omadusi, tegi kindlaks,
et hapnik on õhu koostisosa, ja andis sellele õhuosale nimetuse
Oxygenium.

Laboratoorsel teel saadakse hapnikku elavhõbehapendi ja bertolee soola lagundamisel.

Tehnilisteks otstarveteks saadakse hapnikku: 1) vedelast õhust selle rektifitseerimisel ja 2) veest elektrolüüsi teel. Vee elektrolüüsil saadud hapnik on lisanditest puhtam, kuid tema saamine on kulukas.

Hapniku omadused ja kasutamine. Hapnik on õhust veidi raskem, värvusetu, lõhnatu ja maitsetu gaas. 1 liiter kaalub 1,43 g; 1 liiter õhku kaalub 0° t^{-1} ja normaalsel

Elementide levik looduses.



Joon. 11.

rõhul 1,29 g. Hapnik lahustub vähesel määral vees (100 cm³ vees 4,9 cm³ O₂ normaalsel rõhul). Katsete tulemused näitavad, et puhtas hapnikus põlevad ained palju intensiivsemalt kui lämmastikuga segatud õhus. Lihtainete põlemisel hapnikus tekivad hapendid ehk oksüüdid. Hapendumisreaktsioone saadab soojusenergia vabanemine (reaktsioonid on eksotermilised).

Hapnik kuulub keemiliselt väga aktiivsete ainete hulka. Ta ühineb kõikide elementidega, välja arvatud null-rühma elemendid.

Hapendumisreaktsioonidel on looduse elus väga suur tähtsus. Elusorganismide hingamine on hapendumine, mille tagajärjel

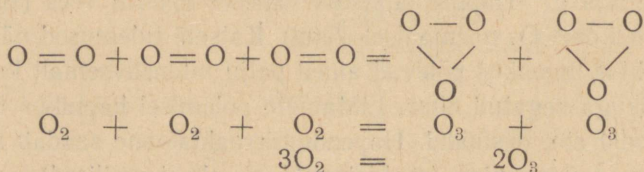
vabaneb vajalik energia. Samuti on hapendumisnähtus mädanemine, mille tagajärjel keerulised orgaanilised ained muutuvad lihtsamateks ühenditeks.

Hapnikku kasutatakse tehnikas kõrge temperatuuri saamiseks, nagu metallide autogeensel keevitamisel ja raskesti sulavate metallide ning ainete sulatamisel. Peale selle kasutatakse hapnikku allveelaevades, tuukri- ja gaasikaitsetööl, lennukis hingamiseks ning arstiteaduses uppunute ja gaasiga mürgistatute elustamisel. Vedel hapnik leiab kasutamist lõhkeainena mäetööstuses. Ta on tähtis aine keemiatööstuses hapendumisprotsesside teostamisel.

§ 41. Osoon, O₃.

Elektrisädemete läbimisel õhust on tunda iseloomulikku lõhna. Ch. Schönbein andis sellele õhus kui ka valge fosfori ning paljude orgaaniliste ainete (vaik, tärpentin) hapendumisprotsesside tagajärjel tekkivale gaasile nimetuseks osoon (1839). Hiljem tehti kindlaks, et osoon tekib puhtast hapnikust, mistõttu ta pidi materiaalselt sama aine olema, mis hapnik. Molekulkaalu määramisel ilmnes, et osooni molekul koosneb kolmest hapnikuaatomist ja vastab seega valemile O₃.

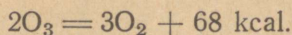
Skemaatilisel võime osooni tekkimist kujutada järgmiselt:



Toodud näitest järeldame, et aatomite hulga kasvamisega molekulis muutuvad molekuli kvalitatiivsed omadused.

Harilikul temperatuuril on O₃ sinakas, õhust raskem gaas, mis veeldub -112° C t^o-l. Vedel O₃ plahvatab kergesti.

O₃ lahustub vees paremini kui õhk. Harilikul temperatuuril on O₃ kaunis püsiv, soojendamisel aga laguneb ta kergesti hapnikuks:



O₃ lagunemisega käib kaasas 1¹/₂-kordne ruumala suurenemine.

O₃ on suuremates hulkades mürgine, väikestes kogustes aga mõjub ta värskendavalt. Osoonil on hapnikuga võrreldes palju suurem hapendamisvõime. O₃ mõjul kattub näit. läikiv hõbedapind musta hõbeülihapendi (Ag₂O₂) korruga, tärpentiniga immutatud paber süttib, paljud värvained kaotavad oma värvuse, hallitusseened ja paljud mikrokoopilised eod surevad. Nimetatud omaduste tõttu kasutatakse osooni hapendajana keemilistes reaktsioonides, vee osoneerimisel pisikute hävitamise sihiga, pleegitamiseks, lõhkeainena jne.

§ 42. Hapendid ja nende hüdraadid.

Hapendite saamine	I	Lihtaine ühinemisel hapnikuga: $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$
	II	Liitaine põlemisel: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
	III	Mõningate O-d sisaldavate ainete lagundamisel: $\text{CaCO}_3 = \text{CO}_2 + \text{CaO}$
	IV	Mitmesuguste reaktsioonide tagajärjel, milles reaktsioonist osavõtnud ained sisaldavad O-d: $2\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{C} = 2\text{SO}_2 + 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Hapendite füüsikalised omadused — erikaal, sulamis- ja keemistemperatuur jne. — on suurtes piirides kõikuvad. Agregaatoleku poolest on hapendid gaasilised (CO₂), vedelad (H₂O) ja tahked (CaO). Hapendite keemilised omadused on samuti väga

Soolatekitajad hapendid		Inertsed hapendid	Ulihapendid
Happelised hapendid $O = S = O$	Aluselised hapendid $Na - O - Na$	IV kl.	$H - O - O - H$
I kl.	II kl.	III kl.	V. kl
<p>Happeliste hapendite hüdraadid on hap- ped. Nad tekitavad 1) hapendite otsesel ühinemisel veega, näit. $SO_2 + H_2O =$ $= H_2SO_3$, või 2) kaud- selt: $Na_2SiO_3 + 2HCl$ $= 2NaCl + H_2SiO_3$.</p> <p>Happed muudavad si- nise lakmuspaberi punaseks, annavad alustega sooli. Hap- peliste hapendite olu- liseks tunnuseks on: nad annavad alustega sooli ega tekita neid hapetega. Happeliste hapendite hulka kuu- luvad mittemetallide hapendid kui ka mõ- nede kõrgeima va- lentsiga metallide ha- pendid (CrO_3, Mn_2O_7).</p>	<p>Aluseliste hapendite hüdraadid on alu- sed. Ainult aktiiv- sete metallide Na, K ja Ca hapendid, ühi- nedes otseselt veega, tekitavad aluseid, mille vesilahus on leelisene. Suurem osa aluselisi hapendeid ei reageeri veega. Nen- dele hapenditele vas- tavad hüdraadid teki- vad kaudselt leeliste mõjul vastavatele sooladele: $CuSO_4 +$ $+ 2NaOH = Cu(OH)_2$ $+ Na_2SO_4$.</p> <p>Aluselisi hapendeid tekitavad ainult me- tallid.</p>	<p>Need hapen- did ei rea- geeri veega otseselt ega kaudselt. Näit. NO.</p>	<p>H_2O_2 — vesiniküli- hapend ($H - O - O - O$ —H).</p> <p>Ulihapendite struktuuri iseärasus on see, et hapniku üks valents kuluta- takse hapnikkude omavaheliseks side- meks, teine aga ühi- neb hapendatava ele- mendiga ($H - O - O - O$ —H). Hapendite juu- res seovad kaks hapniku valentsi ala- ti hapenduvat ele- menti ($H - O - O - H$).</p>

mitmekesised. Ülevaate hapenditest võime saada, kui vaatleme vee toimet hapenditesse. Suurem osa hapendeid annab kas otse või kaudselt veega ühendeid, mida kutsutakse hüdraatideks.

Kuumutamisel peaaegu kõik hüdraadid lagunevad uuesti hapendiks ja veeks.

§ 43. Väävel (*Sulfurum* — S, aatomkaal 32 aatomnumber 16).

Leidumine. Väävlit tunti juba kauges minevikus. Alkeemikud pidasid teda looduse ühe põhilise aluse — põlemise — täiuslikemaks avalduseks. Maakoos leidub teda 0,3%. Väävel esineb looduses vabalt ja ühenditena. Tähtsamad vaba väävli leiukohad asetsevad USA-s Louisiana ja Texase osariigis, Euroopas — Sitsiilia saarel, Aasias — Jaapanis.

Alles 1925. a. nõukogude korra ajal avastati esimesed tootmiseks kõlblikud väävlilademed Turkestanis Kara-Kumi kõrbstepis ja hiljem tootmiskõlblikke lademeid Usbekistanis, Kaukaasias Kertši poolsaarel ja Volgamaal.

Väävli ühenditest on tähtsamad ühendid metallidega — sulfiidid: püriit — FeS_2 , vaseläik — Cu_2S , tsinkhelk — ZnS , seatinaläik — PbS , kinnaver — HgS jt., mida kasutatakse peamiselt vastavate metallide saamiseks. Vähema tähtsusega on väävelhappe soolad: kips — CaSO_4 ja MgSO_4 .

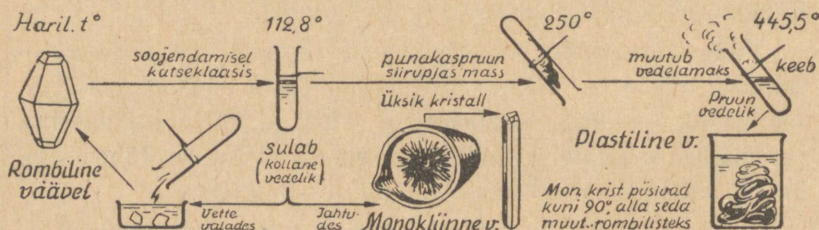
V ä ä v l i o m a d u s e d. Väävel on tahke rabe valkjaskollane aine. Müügil on ta tükkides ja peene pulbrina (väävelõis). Erikaal 2. Väävel vees ei lahustu, eetris ja piirituses lahustub vähe, hästi aga väävelsüsinikus — CS_2 .

Nagu näeme, esineb väävel mitmel allotroopsel kujul (rombiline, monokliinne ja plastiline). Väävli muutumist soojendamisel ja allotroopsust on püütud teaduses seletada. On korda läinud kindlaks määrata väävli molekulaal tahkes ole-

kus (nii rombilisel kui ka monokliinsel väävli). Sellest on saadud väävli molekulaarem S_8 . Siit saame teha järelduse: väävli kaks allotroopset kuju (rombiline ja monoklinne) ei olene erisugusest aatomite arvust molekulis, nagu see esines hapniku ja osoonil puhul. Väävli allotroopsus oleneb aatomite omavahelisest asetusest (struktuurist). Teiseks on kindlaks tehtud, et väävli aurudes kuni 800° -ni koosnevad molekulid 6 aatomist — S_6 ja üle 800° 2 aatomist — S_2 . Sula väävel koosneb arvatavasti molekulidest S_8 ja S_6 , mis omavahel on tasakaalus. Mida kõrgem on t° , seda enam tekib molekule S_6 , millega seletuvadki nähtused väävli kuumutamisel. Kürel jahtumisel ei jõua molekulid S_6 järsku muutuda molekulideks S_8 , mispärast tekibki plastiline väävel, mis alles seistes muutub kristalseks.

Väävli muutumist soojendamisel kujutab tabel:

Väävli muutumine soojendamisel



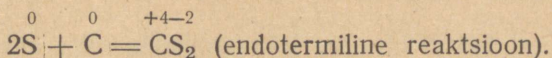
Keemiliste omaduste poolest kuulub väävel aktiivsete ainete hulka ja on tüüpiline mittemetall.

Paljude metallidega (Cu, Fe, Zn jt.) ühineb väävel eelsoo-

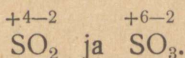
2e

jendamisel otseselt, näit. $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$ (reaktsioon on ekso-termiline).

Väävel ühineb ka peaaegu kõikide mittemetallidega, kuid vähem energiliselt:



Hapnikuga annab väävel mitu hapendit. Neist on tähtsamad



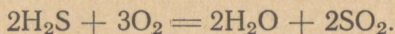
Vesinikuga tekitab väävel ühendi H_2S — väävelvesinik.

Väävli omadustest on tingitud tema saamine ja kasutamine.

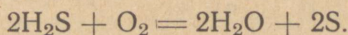
Väävlit kasutatakse «väävelõiena» taimekahjurite vastu võitlemisel (viinamarjaistandikes) ja kummi vulkaniseerimisel kummitööstuses. Kautšuki väärtuslikud omadused — sitkus ja vastupidavus — on saadud just väävli lisandamisel toorkautšukile (kui väävლისaldus on suur, siis saame eboniidi). Väävlit kasutatakse veel musta püssirohu, tikkude, ultramariini, väävelsüsiniku ja paljude teiste ainete valmistamisel. Eheda väävli poolest rikastel aladel kasutatakse väävlit ka väävelhappe sünteesiks ja arstiteaduses mitmesuguste väävlipreparaatide valmistamiseks.

Väävli ühendid. Väävelvesinik, H_2S , ja selle soolad. Väävelvesinikku leidub vulkaanilistes gaasides ja mineraalallikates. Teda saadakse kõrgel t° -l vesiniku ja väävli otsesel ühinemisel ja lahjendatud hapete toimel sulfiididesse.

H_2S on värvusetu, mädamuna lõhnaga, vees lahustuv, õhust veidi raskem gaas. Õhu käes põleb:

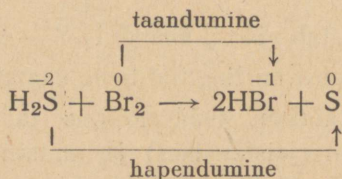


Kui jahutame külma esemega väävelvesiniku leeki, siis pole põlemine täielik ja reaktsioon kulgeb järgmiselt:



Väävelvesiniku vesilahus on nõrk hape, sest H_2S dissotsieerub vesilahuses vähe. Tekivad ioonid $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \overset{+}{\text{H}} + \overset{-}{\text{HS}}$ ja vähesel määral $\overset{-}{\text{HS}} \rightarrow \overset{+}{\text{H}} + \overset{-}{\text{S}}$. Väävelvesinik, olles kahealuseline hape, tekitab kaks rida sooli: normaalsooli, näit. Na_2S , ja hapusid sooli, NaHS .

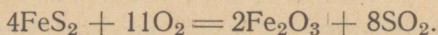
H_2S on suure taandamisvõimega, mis on tingitud ionide S olemasolust, millel on võime elektrone kergesti ära anda:



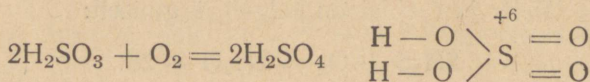
Väävelvesiniku sooli nimetatakse sulfiidideks. Neid saadakse väävli otsesel ühinemisel metallidega ja lahustuvatest sooladest, juhtides neisse väävelvesinikku.

Sulfiidid on oma lahustuvuse poolest väga mitmesugused. Seda sulfiidide omadust kasutatakse analüütilises keemias.

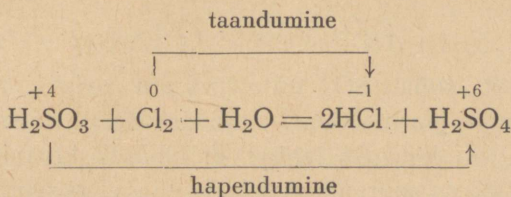
Väävli ühendid hapnikuga. Väävliisgaas — väävlihapend, SO_2 , tekib väävli põlemisel õhus. Tehnikas saadakse teda sulfiidide põletamisel:



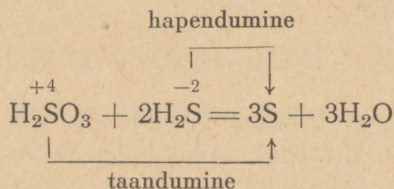
Väävliisgaas on terava lõhnaga, -10°C t^o-l veelduv gaas. SO_2 hävitab pisikuid ja hallitusseeni; ta pleegitab. Vedel SO_2 tekitab aurumisel madalat temperatuuri (kasutatakse külmutusseadeldistes). SO_2 lahustub vees, tekitades väävliishappe — H_2SO_3 ; $\begin{array}{l} \text{H}-\text{O} \\ \text{H}-\text{O} \end{array} \text{S}=\text{O}$. H_2SO_3 on nõrk kahealuseline hape, mis püsib ainult vesilahuses. H_2SO_3 hapendub kergesti:



Väevlishappe hapendumisvõimet kasutatakse teiste ainete taandamiseks, näiteks kloori taandamisel kloorvesinikuks:



Väevlishape võib ka ise hapendaja olla, näiteks tugeva taandaja H_2S suhtes.



Väevlishape kui kahealuseline hape annab 2 rida sooli:

I

II

1) normaalsoolad:

2) hapud soolad:

Na_2SO_3 — naatriumsulfit

NaHSO_3 — naatriumbisulfit

CaSO_3 — kaltsiumsulfit

$\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ — kaltsiumbisulfit

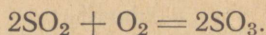
Väevlishappe soolad tekivad väevlishappe ja vastava aluse vastastikusel toimel.

H_2SO_3 soolad omavad samuti kui hape taandamisvõimet, mispärast nad leiavad praktilist kasutamist. Näiteks kasutatakse NaHSO_3 antikloorina, sest ta taandab kloori kloorvesinikuks.

$\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ kasutatakse sulfitpaberi valmistamisel.

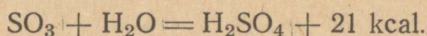
V ä ä v e l h a p e n d — SO_3 . Väevlishapend — SO_2 — hapendub hapniku toimel äärmiselt aeglaselt, mispärast väevel-

hapendi — SO_3 — saamiseks kasutatakse katalüsaatoreid (Pt, V_2O_5 jt.). Katalüsaatorite kaasabil tekib reaktsioon:



Keemiliselt puhas SO_3 on värvusetu vedelik, mis seistes vähese niiskuse juuresolekul muutub siidikiude meenutavateks kristallideks. On kindlaks tehtud, et kiuliselt kristalne väävelhapend on 2 korda suurema molekulkaaluga kui vedel SO_3 , mis-
pärast teda märgitakse valemiga S_2O_6 .

Väävelhapend ühineb energiliselt soojust eraldades veega, tekitades väävelhappe:



V ä ä v e l h a p e. Puhas 100%-line väävelhappe on õlitaoline vedelik, erik. 1,84, k.-t. 338° . Müügil olev H_2SO_4 on 96,5%-line. Tehniline H_2SO_4 on lisandite tõttu pruun. Rahvasuus kutsutakse H_2SO_4 lõngaõliks. Väävelhappe võib eneses lahustada rohkesti väävelhapendit. Selline lahus kannab o l e u m i nimetust. Transpordikulude kokkuhoidmisel on oleumil suur tähtsus, sest koha-
peal veega oleumi lahjendades võime saada soovitava kangusega happe.

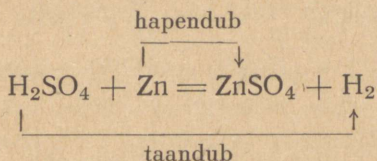
Väävelhappe lahustub vees igas vahekorras. Puhta H_2SO_4 sisaldus lahjendatud hapetes määratakse kindlaks tema erikaalu määramise kaudu, mis toimub harilikult areomeetrite abil. Kui segada väävelhapet veega, vabaneb palju soojust, mis näitab, et vee ja väävelhappe vahel toimub eksotermiline reaktsioon. On kindlaks tehtud, et vee toimel H_2SO_4 -sse teki-
vad väävelhappe ühendid veega — hüdraadid $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

Kontsentreeritud väävelhappe neelab endasse õhust veeauru. Seetõttu kasutatakse väävelhapet õhu kuivatamiseks kuivatus-
nõudes (eksikaatorites). Kontsentreeritud väävelhappe on sööbiv

aine, mispärast teda väga ettevaatlikult tuleb käidelda. Puutükk, riie, paber või suhkur muutuvad väävelhappes mustaks — nad söestuvad. Väävelhape võtab orgaaniliselt ainelt vee koostisosad — vesiniku ja hapniku — ning jätab järele peamiselt süsiniku.

Väävelhappe toime metallidesse. Reaktsioonid väävelhappe ja metallide vahel on hapendumisreaktsioonid, kusjuures lahjendatud happe puhul on hapendajaks vesiniku-ioon — H^+ . Vesiniku-ioon võib aga hapendada enesest aktiivsemaid metalle, s. t. metalle, mis pingereas asetsevad vasakul pool. Metallidele, mis asetsevad pingereas vesinikust paremal pool, lahjendatud hape ei mõju.

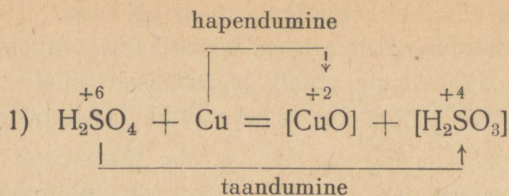
Reaktsioon lahja happe puhul:



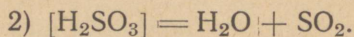
Kui lahjendatud hape ja metalli vastastikusel toimel tekivad uued keemilised ühendid, siis ütleme, et metall lahustub happes. Pingereas vesinikust vasakul seisvad metallid lahustuvad lahjendatud H_2SO_4 -s.

Kontsentreeritud külm väävelhappe metallidega ei reageeri.

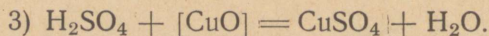
Kontsentreeritud ja soojendatud hape mõjub metallidele, kusjuures vesinik ei vabane (ei taandu), sest hapendajaks on positiivselt kuuevalentne väävel. S^{+6} võtab elektrone vastu, hapendab metalli ja taandub ise positiivseks neljavalentseks väävliks S^{+4} :



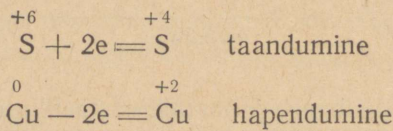
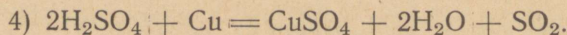
Väävlishape laguneb otsekohe.



Edasi kulgeb reaktsioon happe ja aluselise hapendi (CuO) vahel.



Kokkuvõttes kulgeb reaktsioon järgmiselt:



Väävlishappe soolad. Kui kahealuseline hape tekitab H₂SO₄ kaks rida sooli:

1) normaalsoolad — sulfaadid:

CaSO₄ — kips; kasutatakse side- ja väetusainena.

MgSO₄ — kibesool; kasutatakse arstiteaduses kõhulahtistajana.

CuSO₄ · 5H₂O — vasksulfaat (-vitriol); kasutatakse värvimisel ja põllukahjurite vastu.

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — raudsulfaat (-vitriol); kasutatakse puidu immutamiseks ja tindi valmistamisel.

2) hapud soolad — bisulfaadid:

NaHSO_4 — naatriumbisulfaat.

$\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ — kaltsiumbisulfaat.

Kaksiksooladest on tähtsad maarjad, mida kasutatakse parkimisel ja värvimistööstuses. Näit.:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ — alumiiniummaarjas.

$\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ — kroommaarjas.

V ä ä v e l h a p p e t ä h t s u s k e e m i a t ö ö s t u s e s .

Väävelhape on tähtsaim ja tarvilikum aine keemiatööstuses. Tema tähtsust võiks võrrelda raua tähtsusega mehhaanikatööstuses. Väävelhape on tooraine, mille abil toodetakse teisi tarvilikke aineid. Väävelhapet kasutatakse teiste hapete ja paljude soolade valmistamisel. Teda kasutatakse kunstväetiste, lõhkeainete, eetri-, värvainete, paberi-, kunstiidi-, suhkru- ja nahatööstuses. Samuti kasutatakse teda bensiini, petrooleumi ja määrideõlide puhastamisel, happeakudes, galvanotehnikas jne. Väävelhappe tootmise tõusutee Nõukogude Liidus väljendub järgmistes arvudes:

Aastad	1913	1932	1936	1940
Väävelhappe tuhandetes tonnides	121	552	1208	2057

Võrreldes 1913. aastaga tõusis väävelhappe toodang 1940. a. 17-kordselt. Ainult kolm Nõukogude Liidu väävelhappevabrikut — Konstantinovski Stalini-nimeline, Nevski ja Voznessenski — andsid 1936. a. 353 tuhat tonni väävelhapet, s. o. 3 korda rohkem kui revolutsioonieelne Venemaa.

Neljanda stalinliku viisaastaku jooksul, 1950. aastaks, tõuseb väävelhappe toodang 1,5-kordselt. Nõukogude Eestis on plaanis ette nähtud ehitada väävelhappevabrik, mis toodab aastas 40 tuhat tonni väävelhapet.

Seni on esimene koht väävelhappe tootmises USA käes, kes tootis 1943. a. 81 miljonit tonni väävelhapet.

Tähtsamad väävelhappe tööstuslikud saamisviisid on:

1) kontaktmenetlus, 2) kambermenetlus ja 3) tornmenetlus. Kõigil nimetatud menetlustel on tähtis 1) SO_2 saamine (väävli või sulfiidide põletamisel erilistes ahjudes), 2) SO_2 hapendamine SO_3 -ks. Mainitud kolmest menetlusest kasutatakse Nõukogude Liidus kõige enam tornmenetlust.

Teistest põhirühma elementidest on tuntumad seleen ja telluur. Keemiliste omaduste poolest on nad sarnased väävliga. Seleen leiab praktilist kasutamist optiliste riistade — fotomeetrite valmistamisel, sest temal on eriline omadus seda enam elektrit juhtida, mida tugevamalt ta on valgustatud.

§ 44. VI rühma kõrvalrühm.

Kõrvalrühma kuuluvad elemendid Cr, Mo, W ja U asetsevad suurte perioodide paarisarvulistes ridades. Nende aatomite välises elektronihis on 2 elektroni, sellele järgnevas aga 12. Nimetatud elemendid annavad kergesti oma välisest elektronihist elektrone ära, muutudes sealjuures positiivselt ühe- ja kahevalentseks ning omandades metallilisi omadusi. Elektronide äraandmine võib aga toimuda ka välisele elektronihile järgnevalt kihilt, sest see on lõplikult kujunemata (stabiliseerumata). Vii-

masest nähtusest tingitult võib mainitud elementide maksimaalne valents olla positiivselt kuus. Tähtsaim element kõrvalrühmas on kroom.

§ 45. Kroom (*Chromium* — Cr, aatomkaal 52, aatomnumber 24).

Kroomi leidumine ja saamine. Kroomi leidub looduses kroomrauakivina — $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$. Tähtsamad leiukohad Nõukogude Liidus asetsevad Kasahstanis ja Uuralis. Rohkesti leidub teda Transvaalis, Lõuna-Rodeesias, Briti Indias, Kuuba saarel, Türgis ja Jugoslaavias.

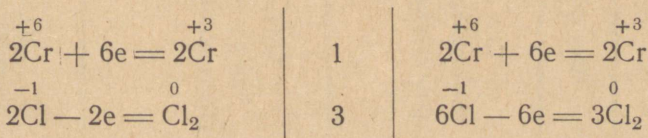
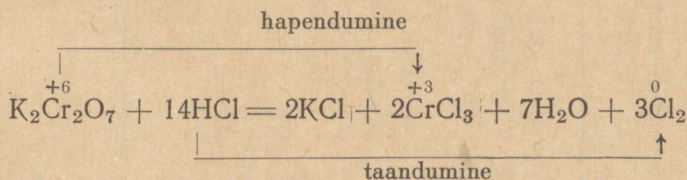
Kroomrauakivi taandamisel söega saadakse raua ja kroomi sulam ferrokroom, mida rauametallurgias kasutatakse kroomterase valmistamisel. Kroomteras on väärtuslik oma tugevuse ja roostekindluse poolest.

Kroomi hapendite taandamisel alumiiniumiga saadakse vaba, metalse läikega kroom.

Kroomi omadused ja ühendid on esitatud kokkuvõtlikult tabelis 10.

Kromaadid on head hapendajad.

Hapendamist teostatakse hapus keskkonnas. Hapendumine seisab selles, et kuuevalentne Cr, liitudes 3 elektroniga, muutub kolmevalentseks:



Tabel 10.

Kroomi ühendid.

Hapendid	Alused	Happed	Soolad	Cr valents	Tähtsamad ühendid
CrO kroomishapend (kroomisooksüüd)	\leftarrow Cr (OH) ₂ saadakse : CrCl ₃ + NaOH	—	CrCl ₃ saadakse : Cr + HCl	+2	Kahevalentsed ühendid on ebapüsivad ja hapenduvad kergesti kolmevalentseks
Cr ₂ O ₃ kroomhapend (dikroomtrioksüüd)	\leftarrow Cr (OH) ₃ ↑	\rightarrow	Cr metallina CrCl ₃	+3	Cr ₂ O ₃ — roheline värvaine, kasut. klaasi ja portselani värvimiseks K Cr(SO ₄) ₂ — kroommaarias, kasut. parkimiseks
CrO ₈ kroomkolmelishapend (kroomtrioksüüd)	—	H ₂ CrO ₄ → kroomhape H ₂ Cr ₂ O ₇ → bikroomhape	K ₂ CrO ₄ kromaadid K ₂ Cr ₂ O ₇ bikromaadid	+6	Kromaadid } on head Bikromaadid } hapendajad CrO ₃

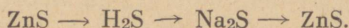
Kroomirühma kuuluvad molübdeen ja volfram on tähtsamad ained terase eri sortide valmistamisel. Volframist valmistatakse elektripirnide hõõgtraate. Uraan omab suurt tähtsust aatomienergia saamisel.

Ülesandeid.

1. Kuidas saada väävelvesinikku, lähtudes väävlist, rauast ja soolhapest? Kirjutada võrrand.

2. Mitu g väävelvesinikku saame, mõjudes 20 g 10%-lise väävelhappega väävelrauale?

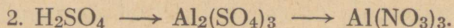
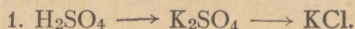
3. Kuidas teostada järgmiste ainete muutmist järjekorras:



4. Mitu korda väävliisgaas on metaanist raskem?

5. Üks produktidest, mis tekib kontsentreeritud väävelhappe toimel söesse, on väävliisgaas. Missugune teine gaas esineb veel reaktsioonil tekkinud produktide seas? Kirjutada võrrand.

6. Kuidas teostada järgmiste ainete muutmist:



XII. Ülevaade perioodilise süsteemi VII rühmast.

§ 46. VII rühma üldine iseloomustus.

Perioodilise süsteemi seitsmes rühm sisaldab eneses kõige aktiivsemaid mittemetalle fluori (F) ja kloori (Cl) ning nendega keemiliselt sarnaseid broomi (Br) ja joodi (J). Suurte perioodide paarisarvuliste ridade elemendid on nihutatud rühmas vasakule poole ja ilmutavad amfoteersust ning metallilisi omadusi.

§ 47. VII rühma põhirühma iseloomustus.

Rühma paremale poolele nihutatud elemendid F, Cl, Br ja J moodustavad põhirühma ja kannavad halogeenide (soolasünnitajate) nimetust. Mainitud elementide aatomite välises elektronkihis on 7 elektroni. Halogeenid liidavad endaga kergesti ühe elektroni, muutudes negatiivselt ühevalentseks ioniks, mis iseloomustab neid kui tüüpilisi mittemetalle. Halogeenid võivad aga ka elektrone ära anda, kusjuures nende maksimaalne valents ulatub $+7$ -ni (Cl-1 ja J-1).

Elektronide äraandmine toimub palju raskemini kui juurdevõtmine, mispärast halogeenide ühendid hapnikuga on vähepüsivad.

Halogeenide omavaheline sarnasus, mis ilmneb eriti kujult kõige mitmekesisemates keemilistes reaktsioonides, on seletatav nende aatomite välise elektronikihi ehitusega. Halogeenide omavahelisi erinevusi nii füüsikalistes omadustes kui ka

keemiliste reaktsioonide suhtelises aktiivsuses põhjustavad väliselektronide kaugused aatomituumadest.

Halogeenide leidumine looduses. Halogeene leidub looduses ainult seotult. Halogeenide sisalduvus maakoores, väljendatult aatomiprotsentides, on järgmine: Cl — 0,09%, F — 0,03%, Br — $1 \cdot 10^{-4}\%$ ja J — $8 \cdot 10^{-7}\%$.

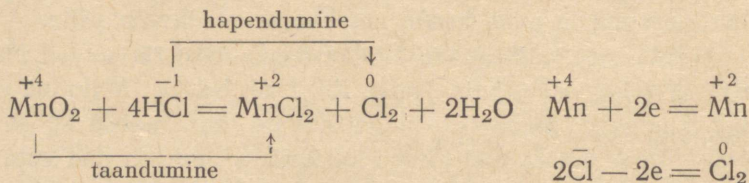
Kloor ja fluor kuuluvad võrdlemisi levinud elementide hulka, kuna broomi ja joodi leidub maakoores võrdlemisi vähe.

Tähtsamad halogeene sisaldavad ühendid on soolad NaCl, KCl, $MgCl_2$, CaF_2 , KBr, NaBr, KJ, NaJ, $NaJO_3$. Mainitud soolad kuuluvad maakoort moodustavate mineraalide koostisse. Neid esineb lahustunud olekus looduslikes vetes ja nad võtavad osa elusorganismide ehitusest. Kõige enam esinevaid kloori ühendeid käsitlesime leelismetallide peatükis (keedusool — NaCl, sülviiin — KCl, karnaliit — $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$).

Tähtsaim fluori ühend on sulapagu — CaF_2 , mis moodustab maakoores tihti suuri lademeid ja on saanud oma nime sellest, et metallurgias tema lisandamisel maakidele sulavad viimased palju madalamal t° -l. Teisi ühendeid — naatrium- ja kaaliumbromiidi, naatriumjodiidi ja naatriumjodaati ($NaJO_3$) — leidub hajusalt. Kivisoola-lademetes esineb lisanditena peamiselt broomi ühendeid, tšiili salpeetri lademetes jodaate — $NaJO_3$. Inimese hambaemal sisaldab fluori ühendeid, kilpnääre joodi ühendeid, millel on tähtsus ainevahetuse reguleerimisel. Joodisoolade % on eriti kõrge mõnedes vetikates, näit. lehtadrus, mille tuhest toodetaksegi joodi. Rohkesti leidub joodi veel nafta puuraukude vetes. Esimese viisaastaku lõpuks ehitati Nõukogude Liidus kaks joodivabrikut, millede toodang rahuldab Nõukogude Liidu vajadusi täielikult (revolutsioonieelne Venemaa vedas joodi välismaalt sisse).

Lihtainena saadakse halogeene ühenditest. 1774. a. avastas kloori Scheele, 1811. a. joodi Courtois, 1826. a. broomi Balard, 1886. a. fluori Moissan.

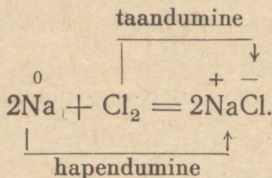
Halogeenide saamine. Looduslikes ühendites esinevad halogeenid peamiselt negatiivsete ionidena. Sellest tuleb nende saamisviis, mis seisab negatiivsete ionide hapendamises. Hapendamist teostatakse hapendajate abil. Näit. kloori, broomi ja joodi saamisel laboratoorselt kasutatakse hapendajana mangaandioksiidi — MnO_2 , millega mõjutakse halogeenvesinikhapetele:



Fluori pole võimalik saada hapendajatega hapendamisel. Halogeenide negatiivsete ionide hapendamist võib teostada ka elektrolüüsi teel. Katoodil, nagu teame, toimub taandumine, anoodil hapendumine.

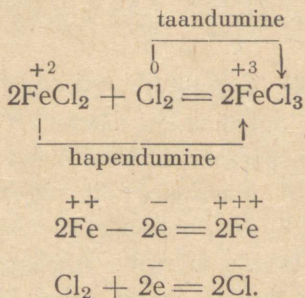
Fluori võib tema suure suguluse tõttu elektronidega, mis seisab selles, et ta ei anna elektrone oma väliskestast ära, saada ainult elektrolüüsi teel.

Halogeenide keemilised omadused. Halogeenid on väga aktiivsed elemendid. Nende aktiivsusest on tingitud nende esinemine looduses ainult ühenditena. Halogeenid ühinevad peaaegu kõikide elementidega. Eriti aktiivsed on halogeenid metallide ja vesiniku suhtes. Mõned metallid põlevad klooris, eraldades soojust ja valgust. Näiteks põleb õhu käes süüdatud naatrium klooriga täidetud purgis ereda leegiga, tekitades suitsu — $NaCl$:



Metallide ühinemisel klooriga annab metall alati elektrone ära ja halogeen võtab neid vastu.

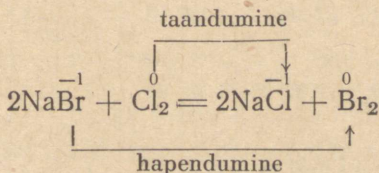
Halogeenid on energilised hapendajad. Halogeenide hapendustoime väljendub veel nende ja mitmesuguste ühendite vahelistes reaktsioonides, näit.:



Siin hapendub kahevalentne raud kolmevalentseks rauaks kloori mõjul.

Asendusreaktsioonid halogeenide ja soolade vahel lubavad meil näha, missugune halogeen metalli suhtes on kõige aktiivsem; missugune kõige vähem aktiivne. Nii tõrjub F kõik teised halogeenid ühenditest välja, Cl tõrjub välja broomi ja joodi, Br ainult joodi, kuna J ei tõrju teisi halogeene ühenditest välja. Seega on F kõige aktiivsem element, J — kõige vähem aktiivne metallide suhtes.

Asendusreaktsiooni näide:



Asendusreaktsioonidega on võimalik aktiivsete halogeenidega saada vähem aktiivseid nende ühenditest.

Halogeenide aktiivsus H suhtes avaldub järgmistes nähtustes:

1. Fluor ühineb vesinikuga harilikul temperatuuril plahvatusega.
2. Kloor ühineb vesinikuga harilikul temperatuuril aeglaselt.
3. Broom ühineb vesinikuga temperatuuri tõstmisel.
4. Jood ühineb vesinikuga ainult tugeva kuumutamise tagajärjel.

Viies halogeenide keemilise aktiivsuse sõltuvusse tabelis esitatud halogeenide omadustega näeme, et keemilised omadused muutuvad seaduspäraselt aatomituuma laengu tõusu suunas. Mittemetallilised omadused on tugevad fluoriga ja kõige nõrgemad joodil. Aktiivsus metallide ja vesiniku suhtes kasvab fluoriga, mida tabelis märgime noolega. Noole suund näitab aktiivsuse tõusu suunda (vaata tabel 11).

Halogeenide omadused ja omaduste sõltuvus aatomi ehitusest.

Tabel 11.

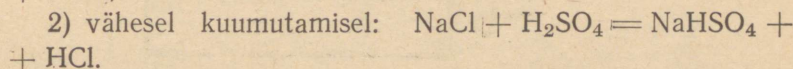
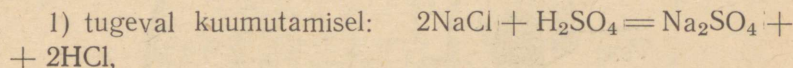
Elemendi sümbool	Erikaal	Sulamis- t°	Keemis- t°	Aatom- kaal	Aatom- number	Tuumalaeng	Üldine elektro- nide arv	Valents- elektro- nide arv	Negatiivne valents	Aktiivsus H ja metal- lide suhtes	Aktiivsus O suhtes	Värvus ja olek
F	1,11	-223	-188	19,0	9	+9	9	7	-1			rohekas- kollane gaas
Cl	1,57	-100,5	-33,9	35,46	17	+17	17	7	-1			kollakas- roheline gaas
Br	3,14	-7,3	58,7	79,92	35	+35	35	7	-1	↑		punakas- pruun- vedelik
J	4,93	58,19	164,4	126,92	53	+53	53	7	-1		↓	mustjas- hall tahke aine (aurud lillad)

Ab

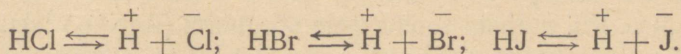
Halogeenide kasutamine. Halogeenid lihtainetena leiavad suurt kasutamist. Fluori kasutamine on tema võrdlemisi raske saamisviisi tõttu pidurdatud. Kloori kasutatakse toorainena mitmesuguste anorgaaniliste ja orgaaniliste ühendite valmistamisel (kloorlubi, värvid, ravimid). Kloori kasutatakse puuvillase riide ja paberi pleegitamisel, vee desinfitseerimisel, sõjagaasina ja teiste sõjagaaside valmistamisel.

Broomist valmistatakse ravimeid, värvaineid, valgustundlike fotoplaate. Joodi kasutatakse joodtinktuurina desinfitseerimiseks ja mitmesuguste ravimite valmistamiseks.

Halogeenide ühendid. Väga tähtsad on halogeenide ühendid vesinikuga. Neid võime saada (peale otsese saamisviisi elementidest) looduslikest halogeensooladest väävelhappe toimel:



Halogeenvesinikühendid on gaasid ja lahustuvad vees, tekitades vastavaid happeid. Tähtsaim hape on soolhape. Teistest hapetest omab praktilist tähtsust fluorvesinikhape — HF, mida kasutatakse klaasile mustrite tegemisel ja klaasi pinna matiks muutmisel. Halogeenvesinikhapped on peale fluorvesinikhappe kõik tugevad happed, kuna nad vesilahuses tugevasti ioniseeruvad:

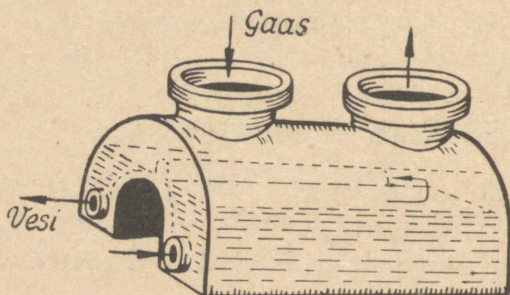


Soolhape — HCl. Soolhape omab väga suurt praktilist tähtsust. Tööstuslikuks otstarbeks saadakse soolhapet keedu-soolast väävelhappe toimel erilises nõus, mis on valmistatud tule- ja happekindlast savist.

Seda nõu kuumutatakse pealt ja alt generaatorigaasi leegiga, kuni eraldub kloorvesinik ja tekib Na₂SO₄. Naatriumsul-

faat juhitakse nõu põhjast välja. Nõu ülemisest osast juhitakse kloorvesinik esialgu puhastustorni, kus ta vabastatakse H_2SO_4 udust jne.

Puhas HCl juhitakse lahustamiseks seadeldisse, mida nimetatakse tsellaariuseks (vt. joon. 13). Tsellaariuse üksikud lülid (joonisel *a*, *b*, *c*) on üksteisega ühenduses torude abil, kus vesi voolab vastu gaasidele, mida juhitakse puhastustornist jämedamate, lülisid ülalt omavahel ühendavate torude kaudu.



Joon. 12. Tsellaariuse lüli.

Kloorvesiniku küllastunud vesilahus, 39%-line soolhappe, juhitakse välja viimasest tsellaariuse lülist.

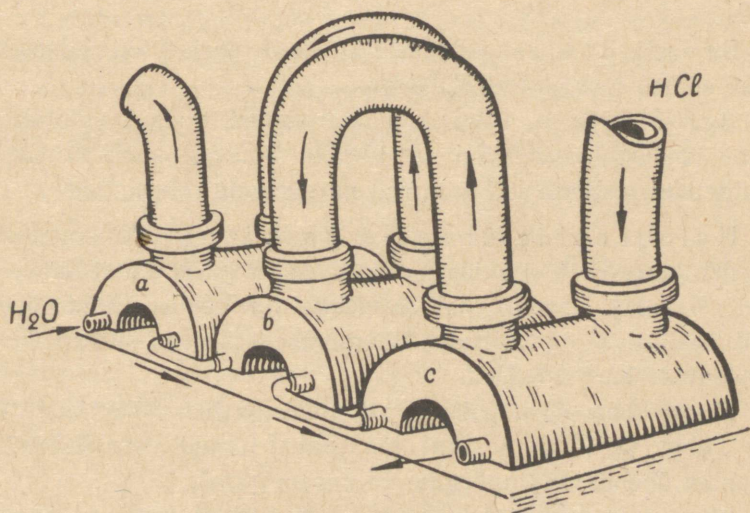
Kontsentreeritud soolhappe (39%-line) suitseb õhu käes, sest temast eraldub kloorvesinik, mis annab õhu niiskusega väga väikesi soolhappe tilku. Kuivas õhus kontsentreeritud soolhappe ei suitse. Kui mõjuda soolhappele pörgukivi ($AgNO_3$) lahusega, tekib valge sade $AgCl$, mis hapetes ei lahustu. Hõbeda-ioon on kloori-ioonidele reaktiiviks.

Soolhappe reageerib paljude metallidega (välja arvatud pingereas vesinikust paremal pool seisvad metallid), kusjuures eraldub vesinik ja tekivad soolad, mida nimetatakse kloriidideks.

Vastavalt tekitavad teised halogeenvesinikhapped sooli, mida nimetatakse fluoriidideks, bromiidideks ja jodiidideks.

Tähtsamad halogeenvesinikhape soolad.

Kloriidid. Keedusool — NaCl — omab praktilist tähtsust igapäevases elus toidu lisandina ja konservimisainena. Tööstuses on NaCl tooraine kloori, soolhape, seebikivi ja sooda valmistamisel. Keedusoola kasutatakse värvimis-, seebi- ja paljudes teistes tööstustes.



Joon. 13. Tsellaarius.

Kaltsiumkloriid — CaCl_2 — on hügrokoopne aine, mida kasutatakse kuivatusseadmetes ja külmutussegude koostisosana.

Kaaliumkloriidi — KCl — kasutatakse suurtes hulkades väetusainena.

Hõbekloriidi — AgCl — kasutatakse fotoasjanduses valgustundliku soolana.

Tsinkkloriidi — $ZnCl_2$ — kasutatakse puidu immutamiseks mädanemise vastu.

Baariumkloriidi — $BaCl_2$ — kasutatakse suhkrupeetide kahjurite tõrjeks.

Kloriidid on enamikus vees kergesti lahustuvad soolad.

Fluoriidid. CaF_2 — sulapagu — on väga vähe lahustuv sool, kuna AgF on lahustuv ja selles mõttes vastand teiste halogeenide hõbedasooladele. Enamik fluoriide on raskesti lahustuvad.

Bromiidid ja jodiidid. Need soolad on lahustuvuse suhtes sarnased kloriididega.

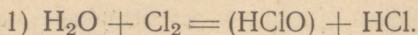
AgJ ja $AgBr$ on valgustundlikud soolad, mida kasutatakse fotoasjanduses. Bromiidid ja jodiidid omavad suurt tähtsust arstiteaduses. Br-soolad mõjuvad närvikavale rahustavalt.

Halogeenide ühendid hapnikuga. Halogeenid hapnikuga otseselt ei ühine ja tekitavad ühendeid ainult kaudsel teel. Hapniku ühendid halogeenidega on kaunis ebapüsivad. Eriti ebapüsivad on hapendid. Enam-vähem püsivad on hapnikku sisaldavate hapete soolad.

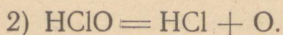
Fluori ühendeid hapnikuga on vähe uuritud. Alles 1927. a. sai Lebot ja 1930. a. Ruff tänapäeval tuntud ainsa fluori ja hapniku ühendi OF_2 (mürgine värvusetu gaas).

Kloori ühendeid hapnikuga on enam uuritud. Kloor on ühendes hapnikuga alati positiivse valentsiga, kusjuures kõrgeim valents on seitse.

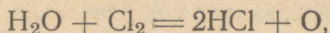
Praktilist tähtsust omavad hapnikku sisaldavatest kloori ühenditest kloorlubi ja bertolee sool. Kloorlubi on alakloorishappe ($HClO$) sool. Alakloorishape tekib kloori toimel veesse:



Alakloorishape on ebapüsiv ja laguneb edasi:



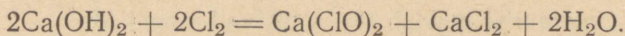
Vabaneval atomaarsel hapnikul on pleegitav toime. Kloori toimet veesse kirjutame ka järgmiselt:



jättes siinjuures kirjutamata reaktsioonil tekkiva vaheprodukti — alakloorishappe (HClO), millel on tugev hapendav toime.

HClO on ühealuseline hape. Happe HClO soolad kannavad hüpokloriti nimetust. Hüpoklorit on samuti tugev hapendaja.

Kui juhime kustutatud lubjale kloori, siis tekivad 2 soola — kaltsiumkloriid (CaCl_2) ja kaltsiumhüpoklorit [$\text{Ca}(\text{ClO})_2$]. Nende mõlemate soolade segu nimetatakse kloorlubjaks:



Kloorlupja kasutatakse tema hapendava toime tõttu pleegitamisel, desinfitseerimisel ja degaseerimisel.

Bertolee sool, KClO_3 , on kloorhape — HClO_3 sool. Kloorhappe sooli nimetatakse kloraatideks.

Bertolee sool (kaaliumkloraat), KClO_3 , on samuti hea hapendaja. Teda kasutatakse hapniku saamiseks laboratoorsel teel, pürotehnikas bengaal tule valmistamiseks kui ka süütepommides.

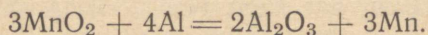
§ 48. VII rühma kõrvalrühm.

Siia kuuluvad elemendid mangaan — Mn, tehniitsium — Tc ja reenum — Re. Kõrvalrühma elementide keemilised omadused on sõltuvad vähestest elektronidest (2) välises elektronkihis, mistõttu neil puudub kalduvus elektrone juurde võtta. See omakorda tingib elementide metallilise iseloomu.

Praktilist tähtsust omab käsitletava kõrvalrühma elementidest mangaan — Mn. Mangaani leidub looduses mineraal pürolüsiidina — MnO_2 ja brauniidina — Mn_2O_3 . Kõrge mangaanisaldusega mangaanimaakide poolst on Nõukogude Liit esi-

mesel kohal maailmas. Tähtsamad mangaanimaakide leiukohad asetsevad siin Taga-Kaukaasias ja Ukrainas Nikopoli lähedal. Mangaanimaakide-rikkad on veel Austraalia, Lõuna-Ameerika, Brasiilia ja Briti India.

S a a m i n e. Mn saadakse pürolüüsiidi taandamisel alumiiniumiga:



Mangaan lihtainena meenutab rauda. Ta on kõva, erikaal 7,3, sulamistemperatuur 1250°. Õhu käes seistes kattub mangaan õhukese hapendikorruga. Ta lahustub lahjendatud hapetes, kusjuures eraldub H_2 ja tekivad ioonid Mn^{++} .

Mangaani kasutatakse peamiselt metallurgias. Mangaani lisandamine terase valmistamisel soodustab terase kvaliteeti rikkuva väävli kõrvaldamist räbu näol.

Mangaani ühendid:

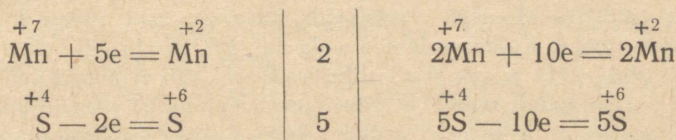
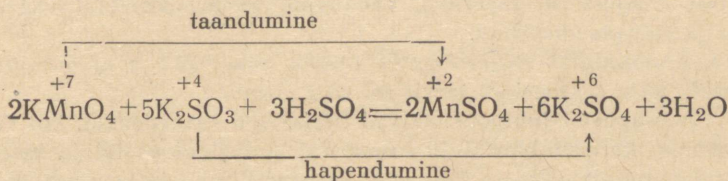
T a b e l 12.

Hapendid	Hapendite iseloom	Omadused
MnO Mn ₂ O ₃	aluselised	MnO on roheline pulber; NaOH toimel MnCl ₂ -sse tekib Mn(OH) ₂ .
MnO ₂	amfoteerne	Ilmutab väga nõrgalt nii aluselisi kui ka happelisi omadusi, mispärast tema soolad on väga ebapüsivad. MnO ₂ on ise hea hapendaja.
MnO ₃ Mn ₂ O ₇	happelised	HMnO ₄ — permangaanhape; soolad: permanganaadid. H ₂ MnO ₄ — mangaanhape — manganaadid.

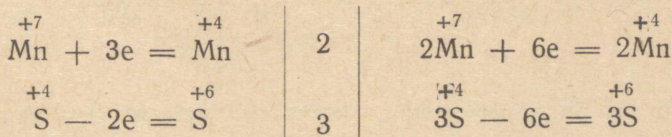
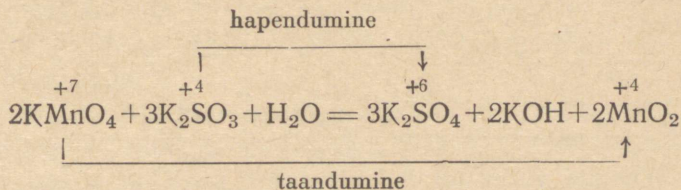
Tähtsaim mangaani sool on kaaliumpermanganaat — KMnO₄, lilla kristalne aine. Ta on väga tugev hapendaja. Hapendamisel taandub seitsmevalentne mangaan neljavalent-

seks (sel juhul on taandumisproduktiks MnO_2) või kahevalentseks (taandumisproduktiks on kahevalentse Mn soolad). Hapendumise iseloom oleneb hapendumiskeskkonnast. Vaatleme reaktsiooni:

1) hapustatud keskkonnas:



2) neutraalses keskkonnas:



KMnO_4 leiab kasutamist keemia praktikas ja desinfitseeriva vahendina arstiteaduses.

Ülesandeid.

1. Kloorvette valati sinist lakmust. Pange tähele, mis toimub. Selgitada nähtus.

2. Kloorvette valati NaBr-lahus. Pange tähele, mis toimub. Selgitada nähtus.

3. Näidata kaks magneesiumkloriidi saamisviisi, lähtudes järgmistest ainetest: magneesium, keedusool, kontsentreeritud väävelhape ja mangaandioksiid.

4. Alumiiniumi soojendamisel klooris saadi 26,7 g alumiiniumkloriidi. Mitu g kloori oli tarvis sel reaktsioonil?

5. Missugustel juhtudel tekivad keemilised reaktsioonid, kui viia ühendusse kaltsiumkloriid ja broomvesi, kaltsiumbromiid ja kloorvesi, alumiiniumjodiid ja kloorvesi, kaltsiumkloriid ja joodvesi? Kirjutada võrrandid.

6. Töötades klooriga tõmbekapis kattuvad seal vasest kraanid rohelise ainega. Kuidas seletada seda nähtust? Kirjutada reaktsioon.

7. 1914.—1918. a. imperialistliku sõja ajal, mil toimusid pealetungid klooriga, pandi tähele, et värvimata raudplekist esemed kattusid punakaspruuni ja vasest esemed rohelise kihiga; rohelised taimed muutusid valkjalt kahvatuks. Kuidas seletada nähtust?

XIII. Ülevaade VIII rühma metallidest.

§ 49. Rühma üldine iseloomustus.

VIII rühma metallid moodustavad ülemineku suurte perioodide paarisarvuliste ridade elementidelt samade perioodide paaritute ridade elementidele. See ilmneb VIII rühma elementide omadustes: olles metallid omavad nad kallakut mittemetallilisuse suunas ja on keskse asendiga teravalt väljakujunenud metallide ja mittemetallide vahel.

VIII rühma elemendid, otsustades rühma numbri järgi, peavad omama kõrgeimat valentsi 8. Kuid selle rühma enamiku elementide valents on väiksem — 6, 4, 3 ja 2. Kahel elemendil — ruteeniumil ja osmiumil — tuntakse kõige kõrgemaid hapendeid, milledes nad on positiivselt kaheksavalentsed — RuO_4 ja OsO_4 . Teiste elementide kaheksavalentsed ühendid on veel saamata.

VIII rühma metallid jagunevad kolme alarühma: 1) raua alarühm — raud, koobalt, nikkel, 2) kerged platinametallid — ruteenium, roodium, pallaadium, 3) rasked platinametallid — iriidium, osmium, plaatina.

Iga alarühma metallid on omavahel väga sarnased. Tähtsaim VIII rühma elementidest on raud.

§ 50. Raud (*Ferrum* — Fe, aatomkaal 55,85, aatomnumber 26).

Raud on väga levinud element maakoos ja ka teistel taevakehadel, kus ta esineb ühenditena. Ta moodustab 4,2% sellest

maakoore osast, mis on meie uurimistele kättesaadav. Oletatakse, et meie planeedi tuum koosneb peamiselt rauast ja moodustab 40% maakera massist. Raud kuulub taim- ja loomorganismide koostisse. Täiskasvanud inimese organism sisaldab 3—3,5 g rauda, millest 75% kuulub hemoglobiini koostisse ja on põhiliseks katalüsaatoriks hingamisprotsessides. Raua poolt rikkamad elundid on maks ja põrn. Raua puudus põhjustab taimedel sageli kloroosi (kahvatustõbe) ja loomadel aneemiat (tuimastust).

Keemiliselt puhast rauda võib saada tema lahustunud sooladest elektrolüüsi teel. Raua erikaal on 7,84, sulamistemperatuur 1535°C ja keemistemperatuur 2880° . Õhu ja vee suhtes on keemiliselt puhas raud püsiv. Seevastu lisandeid sisaldav raud allub niiskuse, õhu süsihappegaasi ja hapniku mõjul korrosioonile. Korrosioonil tekkinud roostekord raudesemetel koosneb peamiselt raudoksüüdihüdraadist ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$). Et see kiht on rabe ja poorne, siis ei kaitse ta metalli edaspidise roostetamise eest. Korrosiooni tagajärjel hävib iga aasta 25 miljonit tonni rauda, mis moodustab peaaegu veerandi rauatoodangust maailmas selle aja jooksul.

Levinumais ühendeis on raud kahe- ja kolmevalentne. Ferrioksüüd — FeO — ja temale vastav hüdraat $\text{Fe}(\text{OH})_2$ omavad aluselist iseloomu. Ferrioksüüd — Fe_2O_3 — ja temale vastav hüdraat $\text{Fe}(\text{OH})_3$ näitavad amfoteerseid omadusi. Ferrioksüüdile vastavad raudhape — HFeO_2 — ja selle soolad — ferritid. Näitena toome magnetraua — Fe_3O_4 , mille valemit võime kirjutada nii:

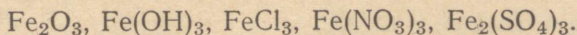


Kuuevalentsele rauale vastavad hapend FeO_3 (raua anhüdriid) ja H_2FeO_4 — raudhape, mida tuntakse ainult soolade — ferraatide näol, näit. BaFeO_4 — baariumferraat. Kõik ferraadid on tugevad hapendajad.

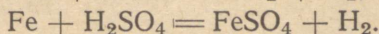
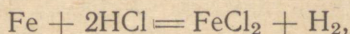
Raud moodustab kaks rida ühendeid, mis vastavad kahele tähtsamale hapendile — ferro- ja ferrihapendile.

Ferrohapendi rida: FeO , Fe(OH)_2 , FeCl_2 , FeCO_3 , FeSO_4 jne.

Ferrihapendi rida:

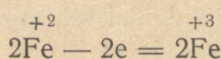
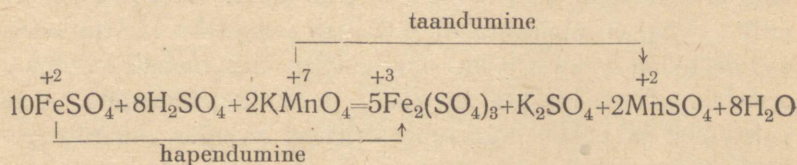


Kahevalentse raua soolad tekivad raua lahustamisel hapetes raua ülihulga puhul:

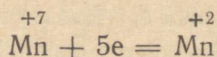
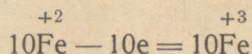


Need hapenduvad õhuhapniku ja hapendajate mõjul kolmevalentse raua sooladeks. See hapendumine toimub eriti kergesti vabade hapete juuresolekul.

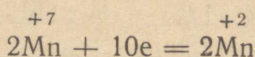
Ferrosulfaadi hapendumine hapus keskkonnas permanganaadiga:



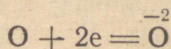
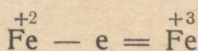
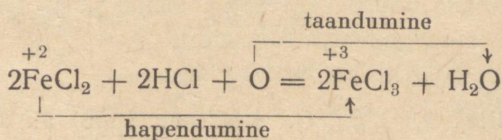
5



2



Ferrokloriidi hapendumine ferrikloriidiks:



R a u a m a a g i d. Tööstuslikuks raua saamise allikaks on rauamaagid.

a) Magnetraumaak (magnetiit) — Fe_3O_4 . Selle võimsad lademed asetsevad Nõukogude Liidus Uuralis (Vössokaja, Magnitnaja, Blagodati mägi).

b) Punane rauakivi (hematiit) — Fe_2O_3 . Selle lademeid leidub Nõukogude Liidus rikkalikult Krivoi Rogis ja Ukrainas.

c) Pruun rauakivi (limoniit) — $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Rikkalikult leidub seda Nõukogude Liidus Uuralis (Bakalski ja Halilovo maak) ja Krimmis (Kertši maak).

d) Rauapagu (sideriit) — FeCO_3 . Omab teisejärgulist tähtsust.

Väga paksud rauamaagilademed avastati Kurski lähedal ja nende ümbertöötamisele on asutud. Hiljuti on avastatud rikkalikke rauamaagilademeid Koola poolsaarel. Looduses leiduv püriit, FeS_2 , ei kuulu malmi ja terase saamiseks tarvitavate rauamaakide hulka väävlisisalduse tõttu, mis metalli kvaliteeti alandab. Tänapäeval kasutatakse püriiti rauamaagina peale põletamist ja väävli eraldamist erilistes ahjudes väävelhappetööstustes.

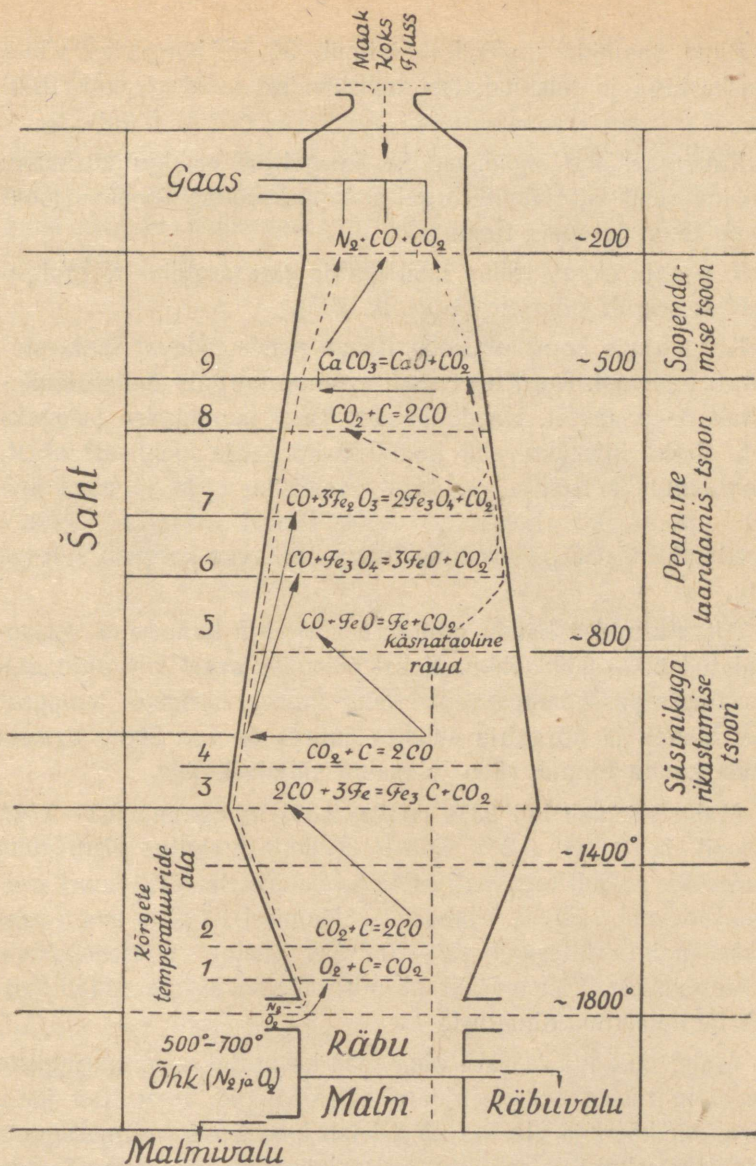
Rauatagavarade poolest on Nõukogude Liidul esimene koht maailmas. Ta omab 50% maailma tagavaradest.

M a l m i t o o t m i n e j a o m a d u s e d. Raul on erakordne tähtsus praktilises elus, olles kaasaegse masinaehituse alus. Võrreldes revolutsioonieelse Venemaaga on raua kasutamine Nõukogude Liidus tugevasti tõusnud ja jätkab tõusuteed, mida näeme alljärgnevatest arvudest.

Malmi toodang miljonites tonnides:

1913. a.	1917. a.	1932. a.	1937. a.	1940. a.	1950. a.
4,2	2,3	6,2	14,7	15,0	19,5

Plaani kohaselt peab rauatoodang 1950. aastal võrreldes 1913. aastaga tõusma 4,6-kordselt.



Joon. 14. Kõrgahju skeem.

Raua saamine maakidest toimub 30 m kõrgustes, välise teraskestaga ja tulekindlatest telliskividest voodriga kõrgahjudes.

Rauamaakidest saadakse ka kõrgahjus esialgu süsinikku sisaldav raud — malm. Kõrgahju tootmisvõime ööpäeva jooksul on tuhat ja enam tonni.

Kõrgahju skemaatiline läbilõige ja järkjärguline kõrgahju protsess selgub jooniselt 14 (vt. lk. 145).

Kõrgahjude konstruktsioon nõuab nende pidevat (katkestamatut) tegevust. Kord tegevusse astunud kõrgahi töötab lakkeamatult 3—5 aastat. Raudhapendist raua taandumise pidevaks toetamiseks süsiniku abil juhitakse kõrgahju ülemisest osast, niinimetatud kõrgahju suudmest sisse ikka uued ja uued hulgad rauamaaki, koksi ja spetsiaalseid lisandeid (kõige sagedamini CaCO_3), mis maakidega tekitavad kergesti sulavat räbu.

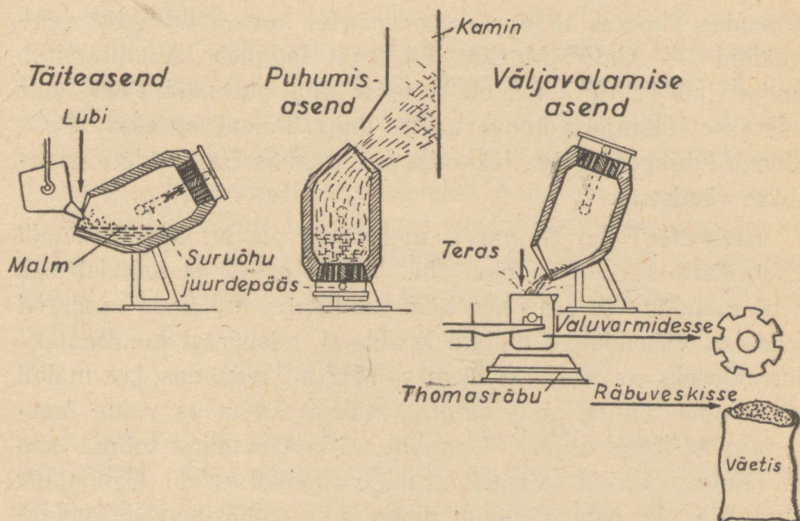
Alt «furmide» kaudu juhitakse kõrgahju kauperites eelsoojendatud $600\text{—}800^\circ$ õhku. Koksi põlemise arvel kõrgahju alumises osas püsib temperatuur 1500° ümber, ülespoole temperatuur alaneb ja kõrgahju suudme juures on see 200° . Eriliste avade kaudu toimub räbu ja malmi väljalaskmine.

Malm sisaldab ligi 93% rauda, 2,3% mangaani, 0,2—2,5% fosforit ja 0,005—0,2% väävlit. Kõikide mainitud elementide juuresolek mõjub tugevasti metalli omadustele. Eriti suurt osatähtsust omab süsinik. Viimase sisaldumisel 1,7% ja enam saadakse malm. Intervall 1,7 — 0,3% C vastab mitmesugustele terasesortidele. Vähema kui 0,3%-lise C-sisaldusega metall kannab taotava raua nimetust.

Malm on kõva ja rabe ning teda kasutatakse mitmesuguste masinate raskete osade valamisel (tööpingid, hoorattad jne.). Teras on kõva ja elastne ning leiab kasutamist mitmesuguste detailide valmistamisel, kus eriti oluline on kõvadus. Taotav

raud erineb terasest ja malmist pehmuse poolest. Temast valmistatakse plekki, traati, naelu jne.

Malmi töötlemine teraseks ja rauaks. Malmi töötlemine teraseks ja rauaks seisab peamiselt süsiniku, räni ja mangaani kõrvaldamises. Nimetatud ainete kõrvaldamine toimub õhuhapniku või raudhapendite hapendava toime tagajärjel.



Joon. 15. Bessemeri konvertor.

Näiteks: $\text{Si} + \text{O}_2 = \text{SiO}_2$ või $\text{Si} + 2\text{FeO} = \text{SiO}_2 + 2\text{Fe}$.

$2\text{Mn} + \text{O}_2 = 2\text{MnO}$ või $\text{Mn} + \text{FeO} = \text{MnO} + \text{Fe}$.

$2\text{C} + \text{O}_2 = 2\text{CO}$ või $\text{C} + \text{FeO} = \text{CO} + \text{Fe}$.

$4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$ või $2\text{P} + 5\text{FeO} = \text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{Fe}$

Mangaanhapendid lähevad räbusse. Süsihappegaas eraldub gaasina. Fosforhapend võib räbusse üle minna ainult tuge-

vate aluste juuresolekul (lubi). Vastasel korral taandab teda raud uuesti.

Bessemer'i (1855. a.) menetlus seisab erilise Bessemer'i konvertori tarvitamises, mis skemaatiliselt on kujutatud joonisel 15. Konvertorisse valatakse vedelat malmi ja sellest juhitaks läbi tugev õhujuga. Seejuures põlevad ära lisandid. Kogu protsess kestab 15—18 minutit. Bessemer'i menetluse puudus seisab selles, et siin ei eraldu väävel ega fosfor. Fosfori eemaldamise lahendas Thomas 1878. a., vooderdades konvertori seest dolomiidiga — $\text{CaCO}_3\text{MgCO}_3$. Dolomiit laguneb kuumutamisel, andes CaO ja MgO , mis on aluselist tüüpi hapendid. Peale selle lisatakse sulatajana konvertorisse lupja. Põlemisel tekkiv P_2O_5 ühineb lubjaga räbuks, tekitades nn. toomasräbu, mida kasutatakse väetisena.

Bessemer'i ja Thomas'e menetluse puudus seisab metalli energilises segamises õhu abil. Selle tagajärjel seguneb osa räbu metalliga ja osa õhku lahustub temas. Mõlemad mainitud asjaolud vähendavad metalli kvaliteeti, mispärast kohasemaks menetluseks on osutunud Siemens-Martin'i menetlus, kus malmi töötlemine toimub generaatorigaasidega köetavas vanni meenutava põhjaga ahjus. Lisandite väljapõletamine toimub siin nii õhuhapniku kui ka raudhapendite hapniku kulul. Õhuhapnik puutub kokku sulava malmi pinnaga ja raudhapendid lisandatakse sulavasse malmi. Vanni vooder, olenevalt metallist, võib olla happeline või aluseline.

Siemens-Martin'i menetluse paremus, võrreldes kahe eelmise menetlusega, seisab selles, et saadakse metall, mis pole küllastunud õhuga ja millel on kindel soovitud koostis, sest terase saamise protsess kulgeb siin 5—6 tundi.

Tänapäeval toodetakse terast peale Bessemer'i, Thomas'e ja Siemens-Martin'i menetluse ka erilistes elekterahjudes.

Nõukogude Liidus toimub terase tootmine peamiselt Siemens-Martin'i menetluse järgi (kuni 75%).

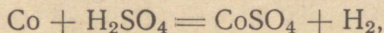
Lisandades harilikule terasele mitmesuguseid teisi elemente saame terase eri sordid, mis rahuldavad igasuguseid masinaehituse nõudeid.

Koobalt (*Cobaltum* — Co, aatomkaal 58,9, aatomnumber 27). Nikkel (*Niccolum* — Ni, aatomkaal 58,7, aatomnumber 28).

Koobalt ja nikkel asetsevad ühes rühmas rauaga. Koobalt on rauaga enam sarnane kui nikkel, nikkel vasega enam sarnane kui koobalt.

Koobalt ja nikkel leiduvad looduses väävli- ja arseenimaa-kide näol ja ka silikaatidena. Mainitud maakide poolest on eriti rikkad Kanada ja Uus-Kaledoonia. Nõukogude Liidus on nikli ja koobalti leiukohad Kesk-Volgal (Halilovo), mis tagavaradelt on teisel kohal maailmas, peale selle Karjalas.

Koobalt ja nikkel on mõlemad magnetiliste omadustega valged metallid. Nad moodustavad hapendid NiO ja CoO, samuti Ni₂O₃ ja CO₂O₃. Metallid reageerivad hapetega, eraldades vesinikku:



Nikkel kuulub sulamite koostisse ja leiab kasutamist elektrotehnikas ning pihustatult katalüsaatorina. Nikkelhapendit kasutatakse aluseliste raud-nikkel-akumulaatorite valmistamisel.

Plaatina metallid.

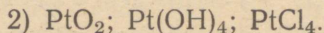
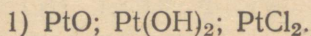
Plaatina (*Platinum*) — Pt, aatomkaal 195,2. Plaatina on hallikas-valge taotav metall, erikaal 21,5, sulamistemperatuur 1773°C, keemistemperatuur 4330°C. Looduses esineb vabalt, segatud metallide iriidiumi, pallaadiumi ja teistega.

Plaatina leiukohad asetsevad Uuralis. Plaatina on väga püsiv hapendumise suhtes ega lahustu hapetes. Teda lahustab ainult kuningvesi (3HCl + HNO₃).

Raskestisulavuse ja püsivuse tõttu keemiliste reaktiivide suhtes kasutatakse plaatinat nõude valmistamiseks, mis on vaja-

likud keemiliste reaktsioonide teostamiseks. Suurt tähtsust omab plaatina katalüsaatorina, sest temal on väga suur adsorptsioonivõime.

Plaatina tekitab kaks rida ühendeid:



Omadustelt on platinale lähedased veel 5 elementi: rutenium — Ru, roodium — Rh, osmium — Os ja iriidium — Ir. Looduses esinevad nad tavaliselt koos platinaga, mispärast nad kannavad ka platinametallide nimetust.

Silmapaistva passiivsuse tõttu hapete suhtes leiab iriidium kasutamist sulamina koos platinaga. Keemias tarvitatakse teda nõude valmistamisel, samuti ka elektersoojendajates.

Pallaadium on huvitav seetõttu, et ta on võimeline neelama suuri vesinikuhulki.

Ülesandeid.

1. Kirjutada võrrandid: a) soolhappe, b) kloori ja c) vasknitraadi toime kohta rauasse. Näidata, missugused muutused aatomi ehituses sealjuures toimuvad.

2. a) Kuidas saada ferrohüdrosüüdi, lähtudes rauast? Kirjutada võrrand.

b) Kuidas saada ferrikloriidi, lähtudes rauast? Kirjutada võrrand.

3. Koostada võrrand: ferrikloriidi taandamine vesinikuga ferrokloriidiks.

4. Meil on ferrikloriidi ja ammooniumkloriidi segu. Sellele segule lisada ülekaalus naatriumialust. Eraldada tekkinud sade filtraadist. Mida kujutab sade, mille leiame filtraadist? Vastus selgitada võrrandiga.

5. Näidata reaktsioonidega raua saamise kogu protsess püriidist.

6. Kui palju ränihapendit taandus kõrgahjus 1400 t malmi sulatamisel, kui viimane sisaldas 4% räni?

7. Kui suur hulk süsinik-ühelishapendit võtab osa reaktsioonist 320 t raudhappendi (Fe_2O_3) taandamisel?

XIV. Ülevaade perioodilise süsteemi null-rühmast.

Rühma üldine iseloomustus. Perioodilise süsteemi perioodid lõpevad tabelis elementidega heelium — He, neon — Ne, argon — Ar, krüpton — Kr, ksenoon — X, radoon — Rn. Mainitud elemendid on rühmas kõik paigutatud üksteise alla ja kannavad null-rühma elementide nimetust nende väga püsiva aatomstruktuuri tõttu, millest on tingitud elementide äärmine passiivsus (inertsus). Kõik null-rühma elemendid omavad välises elektronkihis 8 elektroni peale heeliumi, kus aatomis esineb üldse ainult 2 elektroni, mis tuumaga on väga tihedasti seotud; seetõttu moodustub He aatomites niisama stabiilne konfiguratsioon, kui on seda kaheksaelektronilised kestad. Inertsete gaaside aatomid ei anna elektrone ära ega võta neid juurde.

Andmed inertsete gaaside omaduste kohta on toodud tabelis 13.

Tabel 13.

Elemendi sümbol	1 l kaal grammides	Sulamis-temperatuur °C	Keemistemperatuur °C	Aatomkaal	Aatomnumber	Tuumalaeng	Üldine elektronide arv	Elektronkihtide arv	Elektrone väliskihis	Valents	Ligikaudne sisaldus õhus 1000 ruumiühiku kohta
He	0,173	—272	—268,8	4,003	2	+2	2	1	2	0	0,018
Ne	0,899	—248,6	—245,9	20,183	10	+10	10	2	8	0	0,005
Ar	1,780	—190,0	—185,8	39,944	18	+18	18	3	8	0	9,323
Kr	3,710	—157,0	—151,7	83,7	36	+36	36	4	8	0	0,001
Xe	5,850	—111,5	—106,9	131,3	54	+54	54	5	8	0	0,00008
Rn	9,960	— 71,0	— 62,0	222,0	86	+86	86	6	8	0	—

Inertsete gaaside leidumine. Möödunud sajandi lõpuni arvati õhk koosnevat ainult lämmastikust ja hapnikust. Inglise füüsik Rayleigh juhtis tähelepanu õhust ja ühenditest saadud lämmastiku erikaalu vahele (1 liiter õhulämmastikku kaalus 1,2572 g, 1 liiter ühenditest saadud N kaalus 1,2505 g). Keemik Ramsay avaldas oma arvamust nimetatud vahe kohta, oletades, et õhu koostisse kuulub peale O_2 ja N_2 veel mõni raskema erikaaluga gaas. Ramsay oletus tõestati ja saadi uus gaas argon — Ar.

Argon — Ar, aatomkaal 39,94. Argon on värvusetu, õhust peaaegu $1\frac{1}{2}$ korda raskem gaas. Keemiliste omaduste poolest kuulub ta täielikult passiivsete ainete hulka. Ta ei ühine mingisugustes tingimustes teiste ainetega.

Veidi hiljem peale argoni avastamist leidsid Ramsay ja Travers õhus veel heeliumi — He. Element heelium avastati 30 a. varem Päikesel kui Maa peal. See avastamine toimus 1868. a. spektraalanalüüsi teel Louyor'i poolt. Neon — Ne, krüpton — Kr ja ksenoon — X on samuti inertsed gaasid.

Kõiki inertseid gaase iseloomustab veel üks iseärasus — nende molekulid koosnevad ühest aatomist ehk teiste sõnadega: nende aatomid ei ühine molekulideks. Viimane element null-rühmas, radoon — Rn, avastati radioaktiivsete ainete uurimisel. Õhus teda arvatavasti ei leidu. Aatomstruktuuri järgi saab tema koht olla ainult null-rühmas.

Väärisgaasid leiavad inimese poolt praktilist kasutamist. Heeliumi võib tema kerguse ja inerttsuse tõttu kasutada vesiniku asemel õhupallides. Argonit ja neoni kasutatakse elektripirnide täitmisel. Argoniga täidetud reklaamtorud helenavad sinaka valgusega, neooniga täidetud torud oranži valgusega.

Katsed, mida tuleks klassis teostada.

I.

Katsed, mis tõestavad, et ained koosnevad alatises liikumises olevaist molekulidest.

II.

Lagunemis-, ühinemis- ja asendusreaktsioone illustreerivad katsed.

III.

Katsed perioodilise süsteemi rühmade käsitlemisel.

- 1) Vesinikuga taandamine.
- 2) Aktiivsete metallide toime veesse.
Metallide toime hapetesse (H_2 saamine).
- 3) CO_2 toime lubjaveesse.
- 4) Bikarbonaatide tekkimine ja nende lahustuvus vees.
(Tekkinud sadet lubjavees küllastada CO_2 -ga.)
- 5) Katsed Al amfoteersuse selgitamiseks.
- 6) NO ja NO_2 saamine.
- 7) HNO_3 saamine ja omaduste tõestamine.
- 8) Nitraatide omaduste tõestamine.
- 9) Fosfori põlemine.
- 10) O_2 saamine.
- 11) Hapniku aatomite ja molekulide erinevuse tõestamine.
- 12) Hapendite saamine puhtas hapnikus ja õhus.
- 13) Vee toime hapenditesse.

- 14) Cr hapendavast toimest.
- 15) H_2SO_4 omadusi tõestavad katsed.
- 16) Cl saamine.
- 17) Cl ühinemine metallidega ja vesinikuga.
- 18) Br ja J saamine.
- 19) J sublimatsiooni ja lahustuvuse näitamine.
- 20) Kloorlubja pleegitava toime demonstreerimine ja selgitamine.

IV.

Katsed orgaanilises keemias.

- 21) Süsivesinike saamine ja nende omaduste võrdlus.
- 22) Alkoholid hapendumine.
- 23) Aldehüüdide taandavate omaduste tõestamine.
- 24) Bensooli nitreerumine.
- 25) Tärglise hüdroolüüs.
- 26) Orgaaniliste ainete süntees.
Kunstiidi valmistamine.
Plastiliste masside valmistamine.
- 27) Seebikeetmine.
- 28) Katsed, mis võimaldavad kindlaks määrata tähtsamaid katioone ja anioone, näit. kloriidide kindlakstegemine $AgNO_3$ -ga, H^+ ja OH^- kindlakstegemine lakmusega jne.
- 29) Hapete, aluste ja soolade elektrolüüs.
- 30) Mõningate sulamite valmistamine.
Amalgaamid.

Elektrokeemiline metallide rida.

Metallide rida	K Na Ba Ca Mg Al Mn Zn Cr Fe Co Ni Sn Pb H	Cu Hg Ag Pt Au
Aatomite elekt- ronide äraand- mise tendents	v ä h e n e b	
Elektronide vastuvõtmise tendents iooni- del	s u u r e n e b	
Õhuhapnikuga hapendumine	hapendumad õhu käes kergesti	hapen- duvad soojen- damisel
Metallide toime veesse	tõrjuvad veest vesiniku välja harilikul t ^o -l	ei tõrju vesinikku hapetest välja
Metallide toime hapetesse	tõrjuvad vesiniku hapetest välja	hapendu- vad kontsent- reeritud HNO ₃ -s ja H ₂ SO ₄ -s
Leidumine loo- duses	ainult ühenditena	ühendi- tena ja vabalt
Kuidas toimub metallide taan- damine maaki- dest	taandamisel süsinikuga ja alumiiniumi ning vesilahuste elektrolüüsil	harilikul kuumu- tamisel
Metallide rida	K Na Ba Ca Mg Al Mn Zn Cr Fe Co Ni Sn Pb H	Cu Hg Ag Pt Au

Sisukord.

	Lk.
Eessõna	3
I. Sissejuhatus	5
II. Keemia põhimõisted ja seadused atomistlik-molekulaarse teooria valgusel	10
§ 1. Atomistlik-molekulaarse teooria alus ja olemus	10
§ 2. Keemiliste elementide mõiste	12
§ 3. Ainemassi jäävuse ja koostise püsivuse seadus	13
III. Keemilised valemid. Võrrandid ja stõhhiomeetriselised arvutused	15
§ 4. Aatom- ja molekulkaal	15
§ 5. Gaasiliste ainete molekulkaalu määramine	16
§ 6. Aatomkaalu määramine	18
§ 7. Keemilise ühendi valemi tuletamine	21
§ 9 Arvutused võrrandite abil	23
IV. Elementide perioodilisuse seadus ja perioodiline süsteem	26
§ 10. Perioodilisuse seadus	26
§ 11. Elementide perioodiline süsteem	31
§ 12. Mendelejevi süsteemi tähtsus	58
§ 13. Perioodilise süsteemi puudused	40
§ 14. Perioodilisuse seaduse nüüdisaegne fosmuleering	41
V. Tähtsamate elementide ja nende ühendite ülevaade perioodilise süsteemi rühmade järgi	43
§ 15. Vesinik	43
VI. Ülevaade elementide perioodilise süsteemi I rühmast	48
§ 16. I rühma üldine iseloomustus	48
§ 17. Põhirühma — leelismetallide rühma ülevaade	48
§ 18. Kõrvalrühm — vaserühm	54
VII. Ülevaade perioodilise süsteemi II rühmast	59
§ 19. II rühma üldine iseloomustus	59
§ 20. Põhirühma elementide (leelismetallide) iseloomustus	60
§ 21. Kaltsium	60
§ 22. Magneesium	65
§ 23. II rühma kõrvalrühma iseloomustus	66
§ 24. Tsink	66
§ 25. Elavhõbe	68

VIII.	Ülevaade perioodilise süsteemi III rühmast.	71
	§ 26. III rühma üldine iseloomustus.	71
	§ 27. III rühma põhirühma üldine iseloomustus.	71
	§ 28. Boor	72
	§ 29. Alumiinium	73
IX.	Ülevaade perioodilise süsteemi IV rühmast.	79
	§ 30. IV rühma üldine iseloomustus.	79
	§ 31. Süsinik	80
	§ 32. Räni	86
X.	Ülevaade perioodilise süsteemi V rühmast.	89
	§ 33. V rühma üldine iseloomustus	89
	§ 34. Lämmastik	90
	§ 35. Hapendus-taandusreaktsioonid	97
	§ 36. Fosfor	103
	§ 37. Arseen	106
	§ 38. Antimon	107
XI.	Ülevaade perioodilise süsteemi VI rühmast.	109
	§ 39. VI rühma üldine iseloomustus.	109
	§ 40. Hapnik	110
	§ 41. Osoon	112
	§ 42. Hapendid ja nende hüdraadid.	113
	§ 43. Väävel	115
	§ 44. VI rühma kõrvalrühm	124
	§ 45. Kroom	125
XII.	Ülevaade perioodilise süsteemi VII rühmast.	128
	§ 46. VII rühma üldine iseloomustus.	128
	§ 47. VII rühma põhirühma iseloomustus	128
	§ 48. VII rühma kõrvalrühm.	137
XIII.	Ülevaade VIII rühma metallidest	141
	§ 49. Rühma üldine iseloomustus	141
	§ 50. Raud	141
XIV.	Ülevaade perioodilise süsteemi null-rühmast	151
	Katsed, mida tuleks klassis teostada	153
	Elektrokeemiline metallide rida (tabel)	155

Vastutav toimetaja A. Mutt.
Keeleline toimetaja M. Kindlam.

Ladumisele antud 21. V 1948. Trükkimisele antud 26. VIII 1948. Trüki-
arv 3700. Paber 56×79, 1/16. Trükipoognaid 10. Trükitähti trükipoog-
nas 36.000. Arvutuspoognaid 9. MB-07360. Trükikoda „Noor-Eesti“,
Tartu, Kastani 38. Tellimise nr. 514.

На эстонском языке.

К. Кярк, В. Прикман и Л. Виснапуу. Химия для XI класса.

RBL. 3.15

48 745